

Д.И. МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ХИМИЯВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

ДАВР-ЛАР	КАТОР-ЛАР	Э Л Е М Е Н Т Л А Р								Г Р У П П А Л А Р И					
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
I	1	1 H ВОДОРОД 1,008								(H)			2 He ГЕЛИЙ 4,003		
II	2	3 Li ЛИТИЙ 6,940	4 Be БЕРИЛИЙ 9,013	5 B БОР 10,82	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,008	8 O КИСЛОРОД 16	9 F ФТОР 19,00					10 Ne НЕОН 20,183		
III	3	11 Na НАТРИЙ 22,991	12 Mg МАГНИЙ 24,32	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,98	14 Si КРЕМНИЙ 28,09	15 P ФОСФОР 30,975	16 S ОЛТИНГУГУРТ 32,066	17 Cl ХЛОР 35,457					18 Ar АРГОН 39,944		
IV	4	19 K КАЛИЙ 39,100	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 Ti ТИТАН 47,90	23 V ВАНАДИЙ 50,95	24 Cr ХРОМ 52,01	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	26 Fe ТЕМИР 55,85	27 Co КОБАЛЬТ 58,94	28 Ni НИКЕЛЬ 58,71				
	5	29 Cu МИС 63,54	30 Zn РУХ 65,38	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,60	33 As МИШЬЯК 74,91	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,916					36 Kr КРИПТОН 83,80		
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,48	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,63	39 Y ИТРИЙ 88,92	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,91	42 Mo МОЛИБДЕН 95,95	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [97]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,1	45 Rh РОДИЙ 102,91	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4				
	7	47 Ag КУМУШ. 107,880	48 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn КАЛАЙ 118,70	51 Sb СУРЬМА 121,76	52 Te ТЕЛЛУР 127,61	53 I ЙОД 126,91					54 Xe КСЕНОН 131,30		
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,36	57 La* ЛАНТАН 138,92	72 Hf ГАФНИЙ 178,50	73 Ta ТАНТАЛ 180,95	74 W ВОЛЬФРАМ 183,86	75 Re РЕНИЙ 186,22	76 Os ОСМИЙ 190,2	77 Ir ИРИДИЙ 192,2	78 Pt ПЛАТИНА 195,09				
	9	79 Au ОЛТИН 197,0	80 Hg СИМОВ 200,61	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,39	82 Pb КУРГОШИН 207,21	83 Bi ВИСМУТ 209,00	84 Po ПОЛОНИЙ [210]	85 At АСТАТИЙ [210]					86 Rn РАДОН [222]		
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89 Ac** АКТИНИЙ [227]	104 Ku КУРЧАТОВИЙ [260]	(Ns) 105 (НИЛЬСБОРИЙ)	106	107							
ТУЗ ХОСИЛ ҚИЛУВЧИ ЮКОРНИ ОКСИДЛАРИ		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
ВОДОРОД ВИЛАН ХОСИЛ ҚИЛГАН ЮКОРНИ ГАССИМОН БИРИКМАЛАРИ					RH₄	RH₃	RH₂	RH							
* ЛАНТАНОИДЛАР		58 Ce ЦЕРИЙ 140,13	59 Pr ПРАЗЕДИЙ 140,92	60 Nd НЕОДИЙ 144,27	61 Pm ПРОМЕТИЙ 147	62 Sm САМАРИЙ 150,35	63 Eu ЕВРОПИЙ 152,0	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,26	65 Tb ТЕРБИЙ 158,93	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,51	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,94	68 Er ЭРБИЙ 167,27	69 Tm ТУЛИЙ 168,94	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,99
** АКТИНОИДЛАР		90 Th ТОРИЙ 232,05	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,07	93 Np НЕПУТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [242]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [253]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [256]	102 No НОБЕЛИЙ [255]	103 Lw ЛОУРЕНСИЙ [257]

54

С 21

З. САИДНОСИРОВА

Handwritten signature

АНОРГАНИК ХИМИЯ

~~Handwritten scribbles~~

HF

Handwritten signature

$HCl + Na \rightarrow NaCl + H_2$



Книга должна быть возвращена
не позже указанного здесь срока

Количество предыдущих выдач

П-174	26/1.98
8-76 2/11	-2000
8-80 9/11	-2000
4-201-54	03.05
4-281	06

С.21
З. Сагдунова
Мерганит
Линия

П-114	26.01.98	4-401
		82-82
		Линия

54
С21

З. САИДНОСИРОВА

АНОРГАНИК ХИМИЯ

~~Олий~~ Олий ва махсус ўрта таълим ми-
нистрлиги олий ўқув юрталарининг химия-
дан бошқа ихтисосга ўқийдиган студенти-
лари учун дарслик сифатида тасдиқлаган

ҚАЙТА ИШЛАНГАН ВА ТЎЛДИРИЛГАН
УЧИНЧИ НАШРИ

25828

Кирган
Ф
Б-де

Ушбу китоб аорганик химия дарслигининг қайта ишланган ва тўлдирилган учинчи наشري бўлиб, унда кириш қисми, атом ва молекуляр масса, газларнинг ва газ ҳолатига ўта оладиган моддаларнинг молекула массасини аниқлаш, энергиянинг сақланиш қонуни, атом ҳамда молекула тузилиши ва бошқа бир нечта параграф янгидан ёзилди.

Китоб олий ўқув юртларининг химия факультетидан бошқа факультетлари учун мўлжалланган.

На узбекском языке

Зарифа Саиднасырова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебник для нехимических высших учебных заведений

3—е переработанное и дополненное издание

Ташкент — «Ўқитувчи» — 1980

Редактор *К. Турдиева*

Бадний редактор *И. Е. Матерев*

Техн. редактор *Э. В. Вильданова*

Корректор *Д. Абдуллаева*

ИБ № 1818

Теришга берилди. 6. 2. 1980 й. Босишга рухсат этилди 12. 09. 1980 й. Формат 60x90 1/16. «Литерат.» гарн. Тип. қоғози. №3. Кегли 10 шпонсия. Юқори босма усулида босилди. Шартли 6. л. 30,75+0,25 тип. форзац. Нашр. л.+32,5+0,36 тип форзац. Тиражи 5900. Зак. 354. Баҳоси 1 с. 40 т.

«Ўқитувчи» нашриёти. Тошкент, Навоий кўчаси, 30. Шартнома № 268-79. 5-82

Ўзбекистонда нашриётлар, полиграфия ва китоб савдоси ишлари Давлат комитети Тошкент «Матбуот» полиграфия ишлаб чиқариш бирлашмасида терийиб, 1-босма ҳолатида босилди. Тошкент, Хамза кўчаси, 21. 1980 й.

Набрани на полиграфкомбинате Ташкентского полиграфического производственного объединения «Матбуот» Государственного комитета по делам издательства, полиграфии и книжной торговли, опечатаны в типографии №1, Ташкент Хамза, 21.

© «Ўқитувчи» нашриёти, Т., 1980

20502 — 249
С 353 (04) — 80 инф. письмо — 80 1802000000

СЎЗ БОШИ

Ушбу дарслик, асосан университетларнинг химия факультетидан бошқа факультетлари, барча олий ўқув юрглари, шунингдек, сирtdан ўқувчилар учун мўлжалланган.

Дарслик Олий ва махсус ўрта таълим министрлиги тасдиқлаган химия программаси асосида ёзилди.

Дарсликни ёзишда химия фанининг ҳозирги назарий қарашларига ва Д. И. Менделеевнинг даврий қонунига асосланилди. Химия фанининг тараққиётига мувофиқ турмушда ва саноатда ишлатилаётган табиий ва сунъий элементлар ҳақида етарли маълумот берилди; химия фанининг ҳозирги ютуқлари акс эттирилди ва 1959—1978 йилга қадар да, жумладан, **Ўзбекистонда химия саноати**нинг тараққий этирилиши кўрсатилди. хокимияти даврида Ўзбекистонда химия саноати барпо этилганлиги ва унинг ривожлантирилганлиги ҳақида қисқача маълумот берилди.

Дарсликни учинчи нашрга тайёрлашда ёрдамлашган қишлоқ хўжалик институти анорганик ва аналитик химия кафедраси доцентлари: Султонов Қ., Исроилова Ш., Сайдалиев Т., Набиев А. А., катта муаллимлар Сиротенко А. И., Осипова Е. М., Қодиров Ж., Хайтбоев Э., ассистентлар Хўжаева Т. ва лаборант Л. Иралиеваларга миннатдорчилик билдираман.

Ушбу дарсликни баъзи камчиликлардан холи деб бўлмайди, шунинг учун китоб ҳақидаги фикр ва мулоҳазаларини қуйидаги адресга юборган китобхонларга автор ташаккур изҳор этади: Тошкент, Навоий кўчаси, 30. «Ўқитувчи» нашриёти.

Автор

фан ва саноатни тараққий эттириш учун керакли барча шароит яратиб берилди.

Илгари табиатда мавжуд бойликлардан, масалан, рудадан металл, нефтдан бензин, ўсимликлардан бўёқ, дори ва каучук ажратиб олинар эди. Энергия ҳосил қилиш учун эса ёғоч, тошкўмир, нефть, табиий газлар ёқилар эди. Ҳозирги вақтда фан ва техника шу қадар тараққий этганки, табиат ва унинг қонунлари ҳақидаги билимлар шу қадар кенгайганки, табиатда мавжуд бўлмаган моддалар ҳам лаборатория ва заводларда тайёрланадиган, синтез қилинадиган бўлди. Халқ хўжалигида гидроэлектр станцияларда ва атом электр станцияларда ҳосил қилинадиган электр энергиясидан, шунингдек қуёш энергиясидан фойдаланилмоқда. Табиатда йўқ элементлар ҳосил қилинмоқда. Бир элементни бошқа элементга айлантириш процесслари амалга оширилмоқда. Ҳозирги вақтда газ, нефть, ёғоч, тошкўмир фақат энергия манбаи — ёқилғи деб қаралмайди, улар саноатимизнинг асосий хом ашёсидир. Бу моддалардан, шунингдек, сув, ҳаво, ғузапо ва ёғоч қипиқларидан сунъий ипақ, жун, сунъий каучук, пластмасса, дори ва бўёқлар ишлаб чиқарилмоқда.

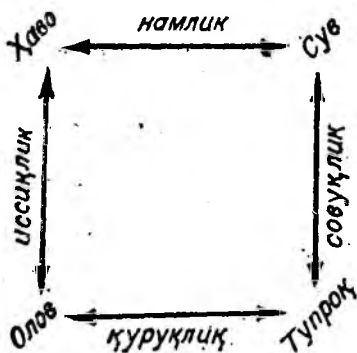
Мамлакатимизда фан ва техника халқ хўжалигимизнинг бошқа барча соҳалари билан бирга ривожлантирилмоқда. Илмий текшириш ишларида автоматика, электроника, нишонланган атомлар, спектроскопия методлари асосий методлардандир. Саноат процесслари ҳам ана шу янги методлар асосида тараққий эттирилмоқда.

Йилдан-йилга химия саноатининг ҳажми ортиб бормоқда. Жумладан, 1980 йилда минерал ўғитлар ишлаб чиқариш бир юз қирқ уч миллион тоннага етказилади — 1975 йилдагига нисбатан қарийб 1,6 баравар кўпайтирилади. Полимер материалларнинг энг прогрессив турларини ишлаб чиқариш икки баравардан зиёдроқ кўпайтирилади. Синтетик каучук ва толалар ишлаб чиқариш тез суръатлар билан ривожлантирилаверади.

1978 йилда 1,1 млн. т сунъий тола, 3,5 млн. т пластмасса ва синтетик моддалар ишлаб чиқарилди.

Ўзбекистонда химия саноати ишлаб чиқарган маҳсулотлар сўнги йилларда тобора кўпайиб бормоқда, кўплаб янги завод ва фабрикалар ишга туширилмоқда. Масалан, Фарғонада шулхадан фуран ва фурфурол, чигит момигидан ацетат ипақ ишлаб чиқарадиган заводлар бор. Турли шаҳарларда цемент, керамика, ҳар хил қурилиш материаллари ишлаб чиқарадиган янги заводлар ишга туширилди ва ҳоказо. Республикаимизда ўғит ишлаб чиқариш ҳам йилдан-йилга ортиб бормоқда, бунинг учун янги заводлар қурилди. Навоий, Фарғона химия комбинатлари ва Олмалиқ химия заводи шулар жумласидандир; мавжуд заводлар автоматлаштирилган ва кенгайтирилган.

3-§. Химия тарихи. Инсон қадим замонлардан бери химиявий ишлаб чиқариш билан шуғулланган. Химиявий ишлаб чиқариш Ҳиндистонда, Хитойда, айниқса, қадимги дунёнинг маданий



1-расм.

илгаридан бери ишлатилиб келингани маълум. Шундай қилиб, амалий химияни шарқ тарихининг узоқ ўтмишларида учратамиз. Аммо назарий химияни даставвал, грек философларининг асарларида кўрамиз.

Эраמידан аввалги VII асрда яшаган Фалес Милетский барча моддалар сувдан ҳосил бўлган, VI асрда яшаган Анаксимен ҳаводан ҳосил бўлган, V асрда яшаган Гераклит оламни худо ҳам, инсон ҳам яратган эмас, у азалдан мавжуддир, барча моддалар оловдан ҳосил бўлган, деган фикрни майдонга ташладилар. Худди шу асрнинг ўзида яшаган Эмпидокл ҳамма моддалар тўрт элементдан: сув, ҳаво, олов ва тупроқдан ҳосил бўлган дейди. Эраמידан олдинги V асрда яшаган машҳур философ Левкипп ва унинг шогирди Демокрит барча моддалар кўзга кўринмайдиган даражада майда заррачалардан иборат, деган фикрни майдонга ташлаб, бу заррачаларни атомлар деб атадилар. Уларнинг фикрича, моддаларнинг атомлари бир материянинг ўзидан тузилган бўлади, атомлар шакли ва катта-кичиклиги билан бир-биридан фарқ қилади, атомлар ҳаминша ҳаракат қилади, уларнинг ораларида бўшлиқ бўлади. Аммо қадимги материалистларнинг бу назариясини ўз замондошлари тушунмади.

Эраמידан аввалги учинчи асрда яшаган буюк мутафаккир олим Аристотель (384—322) моддалар битта асосий материядан тузилган; тўртта хосса — совуқлик, иссиқлик, намлик, қуруқликнинг асосий материяга ҳар хил нисбатда бирикишидан тўртта элемент — ҳаво, сув, тупроқ, олов пайдо бўлади, деган фикрни билдирди (1-расм).

Аристотель таълимотига кўра, асосий материяга намлик ва совуқлик қўшилса сув иссиқлик ва намлик қўшилса ҳаво ҳосил бўлади; бу элементларни бир-бирига айлантириш мумкин. Масалан, ҳаво совитилса иссиқлигини йўқотиб, сувга айланади.

VIII асрдан бошлаб араб олимлари, философлари ва химиклари химия философияси, айниқса, химия амалиёти устида кўп ишладилар. Машҳур араб олимларидан Жабр ибн Хайён, Абубакир Муҳаммад ал-Рази, Урта Осие олимлари Форобий (950 йилда ва-

маркази бўлган Мисрда тараққий этган. Масалан, бизнинг эрдан 6—5 минг йил илгари инсон олтин, қумуш, мис ва метеор темирни билган, эраמידан 4—3 минг йил илгари рудадан мис ажратиб олишни, сўнгра бронза тайёрлашни, эраמידан 2 минг йил илгари рудалардан темир ажратиб олишни билган. Кишилар эраמידан 4,5 минг йил олдин шиша ясаганлар; вино, сирка, дори-дармон тайёрлаш, терини ошлаш, матоларни бўяш, қуллочилик каби ишлар яхши тараққий этган. Нил бўёгининг эраמידан 1500—1000 йил

фот этган), Абу Райҳон Беруний (973—1048), Абу Жаъфар ибн Мусо Хоразмий (IX асрда яшаган), Абу Али ибн Сино (980—1037), Улуғбек Муҳаммад Тороғай (1394—1449) ва бошқаларнинг номи бутун дунёга машҳурдир. Берунийнинг 150 дан ортиқ асари бўлиб, бу асарларининг кўпи минералларга оиддир. Беруний симоб, олтин ва кўпгина минераллар ҳамда қимматбаҳо тошларнинг солиштирма оғирлигини жуда аниқ қилиб ўлчади. Тарихчи, географ, минеролог ва философ Беруний, математик ва философ Форобий, табиб ва философ Ибн Сино материя абадийдир, материя ҳар хил форма-ларда мавжуд бўла олади, деган фикрни илгари сурдилар.

Россияда ҳам ҳар хил химиявий ишлаб чиқаришлар қадимдан мустақил равишда тараққий этиб келди ва, қисман, Византия ҳамда Арманистон орқали шарқ билан алоқада бўлди.

Европада химия черков таъсири остида эди. Черков Аристотель таълимотининг материалистик томонларини қоралаб, энг нотўғри ва реакцион томонларини сақлаб қолди ва уни яна кенгайтирди. Фалсафа тоши ва оби ҳаётни излади, унинг ёрдами билан мис, темир каби металлларни олтинга айлантиришга уринди*. Тарихда ҳозир «алхимия» сўзига шундай маъно берилади.

Кейинчалик Аристотель таълимоти назарий химиянинг ривожлантирилишига халақит берди, лекин кўпгина олимлар ва ҳунармандлар амалий химияни тараққий эттиришда катта хизмат қилдилар.

Кристалланиш, ҳайдалиш, эриш каби кўпгина химиявий процесслар ўрганилди; турли бўёқлар, дорилар, кислоталар, тузлар, ишқорлар ҳосил қилинди. Рудалардан металллар ажратиб олиш, қотишмалар ишлаб чиқариш каби процесслар йўлга қўйилди, умуман айтганда, амалий химиядан кўпгина маълумот тўпланди.

Қадимдан турли тузлар, симоб, олтингугуртли бирикмалар билан ҳар хил касалликлар даволанар эди. Химиянинг бу соҳаси ятрохимия деб аталади.

Металлургия саноатининг тараққиёти ҳам фан олдига янгидан-янги вазифаларни қўйди. Бу соҳанинг машҳур мутахассиси Агрикола металл ва металлургия ҳақидаги ўша даврга қадар бўлган барча маълумотларни тўплаб, кўпгина кашфиётлар қилди.

XVII асрда яшаган ирландиялик олим Роберт Бойль (1627—1691) Аристотель элементларини рад этди. Мураккаб моддаларнинг парчаланишидан ҳосил бўлган оддий моддаларни элемент деб атади ва унинг ҳақиқий маъносини биринчи бўлиб фанга киритди. Шундан кейин Бойль химиявий тажрибаларга, яъни анализ ва синтез масалаларига катта аҳамият берди, химиявий процессларни кузатиш орқали химия қонуниятларини топиш мумкин, деган фикр-ни илгари сурди.

4-§. Илмий химиянинг бошланиши. Машҳур рус олими М. В. Ломоносовнинг (1711—1765) илмий текширишлари флогистон назариясининг ва XVII асрда Бойль яратган «олов материяси»

* Абу Али ибн Сино бу фикрга қарши эди.

назариясининг тамоман пуч эканини кўрсатди. Бойль модда қиздирилганда унга «олов материяси» деб аталадиган назик материя бирикади, шунинг учун у оғирлашади, деган фикрни илгари сурди. М. В. Ломоносов берк идишларда металлارни қиздириб, зангга — оксидга айлантирди. Бу тажрибаларни миқдорий текшириш орқали умумий масса ўзгармайди, тажрибага қадар қандай бўлса, тажрибадан кейин ҳам шундай қолади, деган хулосага келди. М. В. Ломоносов тажриба тугагач, идиш оғзини очди ва унга ҳаво кирганидан кейин уни тарозида тортиб кўриб, массанинг ортганлигини аниқлади. М. В. Ломоносов металл қиздирилганда улар олов материяси билан эмас, балки ҳаво зарралари билан бирикади, шунинг учун металлларнинг массаси ортади, деган фикрга келди.

М. В. Ломоносов 1748 йилда ўз кузатишларини умумлаштириб, мана бундай қонунни таърифлади: «...бир жисмдан қанча нарса камайса, бошқа бир жисмга шунча нарса қўшилади, бинобарин, бир ерда қанча материя камайса, бошқа жойда шунча кўпаяди. Табиатнинг бу умумий қонуни ҳаракатга ҳам тааллуқлидир».

М. В. Ломоносов бу қонунни 1756 йилда миқдорий тажрибалар асосида узил-кесил тасдиқлади. У ёниш ва оксидланиш реакцияларининг моҳиятини яхши тушунди.

Ҳаракатнинг йўқолмаслиги ва йўқдан бор бўлмаслиги ҳақида М. В. Ломоносов айтган фикр энергиянинг сақланиш қонунидир. Бу қонунни бир асрдан сўнг Р. Мейер амалда тасдиқлади; Р. Мейер энергия йўқолмайди ва йўқдан бор бўлмайди, балки бир шаклдан эквивалент ҳолда бошқа шаклга ўтади, холос, деган фикрни майдонга ташлади.

М. В. Ломоносовнинг материя ҳақидаги қонуни ҳозирги вақтда модда массасининг сақланиш қонуни деб аталади ва у қуйидагича таърифланади:

реакцияга киришувчи моддаларнинг массаси реакциядач сўнг ҳосил бўладиган моддаларнинг массасига тенгдир.

Демак, М. В. Ломоносов масса ва ҳаракатнинг ҳаммиша биргаллигини, яъни материянинг сақланиш қонунини кашф этди.

Француз олими А. Л. Лавуазье (1743—1794) М. В. Ломоносов тажрибаларига ўхшаш тажрибалар ўтказиб, моддалар ёнганда кислород билан бирикишини исботлади ва моддалар массасининг сақланиш қонунини тасдиқлади (кислород 1772 йилда топилган эди).

М. В. Ломоносов моддалар массасининг сақланиш қонунини кашф этиши билан (1748) химия фанининг ҳақиқий илмий даври бошланди.

ИККИНЧИ БОБ АТОМ-МОЛЕКУЛЯР НАЗАРИЯ

5-§. М. В. Ломоносовнинг атом-молекуляр назарияси. Моддаларни кўзга кўринмас майда заррачалардан иборат, деб биринчи марта қадимги грек философи материалист Левкипп билан унинг шогирди Демокрит айтган ва бу заррачаларни атомлар деб атаган эдилар. Уларнинг фикрига кўра атомларнинг ҳаммаси бир материядан тузилган бўлиб, шакли ва катта-кичиклиги турличадир. Турли шакллардаги атомларнинг турлича сонларда ўзаро бирикишидан ва турлича жойланишидан ҳар хил моддалар ҳосил бўлади. Атомлар кўзга кўринмайдиган даражада майда бўлади ва бўлинмайди. Атомлар бирикканда ҳосил бўлган модда яхлит бўлмайди, чунки атомлар орасида фазо бўлади, шунинг учун модда кенгайиши ва торайиши мумкин. Атомлар ҳамиша ҳаракат қилади, табиатда содир бўладиган барча ўзгаришлар атомларнинг ҳаракатидан иборат. Эрампдан илгариги V асрда яратилган бу антик материализмнинг тушуниш савияси бор замондошлар бўлмаганидан бу таълимот яққил эътиборга эришилмади. Йигирма асрдан сўнг, 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, атомларнинг хиллари кўп эмас, деган фикрни майдонга ташлади. У атомларнинг бирикишидан молекула ҳосил бўлади, деб молекула терминини фанга биринчи бўлиб киритди. Аммо атом-молекуляр назария ривожлантирилмаганича қолиб кетди.

1741 йилда улғур рус олими М. В. Ломоносов илмий материалистик асосда атом-молекуляр назарияни яратди. М. В. Ломоносов таълимотининг асосий принциплари қуйидагилардан иборат:

Барча моддалар жуда майда заррачалардан — корпускулалардан иборат (бу ҳозирги замон тушунчасига кўра молекуладир). Корпускулалар муайян химиявий хоссаларга эга янада майда заррачалардан — элементлардан (атомлардан) иборат (ҳозирги вақтда айтилишича бу атомлардир). Атомларнинг миқдорий қонуният билан ўзаро бирикувидан корпускулалар ҳосил бўлади. Ҳар бир модданинг таркибини корпускуланинг таркиби кўрсата олади.

Корпускулалар бир хил заррачалардан тузилиши мумкин, бунда бир жинсли корпускулалар ҳосил бўлади, бир жинсли корпускулалар оддий модданинг заррачаларидир; корпускулалар турли заррачалардан таркиб топса, ҳар хил жинсли корпускулалар ҳосил бўлади, булар мураккаб модда, яъни химиявий бирикма заррачаларидир. Корпускуланинг хоссалари уни ташкил этган заррача-

ларнинг хоссалари, сони ва жойланишига боғлиқ. Шунинг учун моддаларнинг хили ниҳоятда кўп. Корпускулалар механика қонунларига биноан ҳаракат қилади.

М. В. Ломоносов қизиш, совиш ва химиявий ўзгаришлар корпускулаларнинг ҳаракатидан келиб чиқади, деган фикрни илгари сурди. Шундай қилиб, М. В. Ломоносов атом ва молекула тушунчаларини ҳамда улар орасидаги фарқни биринчи бўлиб ойдинлаштирди.

М. В. Ломоносов 1741 йилда «Математик химия элементлари» деган асарни ёзди, 1745 йилда эса «Иссиқлик ва совуқликнинг сабаби ҳақида мулоҳазалар» деган темада диссертация ёқлади. М. В. Ломоносов ўзининг атом-молекуляр назариясини ана шу асарларида баён этди.

6-§. Таркибнинг доимийлик қонуни. Химиявий текширишларга М. В. Ломоносов киритган миқдорий анализ методига XIX аср бошларида олимлар қизиқиб қолди. Масалан, моддалар муайян миқдорларда ўзаро бирикадими ёки ҳар қандай миқдорларда ҳам бирикаверадими, модданинг табиати бирикувчи миқдорларга боғлиқми, деган масала устинга француз олимлари Пруст ва Бертолле кўпгина ишлар қилдилар. Пруст ўз текширишларига асосланиб, моддалар маълум миқдорлардагина ўзаро бирикади, шунинг учун элементлар ўзаро бирикканда фақат бир неча бирикмагина ҳосил бўлиши мумкин, модданинг таркиби ҳамиша бир хил бўлади, деган хулосага келди. Масалан, водород билан кислород бирикканда бир масса қисм (масса қ.) водородга саккиз масса қ. кислород тўғри келади, яъни бирикувчи миқдорларнинг нисбати 1 : 8 (аниқроғи 1,008 : 8) бўлади. Водород билан кислород бошқача миқдорларда олинса, улар бари бир 1 : 8 масса нисбатда бирикиб, ортиқча миқдорлар бирикмай қолади: агар 1 масса қ. водородга 9 масса қ. кислород олинса, 8 масса қ. кислород бирикиб 1 масса қ. кислород ортиб қолади; агар 1,5 масса қ. водородга 8 масса қ. кислород олинса, водороддан 0,5 масса қ. ортиб қолади, яъни ҳосил бўлган сув таркибида ҳамма вақт 1 масса қ. водородга 8 масса қ. кислород тўғри келади*. Углерод билан кислородни бириктириб, иккита модда — углерод (II)- оксид ва углерод (IV)- оксид ҳосил қиламиз. Уларнинг таркибини текширсак, углерод (II)- оксидда ҳамиша 3 масса қ. углеродга 4 масса қ. кислород, углерод (IV)- оксидда эса 3 масса қ. углеродга 8 масса қ. кислород тўғри келишини кўрамиз. Сув, углерод (II)- оксид, углерод (IV)- оксид ҳар хил йўллар билан олинса-да, анализ қилинганда бу моддаларнинг таркиби ўзгармас эканлиги маълум бўлади. Демак, *ҳар қандай химиявий модданинг таркиби доимийдир*. Бу қонун таркибнинг доимийлик қонуни деб аталади.

Бу қонун ҳақида Пруст билан Бертолле орасида 7 йил давомида мунозара борди. Бертолле таркибнинг доимийлик қонунига қар-

* Водород билан кислородни махсус шароитда бошқача нисбатда бириктириб, водород пероксид ҳосил қилиш мумкин. Унинг таркибида бир масса қ. водородга 16 масса қ. кислород тўғри келади. Лекин бу модда сув эмас, водород пероксиддир. Унинг ҳам таркиби доимийдир.

ши чиқди. У икки элементдан таркиби ўзгариб борувчи бир қатор бирикма ҳосил бўлади, яъни таркиб узлуксиз ўзгаради, деган фикрга келди. Прустнинг фикрига кўра эса таркиб сакраб ўзгаради. Пруст нозик ва аниқ миқдорий тажрибалар ўтказиб ўз қонунини исботлади.

7-§. Эквивалентлар қонуни. XIX аср бошида химиявий бирикмаларнинг таркиби ва ўзаро бириккан элементларнинг миқдорий нисбатлари текширила бошланди. Инглиз олими Ж. Дальтон (1766—1844) элементлар муайян миқдорлардагина ўзаро бирика олади, деган фикрни айтди ва бу миқдорларни «бирикувчи миқдорлар» деб атади. Аммо кейинроқ бу термин ўрнига *эквивалент* термини қабул қилинди. Масалан, сувда 1,008* масса қ. водородга 8 масса қ. кислород тўғри келади. 1,008 масса қ. водород унинг эквиваленти деб қабул қилинган, бу миқдор билан бирикувчи 8 масса қ. кислород кислороднинг бир эквивалентидир. Бошқа элементларнинг эквивалентларини аниқлашда водород ва кислород эквивалентлари бирлик қилиб олинади. Ҳар бир элементнинг 8 масса қ. кислород ёки 1,008 масса қ. водород билан бирикадиган ёки алмашинадиган миқдори шу элементнинг эквиваленти деб аталади. Масалан, 1,008 масса қ. водород билан 35,453 (яхлитлаганда 35,5) масса қ. хлор, 22, 9898 (яхлитлаганда 23) масса қ. натрий бирикади ёки алмашинади, демак, хлорнинг эквиваленти 35,5, натрийнинг эквиваленти эса 23 дир.

Эквивалент сўзи тенг қийматли демакдир. Юқоридаги мисоллардан кўрамизки, химиявий жиҳатдан олганда, ҳақиқатан ҳам, 1,008 масса қ. водород, 35,5 масса қ. хлор ва 23 масса қ. натрий тенг қийматлидир. Демак, элементларнинг бундай миқдорлари ўзаро қолдиқсиз бирикуви ва алмашинуви мумкин. Бу қонун эквивалентлар қонуни деб аталади ва қисқача тубандагича таърифланади:

Элементлар ўз эквивалентларига пропорционал миқдорларда ўзаро бирикади ва алмашинади.

Эквивалент, одатда, Э ҳарфи билан белгиланади.

Баъзан, икки элементнинг ўзаро бирикишидан, шароитга қараб, бир неча бирикма ҳосил бўлиши мумкин. Масалан, кўмир ёнганда ҳаво (кислород) етарли бўлса, углерод (IV)-оксид, ҳаво етарли бўлмаса, углерод (II)-оксид ҳосил бўлади. Углерод (IV)-оксидда 8 масса қ. кислородга 3 масса қ. углерод, углерод (II)-оксидда эса 8 масса қ. кислородга 6 масса қ. углерод тўғри келади, яъни углероднинг эквиваленти 3 ва 6 бўлади. Демак, баъзи элементларнинг эквиваленти турлича бўлиши мумкин. Аммо бу эквивалентлар ўзаро ҳамиша кичик ва бутун сонлар нисбатида, масалан, $3 : 6 = 1 : 2$ каби нисбатда бўлади.

Бирор элементнинг эквиваленти унинг водород ёки кислород билан ҳосил қилган бирикмаси таркиби орқали ёхуд водородга алмашилиши орқали ҳисоблаб топилади. Аммо шуни ҳам айтиш керакки, бирор элементнинг эквивалентини водород ёки кислород

* Аниқроғи 1,00797.

орқали аниқлаш шарт эмас, эквиваленти маълум бирор элемент билан ҳосил қилган бирикмаси ёрдамида ҳам аниқласа бўлади.

Эквивалент тушунчаси баъзи мураккаб моддаларга ҳам татбиқ этилади. Масалан, анализларда ва химиявий ҳисобларда, умуман, турли реакцияларда, кўпинча, кислоталар, тузлар, асосларнинг эквивалентларини ҳисоблашга тўғри келади.

Кислотанинг металлга алмашинувчи 1,008 масса қ. водородли миқдори шу кислотанинг эквиваленти деб аталади.

$\mathcal{E}_{\text{HCl}} = 36,461$; демак, HCl нинг эквиваленти ўзининг молекуляр массасига тенг.

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

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

Асослар ва тузларнинг эквивалентлари уларнинг бир эквивалент металлга тўғри келадиган миқдорларидир.

$$\mathcal{E}_{\text{NaCl}} = \frac{M}{1}; \quad \mathcal{E}_{\text{CaCl}_2} = \frac{M}{2};$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M}{2 \cdot 3}; \quad \mathcal{E}_{\text{KOH}} = \frac{M}{1}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{M}{2}; \quad \mathcal{E}_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{M}{3}.$$

Кислоталар, асослар, тузлар ҳам эквивалент миқдорда ўзаро реакцияга киришади, яъни улар ҳам эквивалентлар қонунига бўйсуннади.

8-§. Каррали нисбатлар қонуни. Дальтон икки элементдан ҳосил бўлган бир неча моддани текшириб, янги бир қонунни топди. Масалан, юқоридаги мисолда келтирилган углерод (IV)-оксид ва углерод (II)-оксидни олайлик. Бу икки бирикмадаги бир элемент — углероднинг тенг миқдорига тўғри келадиган иккинчи элемент — кислороднинг миқдори ҳисобланса, углерод (II)-оксид СО да 12 масса қ. углеродга 16 масса қ. кислород тўғри келади; углерод (IV)-оксид СО₂ да 12 масса қ. углеродга 32 масса қ. кислород тўғри келади; бу нисбатлар тўртга қисқартирилса, углерод оксидда 3 масса қ. углеродга 4 масса қ. кислород, углерод (IV)-оксидда эса 3 масса қ. углеродга 8 масса қ. кислород тўғри келади, яъни бу икки бирикмада углероднинг тенг миқдорларига тўғри келадиган иккинчи элемент (кислород) миқдорлари ўзаро кичик ва бутун каррали сонлар нисбатида бўлади (8 : 4 = 2 : 1); каррали сонлар нисбати қонуни тубандагича таърифланади:

Агар икки элемент ўзаро бирикиб, бир неча бирикма ҳосил қилса, бу бирикмаларда бир элементнинг тенг миқдорларига тўғри келадиган иккинчи элемент миқдорлари ўзаро каррали кичик сонлар нисбатида бўлади.

9-§. Дальтон атомистикаси. Дальтон ўзининг кўпдан-кўп амалий тажрибаларига асосланиб, модданинг тузилиши назарияси ма-

саласини яна майдонга ташлади (1808 й.) Элементларнинг муайян бир миқдорларда реакцияга киришувини уларнинг айрим заррачалардан, яъни атомлардан тузилганлигидан деб қаради.

Дальтон атомистик таълимотининг асосий принциплари тубандагилардан иборат:

1. Моддалар майда заррачалардан, яъни атомлардан тузилган бўлади.

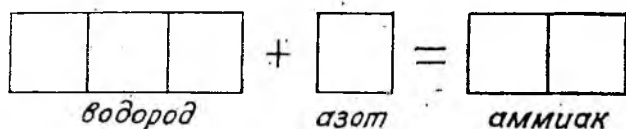
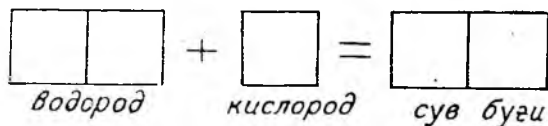
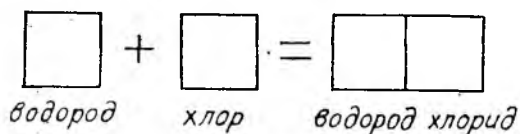
2. Бир элемент атомларининг шакллари бир хил, массалари эса тенг бўлиб, бошқа элемент атомлариникидан фарқ қилади, яъни ҳар қайси элемент атомларининг ўзига хос шакли ва массаси бўлади. Атомлар оддий моддалардир, улар реакцияларда парчаланмайди.

3. Химиявий бирикмалар мураккаб моддалардир, улар мураккаб атомлардан, яъни турли элемент атомларидан иборат. Бир мураккаб модданинг барча заррачалари, яъни мураккаб атомларнинг шакллари бир хил бўлиб, массаси тенгдир, аммо бошқа мураккаб модданинг заррачалариникидан фарқ қилади. Мураккаб атомлар химиявий реакцияларда оддий атомларга ажралади.

4. Мураккаб атомлар оддий атомлардан тузилиши мумкин: масалан, иккита оддий атом (А ва В) дан АВ, АВ₂, А₂В мураккаб атомлар ҳосил бўлади.

Агар Ж. Дальтоннинг атомистикаси билан М. В. Ломоносовнинг атом-молекуляр назариясини солиштириб қарасак, Ломоносов назарияси илмий ва материалистик назария эканини кўрамиз. Ломоносов назариясининг моҳияти шундаки, бу назарияда оддий моддалар ҳам корпускулалардан (молекулалардан) тузилиши мумкин дейилади. Дальтон атомистикасида эса оддий моддалар фақат айрим атомлардан иборат дейилиб, хато қилинади. Ломоносов молекулада янги сифатлар ҳосил бўлишини кўра билди. Дальтон эса молекулани атомларнинг механик тўдаланиши деб қаради. Ломоносов молекулада атомларнинг жойланишига катта аҳамият берди. Ломоносов атом ҳамisha ҳаракатда деб қараб, материяни ҳаракат билан бирликда тасаввур этди; Дальтон эса атомни ҳаракатдан тамомла холи, ҳаракатсиз деб тасаввур қилди, атомга иссиқ туғдирувчи (теплород) қўшилгандагина у ҳаракатга келади, деди. Шунинг учун ҳозирги илмий химиянинг тараққий этиш даври М. В. Ломоносовнинг илмий фаолияти давридан бошлаб ҳисобланади ва атом-молекуляр назарияни М. В. Ломоносов яратди, дейилади.

Дальтоннинг асосий хизмати шундаки, у химиявий бирикмалардаги элементларнинг миқдорий нисбатларини аниқлади ва, умуман, химияда элементларнинг атом массалари катта аҳамиятга эга эканлигини англади ҳамда химияга атом массаси деган тушунчани киритди, бунинг устида кўпдан-кўп илмий текширишлар олиб борди ҳамда элементларнинг атом массаларини аниқлаш йўллари-ни излади. Аммо Дальтон ва швед олими Берцелиус оддий моддаларнинг ҳам молекулалардан иборат бўлиши мумкинлигини рад этдилар, шу сабабдан кўпгина элементларнинг атом массаларини нотўғри аниқладилар. Масалан, Дальтоннинг ҳисобига кўра, кис-



2-расм.

лороднинг атом массаси 8 эди. Химияда ҳажмий нисбатлар қонуни, Авогадро қонуни кашф этилгандан ва молекула деган тушунча қарор топгандан сўнггина атом массаларни тўғри аниқлашга муваффақ бўлинди.

10-§. Ҳажмий нисбатлар қонуни. Француз олими Гей-Люссак (1778—1850) газлар орасида бўладиган реакцияларни текширди. Реакцияга киришувчи газларнинг ҳажмларини ва реакция натижасида ҳосил бўлувчи газларнинг ҳажмларини бир хил босим ва бир хил температурада ўлчади. Гей-Люссак бир неча йил давом этган ишлари натижасида (1808 йилда) газлар ҳажмларининг нисбатига оид тубандаги қонунни топди:

Узаро таъсир этувчи газлар ҳажмининг бир-бирига ва ҳосил бўлувчи газлар ҳажмига нисбати ўзгармас шароитда кичик ва бутун сонлар билан ифодаланади.

Масалан, бир ҳажм водород бир ҳажм хлор билан бирикиб, икки ҳажм водород хлорид ҳосил қилади. Бир ҳажм кислород билан икки ҳажм водород бирикади ва икки ҳажм сув буғи ҳосил бўлади. Демак, кислород билан водород ҳажмлари нисбати 1 : 2, водород ҳажмининг сув буғи ҳажмига нисбати 2 : 2, кислород ҳажмининг сув буғи ҳажмига нисбати 1 : 2 дир, яъни улар ҳажмларининг нисбати кичик бутун сонлар билан ифодаланади (2-расм).

Уч ҳажм водород бир ҳажм азот билан реакцияга киришиб, икки ҳажм аммиак ҳосил қилади. Бу ҳажмларнинг нисбатлари 3 : 1; 1 : 2; 3 : 2 дир.

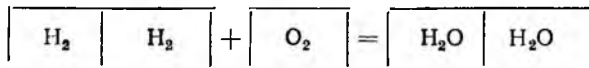
Олимлар тенг ҳажмлардаги атомлар сони тенг бўлса керак, деб ўйладилар ҳамда унга асосланиб, ҳажмий нисбатлар қонунини исботлашга уриндилар ва элементларнинг атом массаларини аниқламоқчи бўлдилар.

Агар ҳақиқатан ҳам тенг ҳажмларда (бир хил шароитда) атомлар сони тенг бўлса, масалан, водород билан кислороднинг тенг

ҳажмларида улар атомларининг сони ҳам тенг бўлса, водород билан кислород массаларининг нисбати атом массаларининг нисбатини кўрсатади, дейиш мумкин.

Икки ҳажм водород билан бир ҳажм кислород реакцияга киришиб, икки ҳажм сув буғи ҳосил қилади. Тенг ҳажмлардаги атомлар сони тенг деб фараз қилайлик; масалан, бир ҳажмда битта атом бор дейлик. Бу ҳолда икки ҳажм водородда икки атом водород, бир ҳажм кислородда бир атом кислород бўлади. Демак, икки атом водород билан бир атом кислород бирикади. Аммо тажрибанинг кўрсатишича икки ҳажм, яъни икки заррача сув буғи ҳосил бўлади. Бир атом кислород иккига мутлақо бўлинмайди — атом химиявий реакцияларда ажралмайди. Демак, тенг ҳажмлардаги атомлар сони тенг дейиш тўғри эмас, бу билан атом массаларини топиб ва ҳажмий нисбатлар қонунини исботлаб бўлмайди. Олимлар бу масалани ҳал қилиш учун яна илмий текшириш ишлари олиб бордилар.

11-§. Авогадро қонуни. Атом ва молекула. Италиян олими Авогадро моддаларнинг энг кичик заррачалари молекулалар, элементларнинг энг кичик заррачалари эса атомлар, деган фикрни айтди. Оддий модданинг молекулалари бир элемент атомларидан, мураккаб модданинг молекулалари эса турли элементларнинг атомларидан тузилади, деб *М. В. Ломоносов таълимотини қувватлади ва бунга асосланиб, 1811 йилда бир хил шароитда баравар ҳажмлардаги газларнинг молекулалари сони тенг бўлади, деган қонунни топти.* Бир хил шароит бир хил температура ва бир хил босимдир. Берцелиус ва унинг тарафдорлари Авогадронинг топган қонуниятини эътироф этмадилар. Авогадро фикрича, газ ҳолатидаги оддий моддаларнинг — водород, кислород, азот, хлор ва бошқаларнинг майда заррачалари молекулалар бўлиб, улар икки атомдан тузилган: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ва бошқалар. Авогадро қонуни ҳажмий нисбатлар қонунини исботлаб берди. Масалан, водород билан кислород орасида бўладиган реакцияни олайлик. Авогадро айтганича, тенг ҳажмлардаги молекулалар сони тенг дейлик. Бир ҳажмда бир молекула газ бор, деб фараз қилайлик. Демак, икки ҳажм, яъни икки молекула водород билан бир ҳажм, яъни бир молекула кислород бирикади. Реакция натижасида икки ҳажм, яъни икки молекула сув буғи ҳосил бўлади:



Шундай қилиб, Авогадро қонуни ҳажмий нисбатлар қонунига зид келмайди. Водород билан хлор, водород билан азот орасида бўладиган реакцияларни ҳам Авогадро қонуни асосида юқоридагидек муҳокама билан исботлаш қийин эмас.

1840 йилларга келибгина Авогадро «гипотезаси» олимлар диққатини жалб эта бошлади ва 1860 йилдаги бутун дунё химиклари съездида Авогадро қонуни эътироф этилди. Бу съездда олимлар модданинг атом-молекуляр тузилиши таълимотини қайд этиб, молекула ва атомга тубандаги таърифни бердилар:

Модданинг энг кичик ва мустақил мавжуд бўла оладиган заррачаси молекула деб аталади.

Мураккаб ва оддий модда молекулаларининг таркибига кирувчи элементларнинг кичик заррачаси атом деб аталади.

Ҳар бир элементнинг барча атомлари бир хил хоссаларга эгадир. Бир элементнинг атомлари ўзаро бирикканда оддий модда ҳосил бўлади, масалан: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 . Демак, оддий модда бўлган водород — водород элементи атомларидан, оддий модда бўлган хлор эса хлор элементи атомларидан тузилган.

Турли элемент атомларининг бирикишидан мураккаб модда ҳосил бўлади, масалан: H_2O . Сув H_2O водород билан кислород атомларидан иборат, шакар $C_{12}H_{22}O_{11}$ эса углерод, водород ва кислород атомларидан иборатдир.

Атом ва молекулалар ниҳоятда майда заррачалардир. Агар атом ва молекулаларни кичик курра шаклидаги заррачалар деб тасаввур этсак, уларнинг радиуси сантиметрнинг юз миллиондан бир улушлари билан, яъни Å (ангстремлар) билан ифодаланади ($1\text{Å} = 10^{-8}$ см).

Масалан, алюминий атомининг радиуси $1,43\text{Å}$, олтин атомининг радиуси $1,44\text{Å}$, натрий атомининг радиуси $1,92\text{Å}$, темир атомининг радиуси эса $1,27\text{Å}$ дир. Ҳозирги вақтда электрон микроскоплар ёрдами билан баъзи моддалар молекуласини кўриш мумкин.

12-§. Атом масса ва молекуляр масса. Грамм-атом ва грамм-молекула. Элементларнинг атом массаларини аниқлашга биринчи бўлиб Дальтон уринди. Уша даврларда фан ва техника даражаси паст бўлганлигидан атомларнинг абсолют массасини аниқлаш мумкин эмас эди. Шунинг учун Дальтон нисбий атом массани таклиф этди. Энг энгил элемент водород бўлганлигидан, унинг атом массасини 1 деб қабул қилди ва бошқа элементлар атом массаларининг водород атоми массасидан неча марта оғир эканлигини кўрсатувчи сонларни шу элементларнинг нисбий атом массалари деб олди. Авогадро қонуни кашф этилгандан сўнг элементларнинг абсолют атом массаларини аниқлаш имкониятига эга бўлинса-да, нисбий атом массалар ўз аҳамиятини сақлаб қолди, чунки абсолют атом массалар жуда кичик миқдор бўлгани учун уларни ҳисоблаш қийин.

Водороднинг атом массаси 1 деб қабул қилинганда, кислороднинг атом массаси 15,88 бўлади, яъни каср сон билан ифодаланади; кўп элементларнинг атом массаси ҳам бутун сон бўлмайди. Бу ноқулайликни бартараф қилиш учун кислороднинг атом массасини 16 деб қабул қилинди ва кислород атом массасининг ўн олтидан бир қисми атом ва молекуляр массаларни аниқлашда бирлик қилиб олинди. Бу сон *кислород бирлиги* дейилади ва, қисқача, к. б. деб ёзилади.

Аммо табиатдаги кислород уч хил кислороддан, яъни уч изотопдан иборат (37-§ га қаранг): ^{16}O — 99,76%, ^{17}O — 0,04%, ^{18}O — 0,2%. Демак, 1/16 кислород бирлигида кичик хато бор, лекин ^{17}O ва ^{18}O .

ниҳоят оз миқдорда бўлганидан бу хатонинг химиявий ҳисобларда таъсири сезилмайди, аммо физикадаги аниқ ҳисобларда унинг таъсири сезилади. Шу сабабдан физикада фақат ^{16}O изотопнинг атом массасидан фойдаланилар эди.

Бу икки шкала, яъни химиявий ва физикавий шкалалар кўп нуқулайлик туғдирганидан 1962 йилда атом ва молекуляр массалар бирлиги учун асос қилиб углерод изотопи ^{12}C маассасининг $1/12$ қисми бирлик қилиб қабул қилинди ва бу углерод бирлиги деб аталди. Ҳозирги вақтда шу бирлик ишлатилади.

Атом масса атомнинг углерод бирлиги билан ифодаланган массасидир.

Молекуляр масса молекуланинг углерод бирлиги билан ифодаланган массасидир.

Модданинг молекуляр массасига сон жиҳатидан тенг қилиб олинган ва грамм билан ифодаланган миқдори грамм-молекула деб аталади. Масалан, сувнинг молекуляр массаси 18,0153 у. б. га тенг, демак, 18,0153 г сув бир грамм-молекула, 36 г сув икки грамм-молекула, 1,8015 г сув эса 0,1 грамм-молекуладир. Водороднинг бир грамм-молекуласи 2,0159 г, кислороднинг бир грамм-молекуласи 31,9988 г дир. Грамм-молекула кўпинча моль деб юритилади ва μM ҳарфи билан белгиланади.

Худди шунингдек, элементнинг атом массасига сон жиҳатидан тенг қилиб олинган ва грамм билан ифодаланган миқдори грамм-атом деб аталади. Масалан, 1,0079 г водород бир грамм-атом, 2,0159 г водород икки грамм-атом (буни бир грамм-молекула дейиш ҳам мумкин), 3,0239 г водород эса уч грамм-атомдир ва ҳоказо. Грамм-атом μA ҳарфлари билан белгиланади.

Модданинг миқдори эквивалентига тенг граммлар сони билан олинса, бу миқдор *грамм-эквивалент* деб аталади. Масалан, 1,008 г водород бир грамм-эквивалент, 8 г кислород бир грамм-эквивалентдир ва ҳоказо. Грамм-эквивалент μE ҳарфлари билан белгиланади.

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,0775, \text{ демак, унинг } \mu M = 98,0775 \text{ г;}$$

$$\mu E = \frac{98,0775}{2} = 49,0386 \text{ г дир.}$$

Моддаларнинг грамм-молекула, грамм-атом, грамм-эквивалент миқдорлари тажрибаларда ва ҳисоблашда кўп ишлатилади*.

13-§. Грамм-молекуляр ҳажм ва Авогадро сони. Икки модданинг грамм-молекулалари нисбатини олсак, у шу моддалар молекуляр массаларининг нисбати бўлиб чиқади. Демак, икки модданинг молекуляр массалари бир-биридан неча марта катта бўлса, грамм-молекулалари ҳам шунча марта катта бўлади. Масалан, кислород молекуласи водород молекуласидан 31,9988 : 2,0159 марта оғир. Уларнинг грамм-молекулалари ҳам бир-биридан 31,9988 : 2,0159 марта оғир бўлади. Демак, грамм-молекулалар-

* Моддаларнинг килограмм-молекула, килограмм-атом, килограмм-эквивалент миқдорлари ҳақида ҳам гапириш мумкин, аммо улар жуда оз учрайди.

даги молекулалар сони тенгдир. Бу Авогадро қонунидан келиб чиқадиган хулосадир. Турли йўллар билан ҳисобланиб, бир грамм молекулада $6,023 \cdot 10^{23}$ молекула борлиги аниқланган. Ўзгармас бу сон *Авогадро сони* деб аталади ва N ҳарфи билан белгиланади. Элементларнинг грамм атомида ҳам N та атом бўлади.

Элемент грамм атом массасининг (A) Авогадро сони N га нисбатан атом массани белгилайди:

$$m = \frac{A}{N}$$

Бу абсолют масса ниҳоят кичик. Масалан, водород атомининг массаси $1,672 \cdot 10^{-24}$, шунинг учун абсолют атом массалари ишлатилмайди, нисбий атом массалари ишлатилади (12- §).

Авогадро қонунининг яна бир муҳим хулосаси бор:

бир хил шароитда газларнинг тенг ҳажмларидаги молекулалар сони тенг бўлади. Демак, газларнинг грамм-молекулалари ҳажмлари ўзаро тенгдир. Дарҳақиқат, нормал шароитда (0°C ва 760 мм да) ҳар қандай газнинг грамм-молекуласи $22,4$ л (аниқроғи, $22,414$ л) ҳажмни эгаллайди. Бу ҳажм газларнинг *грамм молекуляр ҳажми* деб аталади. Авогадро қонунининг бу хулосасидан фойдаланиб, кўпгина масалаларни ечиш, чунончи, газларнинг грамм-молекулалари орқали маълум ҳажмдаги модданинг массасини ҳисоблаб топиш мумкин.

Мисол. 5 л азотнинг нормал шароитдаги массаси топилсин. Бир моль азот 28 грамм келади (аниқроғи, $28,0174$ г).

$$28 \text{ г} \text{ — } 22,4 \text{ л}$$

$$x \text{ г} \text{ — } 5 \text{ л}$$

$$x = \frac{28 \cdot 5}{22,4} = 5,25 \text{ г.}$$

Демак, 5 л азотнинг массаси $5,25$ г. Газларнинг молекуляр ҳажмидан фойдаланиб, молекуляр массаларини ҳам ҳисоблаб топиш мумкин.

14- §. Газларнинг ва газ ҳолатига ўта оладиган моддаларнинг молекуляр массаларини аниқлаш. Авогадро қонунинга асосланиб, газларнинг ва газ ҳолатига ўта оладиган барча моддаларнинг молекуляр массаларини аниқлаш мумкин.

Тажирибани ҳар қандай температура ва босимда олиб бориш мумкин, лекин ҳисоблашда улар нормал шароитга келтирилади. Бунинг учун Бойль-Мариотт ва Гей-Люссак қонунларини бирлаштираувчи тубандаги тенгламадан фойдаланилади:

$$PV = \frac{P_0 V_0}{273} \cdot T,$$

бу тенгламада P — тажирибада қайд этилган босим; V — газнинг ҳажми; R — газ константаси; P_0 — нормал босим; V_0 — газнинг нормал босимдаги ҳажми; T — абсолют температура ($273 + t$).

Ҳар қандай газнинг бир грамм-молекуласи $\frac{V_0 P_0}{273}$ нинг қиймати Авогадро қонунига кўра бир хил бўлади, бу қиймат газнинг универсал константаси деб аталади ва R ҳарфи билан белгиланади. Бунда юқоридаги тенглама тубандаги шаклни олади:

$$PV = RT$$

Бу тенглама Менделеев тенгламаси дейилади.
 n грамм-молекула газ учун Менделеев тенгламаси бундай ёзилади:

$$PV = nRT$$

Модданинг грамм-молекулалар сони (n) ни топиш учун шу модданинг грамм ҳисобидаги миқдорини молекуляр оғирлигига бўлиш керак:

$$n = \frac{m}{M}$$

бу ерда n — грамм-молекулалар сони; m — газнинг массаси (г ҳисобида); M — газнинг молекуляр массаси.

Юқоридаги тенгламага n нинг қиймати қўйилса,

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

келиб чиқади. Бундан газнинг молекуляр массаси қуйидагича бўлади.

$$M = \frac{m \cdot RT}{RV}$$

Агар тажрибада газнинг ҳажми л билан, босими атмосфера билан ифодаланган бўлса, R нинг қиймати тубандагича бўлади:

$$R = \frac{P_0 V_0}{273} = \frac{1 \cdot 22,4}{273} = 0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{град}}$$

Агар газнинг ҳажми мл, босими мм симоб устуни билан ўлчанган бўлса:

$$R = \frac{P_0 V_0}{273} = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62400 \frac{\text{мм} \cdot \text{мл}}{\text{град}}$$

бўлади.

Газ константаси R ни бошқа бирликлар билан ҳам ифодалаш мумкин. Масалан, босим $\text{кг}/\text{см}^2$ билан, ҳажм см^3 билан ифодаланса:

$$R = \frac{1,0333 \cdot 22414,6}{1 \cdot 273 \cdot 160} = 84,789 \frac{\text{кг} \cdot \text{см}}{\text{град} \cdot \text{моль}} = 0,847 \frac{\text{кг} \cdot \text{м}}{\text{град} \cdot \text{моль}}$$

бўлади.

1. Бирор газнинг молекуляр массасини топиш учун бу газ ис-талган миқдорда олиниб, унинг массаси, ҳажми, босими ва температураси ўлчанади, ва бу қийматлардан фойдаланиб, Менделеев тенгламасидан M ҳисоблаб чиқарилади.

Мисол. 500 мл ацетон буғининг массаси 87° ва 720 мм босимда 0,93 г келади. Ацетоннинг молекуляр массаси топилсин.

Менделеев тенгламасига кўра:

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

Бу тенгламадан фойдаланиб, ацетоннинг молекуляр массаси ҳисобланади:

$$M = \frac{0,93 \cdot 62400 \cdot 360}{720 \cdot 500} = 58$$

2. Газларнинг грамм-молекуласи нормал шароитда (0° ва 760 мм да) 22,4 л ҳажми эгаллашига асосланиб, уларнинг молекуляр массаси ҳисобланади. Бунинг учун газнинг бирор ҳажми нормал шароитда нечага тенглиги аниқланиб, сўнгра 22,4 л нинг массаси ҳисобланади.

Мисол. 380 мл модда буғининг 97° ва 740 мм даги массаси 1,9 г келади. Унинг молекуляр массаси топилсин.

Газнинг нормал шароитдаги ҳажми топилади:

$$V_0 = \frac{PV \cdot 273}{P_0 T} = \frac{740 \cdot 380 \cdot 273}{760 \cdot 370} = 273 \text{ мл} = 0,273 \text{ л}$$

Демак, 1,9 г газнинг нормал шароитдаги ҳажми 0,273 л экан. 22,4 л газнинг массаси ҳисобланади:

$$\begin{aligned} 0,273 \text{ л} &— 1,9 \text{ г} \\ 22,4 \text{ л} &— x \\ x &= \frac{22,4 \cdot 1,9}{0,273} = 156 \end{aligned}$$

Демак, модданинг молекуляр массаси 156 у. б. га тенг.

3. Газларнинг молекуляр массасини топишнинг энг оддий усули уларнинг нисбий зичликлари бўйича топишдир. Масалан, бир хил шароитда тенг ҳажмдаги ҳар хил газларнинг массасини аниқлаймиз. Авогадро қонунига кўра, бир хил шароитда уларнинг ҳажми ва молекулалари сони тенг бўлгани учун массаларининг бир-бирига нисбати молекуляр массаларининг нисбатига тенг:

$$\frac{m}{m_1} = \frac{M}{M_1},$$

бунда m , m_1 — газларнинг массаси; M , M_1 — газларнинг молекуляр массаси; $\frac{m}{m_1}$ — бир газнинг иккинчи газга нисбатан зичлиги.

$\frac{m}{m_1}$ ни D билан белгилаймиз:

$$D = \frac{M}{M_1},$$

бундан:

$$M = M_1 \cdot D$$

келиб чиқади.

Бир газнинг молекуляр массасини топиш учун уни молекуляр мас-саси маълум бўлган бошқа газ билан солиштирамиз, яъни унинг шу газга нисбатан зичлигини топамиз. Қўпинча, бу зичлик водородга нис-батан ҳисобланади. Бунда M_1 — водороднинг молекуляр массаси ($M_1 = 2,016 \approx 2$); D текширилаётган газнинг водородга нисбатан зичлиги. Зичликни D_n десак:

$$M = 2D_n$$

бўлади.

Демак, ҳар қандай газнинг молекуляр массасини топиш учун унинг водородга нисбатан зичлиги иккига кўпайтирилади.

Баъзан газнинг ҳавога нисбатан зичлигидан фойдаланилади. Ҳаво химиявий бирикма эмас, балки механик аралашмадир. Ҳаво-нинг ўртача молекуляр массаси 29 га тенг. Бундан:

$$M = 29D_x$$

келиб чиқади.

Мисоллар.

1. Аммиакнинг водородга нисбатан зичлиги 8,5. Унинг молекул-яр массаси топилсин:

$$M = 2 \cdot 8,5 = 17$$

2. Сульфат ангидриднинг ҳавога нисбатан зичлиги 2,76. Унинг молекуляр массаси топилсин.

$$M = 29 \cdot 2,76 = 80.$$

15-§. Элементларнинг атом массаларини аниқлаш. Валент-лик. Элементларнинг атом массасини аниқлашга биринчи бўлиб ҳаракат қилганлардан Дальтон бўлса ҳам, аммо у кўп элементлар-нинг атом массасини тўғри топа олмади. Масалан, сувни химиявий анализ қилиб, унда бир масса қ. водородга 8 масса қ. кислород тўғ-ри келишини топди, лекин кислороднинг атом массасини 8 деб олиб, сувнинг молекуляр формуласида хато қилди. Авогадро қонуни то-пилгандан ва буғ ҳолатига тез ўтадиган моддаларнинг молекуляр массасини аниқлаш имконияти туғилгандан сўнг кўп элементлар-нинг атом массасини тўғри аниқлашга муваффақ бўлинди.

Элементар газларнинг атом массасини аниқлаш ғоят осонлаш-ди. Масалан, азот, хлор, кислород каби газларнинг атом массасини аниқлаш учун аввал уларнинг молекуляр массаси топилади, кейин молекуляр массаси иккига бўлинади, чунки ҳажмий нисбатлар қо-нунидан Авогадро элементар газлар молекуласи икки атомдан иборат деган хулоса чиқарган эди. Азотнинг молекуляр массаси 28 (аниқроғи 28, 017), атом массаси 14 (аниқроғи 14,008); хлорнинг молекуляр массаси 70,906, демак, атом массаси 35,453 бўлади.

Оддий модда бўлган бром — суюқ, оддий модда бўлган йод эса қаттиқдир. Аммо булар буғ ҳолатига осонгина ўта олгани учун улар буғлатилиб, атом массалари юқоридаги усул билан топилади. Авогадро қонунининг умум томонидан эътироф этилишига ёрдам берган итальян олими Канниццаро (1826—1910) атом массасини аниқлашда тубандаги усулни таклиф этди. Бирор элементнинг атом массасини топиш учун бу элементнинг буғ ҳолатидаги ёки буғ ҳо-

латига осон ўта оладиган бирикмалари танлаб олинади; уларнинг водородга нисбатан зичликлари аниқланади, ҳам бу моддаларда атом массаси аниқланиши лозим бўлган элементнинг процент миқдори топилади. Элементнинг моддадаги процент миқдорига асосланиб, бир молекуладаги миқдори ҳисоблаб топилади. Тажриба учун олинган моддалардан ҳар бирининг бир молекуласида атом массаси топилаётган элементнинг миқдори (кислород бирлигида) ҳисоблангандан кейин, натижалар ўзаро солиштирилиб, энг кичик миқдор атом массаси деб қабул қилинади. Масалан, углероднинг атом массасини топайлик. Бунинг учун углероднинг бир қатор бирикмаларини оламиз. Буларнинг баъзилари одатдаги шароитда газ ҳолатида, баъзилари осон буғланувчи моддалар бўлсин. Газларнинг зичликлари ўлчанади, суюқ ва қаттиқ моддаларни буғлатиб, буғларининг зичликлари ўлчанади. Зичликлари орқали молекуляр массалари ҳисобланади. Кейин бу моддаларнинг ҳаммасини химиявий анализ қилиб, уларнинг таркибидаги углероднинг процент миқдори аниқланади, сўнгра бу бирикмаларда бир молекулага тўғри келадиган углерод миқдори ҳисобланади. Олинган натижалар асосида углероднинг атом массаси топилади:

Углерод бирикмалари	Молекуляр массаси	Бирикмадаги углероднинг процент миқдори	Бир молекулага тўғри келадиган углерод ҳисаси (кислород бирлиги ҳисобида)
Углерод (II)- оксид	28	42,8	12
Углерод (IV)- оксид	44	27,3	12
Бензол	78	92,3	72
Этил эфир	74	64,9	48
Нафталин	128	93,7	120

Бу бирикмаларнинг молекулаларида учрайдиган углероднинг энг кичик масса қ. 12 дир, демак, углероднинг атом массаси 12 массага тенг, деган хулоса чиқарилади. Углерод (II)- оксид ва углерод (IV)- оксид молекулаларида биттадан углерод атоми бор, бошқа бирикмаларда эса бу миқдорга пропорционал, яъни бензолда 6, этилэфирда 4, нафталинда 10 атом углерод бўлади.

Тез буғланадиган бирикмалар ҳосил қилмайдиган элементлар учун албатта, Канниццаро методи тўғри келмайди. Бундай ҳоллар учун бошқа йўллар топилди.

1819 йилда француз олимлари Дюлонг ва Пти қаттиқ ҳолатдаги элементнинг солиштира иссиқлик сифими билан атом массанинг кўпайтмаси ўзгармас бўлиб, тахминан 6,3 га тенг деган қондани топдилар.

Солиштира иссиқлик сифимини c билан белгиласак, Дюлонг ва Пти қондасининг математик ифодаси:

$$A \cdot c \approx 6,3$$

бўлади, бу ерда A — атом масса.

Солиштирама иссиқлик сифими 1 г моддани 1° иситиш учун сарф бўладиган иссиқликдир. Солиштирама иссиқлик сифими кичик калориялар билан ифодаланади.

1 грамм-атомни 1° иситиш учун кетадиган иссиқлик атом иссиқлик сифими (а. с.) деб аталади.

Демак, элементларнинг (қаттиқ ҳолатдаги элементларнинг) атом иссиқлик сифимлари тахминан 6,3 га тенгдир.

6,3 тахминий сон бўлгани учун бу усулда топилган элементнинг атом массаси ҳам тахминий бўлади. Буни тубандаги жадвалдан кўриш мумкин.

Элементнинг эквивалентидан фойдаланиб, Дюлонг ва Пти қондаси асосида топилган тахминий атом массасига тузатиш киритиш мумкин. Бунинг учун элементларнинг валентликларини аниқлаш керак.

Элементлар	Солиштирама иссиқлик сифими	Атом иссиқлик сифими	Дюлонг ва Пти қондаси билан топилган атом оғирлиги	Аниқ атом массаси
Темир	0,112	6,3	56,2	55,847
Мис	0,095	6,0	63,2	63,54
Қалай	0,0054	6,4	118,5	118,69
Олтин	0,0031	6,1	196,8	196,967

Элементларнинг валентликлари, эквивалентлари ва атом массалари орасида аниқ муносабат бор.

Элементларнинг 1,008 масса қ. водород ёки 8 масса қ. кислород билан бирикувчи ёки алмашинувчи миқдорлари шу элементларнинг эквивалентларидир. 1,008 масса қ. водородга 23 масса қ. натрий, 20 масса қ. кальций, 9 масса қ. алюминий алмашинади: 1,008 масса қ. водород билан 35,46 масса қ. хлор, 8 масса қ. кислород, 3 масса қ. углерод бирикади. Демак, натрий ва хлорнинг эквивалентлари уларнинг атом массаларига тенг, кальций ва кислороднинг эквивалентлари улар атом массаларининг ярмисига тенг, алюминийнинг эквиваленти атом массасининг учдан бирига тенг, углероднинг эквиваленти эса атом массасининг тўртдан бирига тенгдир.

Атом масса ё эквивалентга тенг бўлади ёки эквивалентдан бир неча марта ортиқ бўлади. Атом массанинг эквивалентдан неча марта ортиқ эканини кўрсатувчи сон валентликдир, валентлик v ҳарфи билан белгиланади. Демак:

$$v = \frac{A}{Э}$$

Натрий ва хлор бир валентли, кальций ва кислород икки валентли, алюминий уч валентли, углерод эса тўрт валентлидир. Валентлик қуйидагича таърифланади:

Элементнинг бир атомига неча атом водород бирикишини ёки алмашишини кўрсатадиган сон шу элементнинг валентлиги деб аталади.

Бир атом кислород икки атом водород билан бирикади, демак, кислород икки валентлидир. Элементларнинг валентликларини фақат водород орқали эмас, кислород орқали ҳам ёки валентликлари маълум бўлган бошқа элемент орқали ҳам аниқлаш мумкин. Водород ва ишқорий металллар ҳаминиша бир валентли, кислород ва ишқорий-ер металллар ҳаминиша икки валентли, алюминий ҳаминиша уч валентли бўлади. Бу элементлар *ўзгармас валентли элементлар* дейилади. Аммо баъзи элементлар борки, уларнинг валентликлари бирикувчи элементларнинг табиатига ва реакция шароитига қараб ўзгаради. Масалан, мис қиздирилганда, шароитга қараб, баъзан бир валентли бўлиб, Cu_2O ҳосил қилади, баъзан эса икки валентли бўлиб, CuO ҳосил қилади. Демак, мис бир валентли ҳам, икки валентли ҳам бўлиши мумкин. Азот, фосфор, мишьяк, галогенлар ва кўпгина металллар ўзгарувчан валентли ана шундай элементлардир. Азот ўз бирикмаларида 1, 2, 3, 4, 5 валентли бўла олади.

Яна шуни ҳам айтиш керакки, даврий системанинг VIII группасидаги инерт газларнинг валентликлари нолга тенг, яъни улар бир-бири билан ва бошқа элементлар билан бирикмайди.

Элементнинг эквиваленти шу элемент бирикмасининг химиявий анализи асосида аниқ топилгандан кейин, Дюлонг ва Пти қондасига кўра, тахминий атом массаси топилади. Атом массаси эквивалентига ё тенг, ёки ундан бир неча марта ортқк бўлиши керак. Бу усул билан топилган атом масса аниқ бўлади.

Мисол. Рухнинг эквиваленти 32,7, иссиқлик сифими 0,093. Рухнинг атом массаси топилсин.

Дюлонг ва Пти қондасига кўра:

$$\text{атом масса} \cdot c \approx 6,3$$

демак;


$$\text{атом масса} \approx \frac{6,3}{0,093} = 67,7.$$


Рухнинг аниқ атом массасини топиш учун аввал унинг валентлиги аниқланади. Маълумки, элементнинг атом массаси унинг эквиваленти билан валентлиги кўпайтмаси тенг:


$$\text{атом масса} = \mathcal{E} \cdot v$$

Элементнинг Дюлонг ва Пти қондаси ёрдами билан топилган атом массаси бўйича унинг валентлигини топамиз:


$$v = \frac{\text{атом масса}}{\mathcal{E}} = \frac{67,7}{32,7} = 2$$

Олтин — 


Мишьяк — 


Кумуш — 

Олов — 

Симоб — 

Темир — 

Қўрғошин — 

Фосфор — 

Демак, рухнинг аниқ атом массасини топиш учун эквивалентини иккига кўпайтириш лозим:

$$32,7 \cdot 2 = 65,4$$

16- §. Символлар ва химиявий формулалар. Қадимги олимлар ҳам эле-

3- расм.

ментларни ҳар хил символлар билан ифодалаганлар (3-расм).

XVIII асрнинг бошида эса Дальтон элементларни ва уларнинг бирикмаларини белгилар билан ифодалади (4-расм).

Ҳозирги илмий символлар ва бирикмаларнинг формуллари XIX асрдангина бошланди. Берцеллиус 1813 йилда элементларнинг символлари сифатида латинча номларининг бош ҳарфларини олишни таклиф қилди. Масалан, водороднинг латинча номи Hydrogenium нинг бош ҳарфи Н ни водороднинг символи қилиб, кислороднинг латинча номи Oxygenium нинг бош ҳарфи О ни кислороднинг символи қилиб, калийнинг номи Kalium нинг бош ҳарфи К ни калийнинг символи қилиб, олтингугуртнинг номи Sulfur нинг бош ҳарфи S ни олтингугуртнинг символи қилиб олди ва ҳоказо.

Агар бир неча элементнинг номлари бир хил ҳарфлар билан бошланса, уларнинг символлари бош ҳарфлардан ва улардан кейинги бир ҳарфдан тузилади. Масалан:

Азот — nitrogenium N
Натрий — natriam Na
Никель — niccolum Ni

○ - водород

○ - кислород

⊖ - углерод

⊖ - азот
ва ҳоказо

○○ - сув

⊖⊖ - углерод (II) - оксид

⊖⊖ - аммиак
ва ҳоказо

4-расм.

Химиявий бирикмаларнинг таркиби ҳам символлар ёрдами билан ифодаланadi.

Авогадро қонуни эътироф этилгунча химиявий формулаларни тўғри тузиш мумкин бўлмади. Химияда ғоят тартибсизлик ҳукм сурди, ҳатто, энг оддий бирикмаларнинг формулаларини ҳам тўғри чиқариб бўлмади. Авогадро қонуни эътироф этилиб, атом массани тўғри топиш имконияти туғилгандан сўнггина атом масса, эквивалент, валентликлар ёрдами билан формулаларни тўғри ифодалаш мумкин бўлди.

Химиявий бирикманинг формуласи уни ташкил этган элементларнинг символларидан тузилади.

Масалан, сув водород билан кислороддан иборат: НО; бу белги сувнинг сифат таркибини кўрсатади. Аммо формула модданинг сифат таркибини ҳам, миқдорий таркибини ҳам кўрсатиши лозим. Сувда 1 масса қ. водородга 8 масса қ. кислород тўғри келади. Кислороднинг бир атоми 16 у. б., демак сув молекуласида 1 атом кислородга икки атом водород тўғри келади, яъни сувнинг формуласи Н₂О бўлади. Демак, формуладаги символлар бирикмада қандай элементлар борлигини ва улар қандай миқдорий нисбатда эканлигини кўрсатади. Биз Н ни фақат водород деб эмас, балки бир атом водород, О ни бир атом кислород, N ни бир атом азот деб тасаввур этишимиз керак.

Химиявий бирикманинг таркибига кирган элементларнинг атом массаси маълум бўлса, бу бирикманинг формуласини чиқариш учун уни химиявий анализ қилиб, элементларнинг процент билан ифодаланадиган миқдорини топиш керак.

Буни мисол келтириб тушунтирамиз.

Мисол. Этан 20,12% водород ва 79,88% углероддан иборат, унинг водородга нисбатан зичлиги 15. Этаннинг молекуляр массаси топилсин ва химиявий формуласи чиқарилсин.

Этан молекуласидаги углерод атомларининг сони x , водород атомларининг сони эса y , яъни молекулада x грамм-атом углерод, y грамм-атом водород бор деб оламиз. Шунда молекуладаги барча углерод атомларининг массаси 12,01 x , водород атомларининг массаси эса 1,008 y бўлади.

12,01 x нинг 1,008 y га нисбати 79,88% нинг 20,12% га нисбати каби бўлади:

$$12,01x : 1,008y = 79,88 : 20,12$$

x ва y ларни коэффицентлардан озод қилсак:

$$x : y = \frac{79,88}{12,01} \cdot \frac{20,12}{1,008} = 6,65 : 20,08$$

келиб чиқади, 6,65 ва 20,08 бутун сонларга айлантирилиши лозим, чунки молекулаларда атомлар бутун сонлар ҳисобида бўлади, бу-нинг учун шу рақамларни энг кичигига бўламиз.

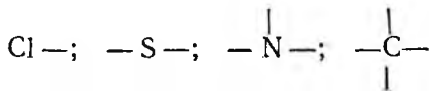
$$x : y = \frac{6,65}{6,65} \cdot \frac{20,08}{6,65} = 1 : 3$$

Демак, этан молекуласида углероднинг бир атомига водороднинг уч атоми тўғри келади. Биз модда таркибига кирувчи элементларнинг атомлари қандай миқдорий нисбатда бўлишинигина билдик. С ва Н атомларининг нисбати 1 : 3; демак, унинг формуласини C_xH_y ёки C_2H_6 , C_3H_9 , C_4H_{12} деб ёзиш ҳам мумкин, буларнинг ҳаммасида С ва Н атомларининг нисбати 1 : 3 дир. Шунинг учун C_2H_6 ни оддий формула деймиз. Этаннинг бир молекуласида нечта атом С ва нечта атом Н борлигини билиш учун модданинг молекуляр массасини аниқлаш лозим. Этаннинг молекуляр массаси $M = 2 \cdot 15 = 30$ дир, демак, тахмин қилинган юқоридаги формулалардан бу молекуляр массага C_2H_6 тўғри келади, яъни этан молекуласида 2 атом углерод ва 6 атом водород бўлади. Бу формула модданинг *ҳақиқий формуласи* бўлиб, *молекуляр формула* деб ҳам юритилади.

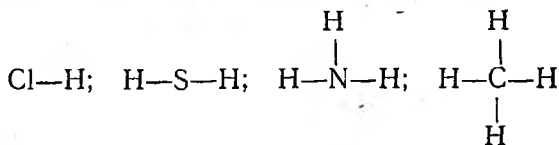
Модда таркибига кирган элементларнинг валентликларини билсак, унинг формуласини ёзиш осон бўлади.

Мисол. Водороднинг хлор, олтингугурт, азот ва углерод билан ҳосил қилган бирикмаларининг формулалари ёзилсин.

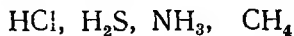
Хлор бир валентли, олтингугурт икки валентли, азот уч валентли, углерод тўрт валентлидир. Валентликларни чизиқлар билан ифодалаймиз:



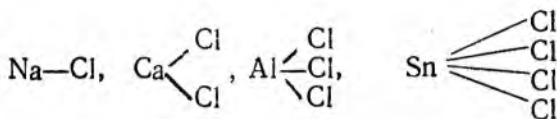
Водород бир валентли бўлгани учун:



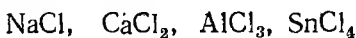
бўлади, яъни:



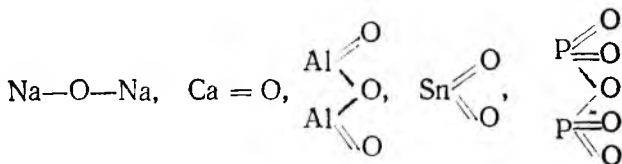
Молекулада атомларнинг ўзаро қандай бирикканини кўрсатадиган бу формулалар *структура формулалар* деб аталади. Натрий бир валентли, кальций икки валентли, алюминий уч валентли, қалай тўрт валентли, фосфор беш валентли. Бу элементларнинг бир валентли хлор билан ҳосил қилган бирикмалари қуйидагича ёзилади:



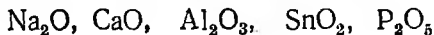
яъни:



Уларнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари эса бундай бўлади:



яъни



17-§. Моддаларнинг процент таркибини ҳисоблаш. Химиявий формуласи номаълум бирикманинг процент таркиби химиявий анализ йўли билан топилади. Агар модданинг формуласи маълум бўлса, унинг процент таркибини ҳисоблаш жуда осон бўлади.

Мисол. Натрий сульфат Na_2SO_4 нинг процент таркиби ҳисоблансин.

Энг аввал формулага кўра атом массалар жамланиб, молекуляр масса ҳисоблаб чиқарилади.

$$M = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142^*$$

* Яқлитланган атом массалар.

сўнгра 142 масса. қ. 100% деб олиниб, ундаги натрий (23·2), олтингурут (32), кислород (16·4) процентлари ҳисобланади:

$$\begin{array}{l} 142 - 100 \\ 46 - x \end{array} \quad x = \frac{46 \cdot 100}{142} = 32,4\% \text{ Na}$$

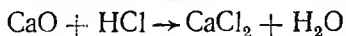
$$\begin{array}{l} 142 - 100 \\ 32 - x \end{array} \quad x = \frac{32 \cdot 100}{142} = 22,5\% \text{ S}$$

$$\begin{array}{l} 142 - 100 \\ 64 - x \end{array} \quad x = \frac{64 \cdot 100}{142} = 45,1\% \text{ C}$$

Еки Na билан S нинг процент миқдорлари қўшилиб, йиғиндини 100 дан айириш орқали O нинг процент миқдори топилади.

18-§. Химиявий тенгламалар. Химиявий реакцияларнинг символлар, формулалар ёрдами билан ифодаланиши *химиявий тенгламалар* дейилади. Химиявий тенгламаларда тенглик белгисининг чап томонида реакцияга киришувчи моддалар, тенглик белгисининг ўнг томонида эса реакция натижасида ҳосил бўлган моддалар туради. Тенгламани ёзишда реакцияга қандай моддалар киришини ва реакция натижасида қандай моддалар ҳосил бўлишини яхши билиш керак.

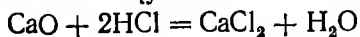
Моддалар массасининг сақланиш қонунига биноан, реакцияга киришадиган моддаларнинг массаси реакция натижасида ҳосил бўладиган моддаларнинг массасига тенг бўлади. Шунинг учун тенгламанинг иккала томонида ҳар бир элементнинг атомлари сони тенг бўлиши керак. Аввал, реакцияга киришувчи ва реакция натижасида ҳосил бўлувчи моддаларнинг формулалари тўғри ёзиб олинади, сўнгра тенгламанинг иккала томонида ёзилган формулалар бузилмай, элементлар атомларининг сони бараварлаштирилади. Масалан, CaO (оҳақ) билан HCl (хлорид кислота) ўзаро таъсир этганда CaCl₂ (туз) ва H₂O (сув) ҳосил бўлади. Тенгламанинг чап томонига CaO ва HCl ни, ўнг томонига эса CaCl₂ ва H₂O ни ёзамиз. Ҳали улар бараварлаштирилгани йўқ, шунинг учун тенглик белгиси ўрнига ҳозирча стрелка қўямиз:



Кальций икки валентли, шунинг учун унинг бир атоми икки атом хлор билан бирикиб, CaCl₂ ҳосил қилади. Кальций ва кислород атомларига назар солсак, улар тенгламанинг иккала томонида биттадан, яъни баравар эканлигини кўрамиз. Хлор атомларини санаёмиз. HCl молекуласида бир атом хлор бор, аммо CaCl₂ га икки атом хлор керак, шунинг учун HCl олдига икки коэффициентини қўямиз, бунда 2HCl бўлади, лекин HCl₂ қилиб ёзилмаслиги керак, чунки бу ҳолда HCl формуласи бузилган бўлади:

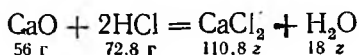


бунда хлор атомлари тенг бўлди, энди водород атомларига қараймиз. Тенгламанинг иккала томонида икки атомдан водород бор; демак, реакциядан олдинги ва кейинги атомлар сони бир-бирига тенг, энди тенглик белгисини қўямиз:



Химиявий тенгламада маълум модданинг неча молекула (атом) олинганлигини кўрсатувчи бу сонлар *стехиометрик коэффициент* дейилади. Юқориди ёзилган тенгламада CaCl_2 нинг стехиометрик коэффициенти бирга, HCl ники иккига, CaCl_2 ва H_2O ларники эса бирга тенгдир.

Химиявий тенгламалар қандай моддалар ўзаро реакцияга киришиб, қандай моддалар ҳосил қилганини кўрсатиш билан бирга, бу моддаларнинг миқдорий нисбатларини ҳам кўрсатади. Юқоридаги реакциядан маълумки, CaO дан бир моль олинса, HCl дан икки моль олиш керак, бунда бир моль CaCl_2 ва бир моль H_2O ҳосил бўлади.



Агар CaCl_2 дан икки моль олинса, қолган моддаларнинг миқдори ҳам икки марта кўп бўлади.

Реакциялар кўпинча, гМ билан ҳисоб қилинади, агар лозим бўлса, кгМ ва тМ билан ҳам ҳисоб қилиш мумкин.

19-§. Энергиянинг сақланиш қонуни. Химиявий энергия.

Материя ҳаракатининг ўлчови энергиядир. Ҳаракатнинг турли шаклларига мувофиқ энергия ҳам турлича бўлади. Масалан, электр ҳаракати электр энергияси билан, химиявий жараён химиявий энергия билан ўлчанади.

Демак, массанинг ва энергиянинг сақланиш қонунларининг бирлиги — материянинг сақланиш қонунидир. Энергиянинг сақланиш қонуни, массанинг сақланиш қонуни сингари, табиатнинг асосий қонунларидан биридир. Бу қонунни 1741—1745 йилларда М. В. Ломоносов кашф этди. 1741 йилда М. В. Ломоносов «Математик химия элементлари» номли асарида модданинг ўзгаришига сабаб модда заррачаларининг ҳаракатидир, деб ёзган эди. «Иссиқлик ва совуқлик сабаби ҳақида мулоҳазалар» номли асарида (1745 й.), энергия турининг бир-бирига айланишини, энергиянинг абадийлигини, энергиянинг сақланиш қонунини ажойиб мисоллар билан таърифлади. Аммо бу қонун XIX аср ўрталаридагина амалий жиҳатдан исбот этилди.

Энергиянинг сақланиш қонуни тубандагича таърифланади:

Энергия йўқолмайди ва йўқдан бор бўлмайди, у эквивалент нисбатларда фақат бир тубдан иккинчи турга ўта олади.

Масалан, бирор процессда (буғ машиналарида) доимо 1 ккал иссиқлик 0,427 кгМ ишга айланади. Демак, 1 ккал иссиқлик энергияси 0,427 кгМ механик иш билан эквивалентдир. Шундай эквивалентлик бошқа энергия хиллари ўртасида ҳам мавжуд.

Иссиқлик энергияси, механик энергия, электр энергияси, магнит энергияси, химиявий энергия — булар энергиянинг турларидир.

Энергия турларидан ички энергия химиявий процессларда алоҳида аҳамиятга эга. Химиявий процессларда моддаларнинг ички энергияси ўзгаради. Ички энергия модда таркибий қисмларининг бир-бирига таъсири натижасида вужудга келади.

Реакция бўлганда реакцияга киришувчи моддалар ўз химиявий энергиясининг бир қисмини бошқа формада, масалан, иссиқлик, электр, ёруғлик зарралари энергиялари тарзида ташқаригā чиқариши ёки ютилиши мумкин.

Химиявий реакциялар доимо энергия (иссиқлик) чиқариш ёки энергия (иссиқлик) ютиш билан боради. Кўпинча, моддалар ўз химиявий энергияларини иссиқлик энергияси тарзида беради; энергиянинг барча турларини эквивалент ҳолда ифодалаш мумкин бўлгани учун, кўпинча, улар иссиқлик энергияси тарзида ифода қилинади.

Химиявий реакциялар вақтида ажралиб чиққан (ёки ютилган) энергияни текширадиган бўлим *термохимия* деб аталади.

Термохимия қонунига мувофиқ, реакция чапдан ўнгга томон борганда (маҳсулот ҳосил бўлишида) қанча иссиқлик чиқса (ёки ютилса), реакция ўнгдан чапга борганда, яъни ҳосил бўлган маҳсулотлардан яна дастлабки моддалар ҳосил бўлишида шунча иссиқлик ютилади (ёки чиқади).

Оддий моддалардан (одатда 25°C ва 760 мм босимда) молекула ҳосил бўлганда ажралган (ёки ютилган) иссиқлик молекула ҳосил бўлиш иссиқлиги дейилади.

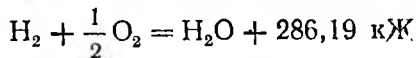
Энергия ютиш билан ҳосил бўлган модда *эндотермик модда* деб аталади, энергия чиқариш билан ҳосил бўлган модда эса *экзотермик модда* деб аталади.

Экзотермик моддалар иссиқлик чиқиши сабабли кам энергия запасига эга бўлганидан, улар барқарор бўлади, эндотермик моддалар эса беқарордир.

Иссиқлик чиқариш билан борадиган реакциялар *экзотермик реакциялар* деб, иссиқлик ютиш билан борадиган реакциялар эса *эндотермик реакциялар* деб аталади.

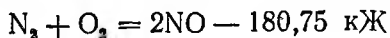
Реакциялар тенгламаларини ёзишда чиққан ёки ютилган иссиқликни ҳам кўрсатиш мумкин. Реакция вақтида чиққан иссиқлик +к. *Жоуль* билан, ютилган иссиқлик эса кЖ билан ифодаланади.

Чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдори кўрсатилган реакциялар *термохимиявий реакциялар* деб аталади. Масалан:

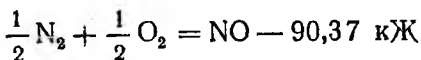


Демак, 1 моль (18 г) сув ҳосил бўлишида 287,78 кЖ иссиқлик чиқар экан.

Азотнинг кислород билан бирикиши эндотермик реакция:



ёки



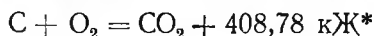
яъни 1 моль NO ҳосил бўлишида 90,37 кЖ иссиқлик ютилади.

Термохимиянинг яна бир муҳим қонунини 1840 йилда рус олими Г. И. Гесс кашф этган.

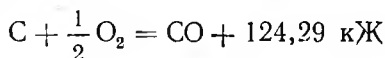
Турли процессларда (химиявий реакцияларда, модда бир ҳолатдан бошқа ҳолатга ўтганда, моддалар бир-бирида эриганда ва бошқа процессларда) чиққан ёки ютилган энг кўп иссиқлик шу процессларнинг *иссиқлик эффекти* дейилади.

Реакциянинг иссиқлик эффекти реакция учун олинган моддалар ва реакция натижасида ҳосил бўлган маҳсулотларнинг табиати ва физикавий ҳолатига боғлиқ бўлиб, реакциянинг оралиқ даврларига (босқичларига) боғлиқ эмас.

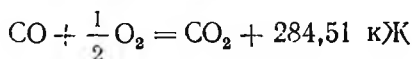
Масалан, кўмир тўла ёнганда CO_2 ҳосил бўлади; ҳар бир моль CO_2 ҳосил бўлишида 408,78 к. Жоуль иссиқлик чиқади:



Аммо CO_2 икки босқичда ҳосил бўлиши мумкин. Кўмир чала ёнганда CO ҳосил бўлади:



CO тўла ёнганда эса CO_2 ҳосил бўлади.



Биринчи босқичда 124,29 кж, иккинчи босқичда 284,51 кж, ҳаммаси бўлиб 408,80 кж иссиқлик чиқади. Демак, кўмрдан тўғридан-тўғри CO_2 ҳосил бўладими ёки аввал CO ҳосил бўлиб, сўнгра CO_2 ҳосил бўладими, бари бир, реакциянинг умумий иссиқлик эффекти бир хил.

* Ҳозирги вақтда халқаро бирликлар системаси — СИ (интернационал система) қабул қилинган, СИ бўйича нормал шароит — абсолют нулдан ҳисобланган $T = 273^\circ$ Кельвин (аниқроқ айтганда, $273,15^\circ\text{K}$) ва 101325 Н/м^2 (Ньютон/м²) босим билан ифодаланади. СИ бўйича 1 калория = 4,184 Жоулга тенг.

УЧИНЧИ БОБ

Д. И. МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

20-§. Элементлар классификацияси. XIX асрнинг ўрталарида кўпгина элемент маълум бўлиб, уларнинг химиявий ва физикавий хоссалари ҳамда бирикмалари аниқлангандан кейин, уларни тартибга солиш — синфларга ажратиш зарурати туғилди. Деберейнер (1817 й.), Л. Гмелин (1843 й.), В. Одлинг (1857 й.), М. Петтенкофер (1850 й.), Дюма (1851 й.), Нюлендс (1863 й.), Б. де-Шанкуртуа (1862 й.), Л. Мейер (1868 й.) ва бошқа олимлар элементларни синфларга ажратишга уриниб кўрдилар, ammo улар элементларнинг хоссаларидаги ички боғланишни билмаганликларидан бу масалани ҳал қила олмадилар.

Улуғ рус олими Д. И. Менделеев ўзининг истеъдодли текширишлари, материалистик қарашлари натижасида 1869 йиллардан бошлаб элементлар орасидаги табиий боғланишни тушунди, ҳақиқий қонунни топди ва бу қонун асосида элементларни тартибга солди, яъни уларни синфларга ажратди.

21-§. Элементлар даврий қонуни. Д. И. Менделеев элементларни илмий асосда синфларга ажратиш устида ишлар экан, улар орасидаги умумий ички боғланиш қонуниятини топишга уринди ва 1869 йилда ўзининг машҳур даврий қонунини кашф этди. Бу қонун ҳозирги вақтда фақат химиянинггина эмас, балки табиат тўғрисидаги ҳамма фанларнинг ҳам асоси бўлиб, уларнинг ривожлантирилишига ёрдам беради. Д. И. Менделеев массанинг сақланиш қонуни асосида элементларнинг массалари ва химиявий хоссалари орасидаги муносабатни излади. Массадан атом оғирликка ўтди, яъни атом оғирликни элементларнинг массаларини ифодаловчи катталиқ деб олди. Ҳамма элементларни атом оғирликларининг ортиб бориши тартибида бир қаторга терди. Бунда кўпгина қийинчиликларга дуч келди, чунки у вақтда кўп элементлар кашф этилмаган ва маълум элементлардан баъзиларининг атом оғирликлари тўғри аниқланмаган эди. Д. И. Менделеев мантиқий мулоҳаза юритиб ва диалектик методдан фойдаланиб, барча қийинчиликларни енгди ва элементларни атом оғирликларининг ортиб бориши тартибида бир қаторга териб, бу қаторда маълум интервалларда элементлар хоссаларининг такрорланишини, яъни элементларнинг хоссаларидаги даврийликни топди ҳамда элементларни даврларга бўлди.

Д. И. Менделеев элементларнинг бирикмалар ҳосил қилиш хусусиятини, валентликларини, бирикмаларининг шакли ҳамда хоссаларини текширди ва ҳамма элементларнинг хоссаларидаги дав-

рийликни кашф этиб, уни *даврий қонун* деб атади. Д. И. Менделеев элементларнинг хоссалари, бирикмаларининг шакли ва хоссалари атом оғирликлари билан даврий боғлиқдир, деб таърифлади ва бу қонун асосида элементлар даврий системасини тузди. Шундай қилиб, Д. И. Менделеев элементларнинг массасини асос қилиб олди ва элементларнинг хоссалари, ўхшашликлари, атом оғирликлари орасидаги боғланишни очиб берди.

22-§. Элементлар даврий системаси. Д. И. Менделеев даврий системани тузган вақтда фақат 63 элемент маълум эди, шунинг учун у даврий система жадвалида номаълум элементларнинг жойларини бўш қолдирди. Ҳозир барча элементлар топилиб, жадвалдаги ўз жойларига қўйилган. Тубанда элементларнинг мукамал даврий системасини кўриб чиқамиз.

Элементлар даврий системаси даврий қонуннинг график ифодасидир. Даврий системада биринчи ўринда энг енгил элемент водород туради, унинг атом массаси 1,0079, шу сабабли унинг тартиб номери 1 дир. Иккинчи ўринда гелий ($A=4,003$), учинчи ўринда эса литий туради. Водород ва гелий биринчи даврни ташкил қилади. Литийдан неонгача бўлган элементлар иккинчи даврни, натрийдан аргонгача бўлган элементлар эса учинчи даврни ташкил этади:

3 Li 6,941	4 Be 9,012	5 B 10,811	6 C 12,0119	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,183
11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,9739	16 S 32,064	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948

Иккинчи ва учинчи давр таққосланса, уларнинг хоссаларидаги даврийлик аниқ кўринади; натрийда литий, магнийда бериллий, алюминийда бор, кремнийда углерод, фосфорда азот, олтингургуртда кислород, хлорда фтор, аргонда неон хоссаларига ўхшаш хоссалар бор.

Тўртинчи давр калий билан бошланади. Калийнинг хоссалари натрийнинг хоссаларига ўхшайди, кальций эса магнийга ўхшайди. Химиявий жиҳатдан ўзаро ўхшаш элементлар *аналоглар* деб юритилади; улар жадвалда устма-уст жойлашган, бундай вертикал устунлар *группалар* деб аталади. Даврлар эса горизонтал жойлашади. Даврий система етти даврдан ва тўққиз группадан иборат.

Биринчи давр фақат иккита элементдан иборат бўлгани учун уни қолдириб, иккинчи даврдан бошлаб текширамиз. Иккинчи давр литий билан бошланади. Литий бир валентли актив металл дир. У жуда актив бўлганидан табиатда эркин ҳолда учрамайди, кислород билан тез бирикади, сув билан реакцияга киришиб, ишқор ҳосил қилади. Ундан кейинги элемент — бериллий икки валентли металл бўлиб, кислород ва сув билан бевосита реакцияга киришади, аммо унинг металл хоссалари литийникига қараганда заифроқдир. Бериллийдан кейин турган элемент — бор уч валент-

ли кучсиз металлоиддир. Унинг металл хоссалари ҳам бор, аммо жуда заиф. Ҳавода барқарор. Углерод тўрт валентли кучсиз металлоид; азот анча кучли металлоид бўлиб, унинг химиявий активлиги унча эмас; азот ўзгарувчан валентли бўлиб, энг юқори валентлиги бешга тенг. Кислород актив металлоид; фтор энг кучли металлоид; неон металл ҳам эмас, металлоид ҳам эмас; унинг валентлиги нолга тенг, яъни реакцияга мутлақо киришмайди. Иккинчи давр неон билан тамом бўлади.

Учинчи даврга натрий, магний, алюминий, кремний, фосфор, олтингургурт, хлор ва аргон киради. Натрий бир валентли актив металл бўлгани учун, литийга ўхшаш эркин ҳолда учрамайди, кислород, сув ва турли моддалар билан реакцияга тез киришади. Ундан кейинги элемент — магний бериллийга ўхшаш икки валентли металл бўлиб, сув ва кислород билан реакцияга секин киришади.

Алюминий уч валентли элементдир, у пассив металл бўлса ҳам борга ўхшаб кетади; кремний тўрт валентли кучсиз металлоид, унинг хоссалари углеродникига ўхшайди. Фосфор ҳам азотга ўхшаш ўзгарувчан валентли бўлиб, юқори валентлиги бешга тенг, у кремнийдан кучлироқ металлоиддир. Олтингургурт фосфордан кучли металлоид бўлиб, юқори валентлиги олтига тенг. Хлор олтингургуртдан кучли металлоид; унинг юқори валентлиги еттига тенг. Аргон эса неон каби инерт элементдир. Демак, даврлар актив, бир валентли металл билан бошланиб, инерт газ билан тугайди; уларнинг валентликлари (ўзгарувчан валентли бўлса, юқори валентлиги) группа номерига тенг бўлади. Даврда актив металл хоссалар ўнгга томон кучсизланиб, металлоидлик хоссалар эса кучайиб боради. Шундай қилиб, атом массанинг ортиши билан хоссалар аста-секин ўзгариб боради. Бу демак, миқдорнинг ўзгариши сифат ўзгаришига олиб боради демакдир.

Иккинчи давр ҳам, учинчи давр ҳам саккиз элементдан иборат. Тўртинчи давр ишқорий металл — калийдан бошланади, лекин даврнинг охирида (еттинчи-группада) актив металлоид — галоген эмас, балки металл — марганец туради. Маълумки, хлорнинг Cl_2O_7 , HClO_4 бирикмалари каби марганецнинг ҳам Mn_2O_7 , HMnO_4 бирикмалари бор, лекин марганец галоген эмас. Марганецдан кейин, бир-бирига жуда ўхшайдиган учта элемент — темир, кобальт ва никель металлари туради. Булар бир группага, яъни VIII группага қўйилган бўлиб, триада (учлик) дейилади. Никелдан кейин бир ва икки валентли мис, ундан кейин эса икки валентли рух келади. Мис биринчи группага, рух иккинчи группага жойлаштирилган. Учинчи группада галлий, тўртинчи группада германий туради. Бешинчи группада азот ва фосфорга ўхшаш мишьяк, олтинчи группада олтингургуртга ўхшаш металлоид — селен, еттинчи группада фтор ва хлорга ўхшаш галоген — бром туради. Ана энди галогендан кейин, фтор ва хлордан кейинги инерт газларга ўхшаш, инерт элемент — криптон келади ва у билан тўртинчи давр тугайди. Тўртинчи давр ўн саккиз элементдан иборат. Худди шунга ўхшаш, бешинчи давр ҳам ўн саккиз элементдан иборат бўлиб,

ишқорий металл — рубидий билан бошланади; бунда еттинчи группادا ҳам галоген йўқ, саккизинчи группادا рутений, родий, палладий номли учта ўхшаш металл, улардан кейин эса (биринчи группادا) мисга ўхшаш пассив металл — кумуш туради. Даврнинг ўн еттинчи элементи йод — галоген, ундан кейинги ксенон эса инерт газдир. Биринчи, иккинчи, учинчи даврлар *кичик даврлар* деб аталади. Тўртинчи ва бешинчи даврлар *катта даврлар* дейилади. Лекин катта даврларнинг ҳар бири икки қатордан иборат. Олтинчи давр ҳам аввалги даврларга ўхшаш актив ишқорий металл — цезий билан бошланиб, инерт газ — радон билан тугайди; бу давр ўттиз икки элементдан иборат. Бу даврда 57- ўриндаги лантан элементидан кейин келадиган ўн тўрт элемент (58—71) лантанга жуда ўхшаш бўлганликларидан улар *лантаноидлар* ёки қисқача қилиб, *лантанидлар* деб аталади ва жадвалда пастга олиб ёзилади.

Еттинчи давр тугалланмаган даврдир. Унда ҳозир 21 элемент бор, урандан кейингиларининг ҳаммаси *трансуранлар* деб аталади; бу элементлар сунъий йўл билан ҳосил қилинган. Бу давр ҳам ишқорий металл франций билан бошланади ва тузилиши жиҳатидан 6- даврга ўхшайди. Актинийдан кейинги элементлар ўзаро жуда ўхшаш бўлганликлари учун *актиноидлар* ёки, қисқача қилиб, *актинидлар* деб аталади ва жадвалда лантаноидлар каби четга олиб ёзилади. Шундай қилиб, элементлар даврий системаси учта кичик, учта катта ва битта тугалланмаган даврлардан иборат. Биринчи давр водород билан гелийдан иборат; 2, 3, 4, 5, 6- даврлар ишқорий металл билан бошланиб, инерт газлар билан тугайди. Еттинчи давр тугалланмаган давр. Катта даврларнинг ҳар бири икки қатордан иборат бўлган учун қаторлар сони ўнтадир.

Ҳар бир группа элементлари хоссалари ўзаро ва қўшни группа элементлари билан мунтазам қонун асосида ўзгариб боради.

Тўртинчи, бешинчи ва олтинчи катта даврларнинг ҳар бири икки қатордан иборат бўлгани учун, уларнинг ҳар қайсисида бир группасига икки элемент тўғри келади. Масалан, тўртинчи даврнинг биринчи группасида калий ва мис, иккинчи группасида кальций ва рух, еттинчи группасида марганец ва бром туради. Калий даврнинг биринчи элементи бўлиб, кучли ишқорий металлдир. Мис бу даврда никелдан кейин келади, унда металл хоссалари анча кучсиздир. Шунингдек, бешинчи даврнинг биринчи группасидаги рубидий актив ишқорий металл, кумуш эса пассив металлдир, олтинчи даврнинг биринчи группасидаги цезий актив ишқорий металл бўлиб, олтин пассивдир. Буни қайд этиш учун Li, Na, K, Rb, Cs, Fr элементлари, яъни актив ишқорий металллар катакларнинг чап томонига суриб қўйилади ва *бош группача* деб аталади. Cu, Ag, Au элементлари катакларнинг ўнг томонига сурилади ва *ёнаки группача* деб аталади. Ҳар бир группادا бош группача элементлари ўзаро ўхшаш, яъни умумий химиявий хоссаларга эга бўлади. Ҳар бир ёнаки группачада ҳам умумий химиявий хоссалар бор.

Ёнаки группача элементлари тўртинчи даврдан бошлаб пайдо бўлади. Демак, тўртинчи даврдан бошлаб группа бош ва ёнаки

группачаларга бўлинади. Биринчи ва иккинчи давр элементлари бош группачага қўшилади. Д. И. Менделеев иккинчи ва учинчи давр элементларини *типик* элементлар деб атади. Демак, типик элементлар бош группачаларга қўшилади. Масалан, иккинчи группа энаки группа Zn, Cd, Hg ва бош группача Ca, Sr, Ba, Ra, Be, Mg лардан иборат; бунда биринчи ва иккинчи группанинг энаки группачаларидаги элементлар тоқ қаторларда туради.

Учинчи группадан бошлаб, бош группача элементлари каталарнинг ўнг томонида туради. Масалан, еттинчи группанинг бош группача элементлари — галогенлар (F, Cl, Br) дир, улар ишқорий металлларнинг аксича, актив металлоидлардир: энаки группа элементлари (Mn, Tc, Re) жуфт қаторларда туради.

Саккизинчи группада инерт газлар бош группача, триадалар энаки группачалардир.

Саккизинчи группанинг ён группачасидаги уч триадада катта даврларнинг элементларидир. Группанинг номерига мувофиқ, уларнинг юқори валентликлари саккиз бўлиши керак эди, аммо бу элементларнинг фақат бир нечасигина (масалан Os ва Ru) саккиз валентлидир, шунга қарамай, бу элементлар кўпгина физик ва химиявий хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшайди.

Биринчи ва иккинчи группаларнинг бош группачаларида юқоридан пастга томон, яъни атом массаларининг ортиши билан, металл хоссалари кучайиб боради; жадвалнинг ўнг томонидаги группаларнинг бош группачаларида эса юқоридан пастга томон элементларнинг металллоидлик хоссалари кучсизланиб боради. Энг актив металл франций бўлиб, энг актив металлоид фтордир.

Д. И. Менделеев элементлар бирикмаларининг хосса ва шакллари шу элементларнинг атом массаларига даврий равишда боғлиқ эканлигини муфассал текшириб, жадвалнинг ҳар бир группаси учун юқори валентли элементларнинг кислород ҳамда водород билан ҳосил қилган бирикмаларини кўрсатди.

Элементларнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаларидаги юқори валентликлари группанинг номерига тенгдир. Демак, ҳар қайси группада кислород бўйича юқори валентликлари бир хил бўлган элементлар туради. Биринчи группа элементлари кислород билан ҳосил қилган бирикмаларида бир валентли (Li_2O , Na_2O , K_2O), иккинчи группа элементлари икки валентли (MgO , ZnO , BaO), учинчи группа элементлари уч валентли (B_2O_3 , Al_2O_3), тўртинчи группа элементлари юқори тўрт валентли (CO_2 , SiO_2 , SnO_2 , PbO_2), бешинчи группа элементлари юқори беш валентли (N_2O_5 , As_2O_5), олтинчи группа элементлари юқори олти валентли (SO_3 , CrO_3), еттинчи группа элементлари юқори етти валентли (Cl_2O_7 , Mn_2O_7) ва саккизинчи группа элементлари юқори саккиз валентли (RuO_4 , OsO_4) бўлади. Масалан, I группа элементлари мис ва олтиннинг юқори оксидалари Cu_2O_3 , Au_2O_3 дир. VIII группанинг кўпчилик элементлари 2, 3, 4 ва 6 валентли, фақат Ru ва Os нинг юқори валентлиги 8 дир.

Элементларнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаларида биринчи группадан бошлаб, тўртинчи группагача бўлган валентликлари группа номерларига тенг бўлади (масалан, NaH , CaH_2 , AlH_3 , CH_4),

бешинчи группадан бошлаб эса биттадан камаяди (масалан, NH_3 , H_2O , HCl). Ҳар бир элементнинг кислородга нисбатан юқори валентлиги билан водородга нисбатан валентлиги йиғиндиси саккизга тенг бўлади. Шунинг учун, элементнинг кислородга нисбатан валентлиги орқали водородга нисбатан валентлигини ҳисоблаш жуда осон. Масалан, азотнинг кислородга нисбатан валентлиги бешга тенг эканлигини била туриб, водородга нисбатан валентлигини топамиз: $8 - 5 = 3$ (яъни NH_3); кислородники $8 - 6 = 2$ (яъни H_2O), хлорники $8 - 7 = 1$ (яъни HCl). Элементнинг водородга нисбатан валентлиги орқали кислородга нисбатан валентлигини ҳам топиш мумкин.

Жадвалда элементларнинг кислород билан ҳосил қилган юқори бирикмаларининг ҳамда водород билан ҳосил қилган бирикмаларининг умумий формулаларини қуйидагича кўрсатиш мумкин.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R_2O RH	RO RH_2	R_2O_3 RH_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_5	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4 —

Д. И. Менделеев ўзининг даврий қонунига асосланиб, жадвалда ҳали топилмаган 29 элемент учун бўш жой қолдирди. Дарҳақиқат, ўша вақтда, масалан, руҳдан кейинги галлий ва германий элементлари (31 ва 32 номерли элементлар) кашф этилмаган эди. Д. И. Менделеев руҳдан кейинги икки ўринни бўш қолдириб, мишьякни 33 номерли ўринга, яъни бешинчи группага қўйди. Д. И. Менделеев Zn нинг оксиди ZnO бўлиб, RO типида As нинг юқори оксиди As_2O_5 бўлиб, R_2O_5 типидадир, демак, булар орасида яна R_2O_3 , RO_2 оксидларга мувофиқ икки элемент бўлиши керак, деган фикрга келди, бунда Менделеев шу элементларнинг оксидларигагина эмас, балки уларнинг кўпгина хоссаларига ҳам асосланди. Д. И. Менделеев 21, 43 ва 75 номерли элементлар учун ҳам бўш жой қолдирган эди. Д. И. Менделеев элементлар учун бўш жой қолдириш билан бирга, улардан кўпларининг хоссаларини, бирикмаларнинг шакллари ва хоссаларини ҳам олдиндан айтиб берди, атом массаларини, солиштирма оғирликлари, қайнаш ва қотиш температураларини назарий йўл билан ҳисоблаб чиқарди. Д. И. Менделеев ҳаёт вақтидаёқ бу элементларнинг бир нечаси кашф этилди ҳамда Д. И. Менделеевнинг олдиндан айтганлари жуда аниқ ва ҳақиқат эканлиги тасдиқланди. 1885 йилда 85 та элемент, 1939 йилда 90 та элемент маълум эди, ҳозир эса 107 та элемент маълумдир. Бу 107 та элементнинг 19 таси сунъий йўл билан синтез қилинган.

23-§. Д. И. Менделеев даврий системасининг аҳамияти. Д. И.-Менделеев номаълум элементларнинг хоссаларини даврий қонунга ва системадаги қонуниятга асосланиб, шу элементларга қўшни элементларнинг хоссасидан топа олди. Д. И. Менделеев 32

номерли элементни кремнийга ўхшатди ва унга экасилиций деб ном берди; 21 номерли элементни борга ўхшатиб, уни экабор деб атади; 31 номерли элементни алюминийга ўхшатди ва экаалюминий деб атади. Экаалюминий учувчан бўлгани учун, уни спектрал анализ орқали топиш мумкин деган фикрни айтди ва, ҳатто, қиздириш йўли билан топишни ҳам кўрсатиб берди. 1875 йилда француз Лекок де-Буабодран спектрал анализ асосида 31 номерли элементни кашф этиб, уни Франциянинг қадимги номи шарафига галлий деб атади. Шуниси ажойибки, Лекок де-Буабодран бу элемент билан тажрибалар ўтказиб, унинг физик ва химиявий хоссаларини аниқлаганда, Д. И. Менделеев бу хоссалардан баъзиларининг хато топилганини кўрсатди. Лекок де-Буабодран тажрибаларини такрорлаб, ўз хатоларини тузатди. Масалан, Лекок де-Буабодраннинг дастлабки тажрибасига кўра, элементнинг солиштира оғирлиги 4,7 чиқди, Д. И. Менделеевнинг ҳисобига кўра эса бу элементнинг солиштира оғирлиги 5,9—6 бўлиши керак эди. Лекок де-Буабодран қайта тажриба ўтказиб, галлийнинг солиштира оғирлиги 5,96 га тенг эканлигини аниқлади. 1879 йилда швед химиги Нильсон 21 номерли элементни кашф этди ва уни скандий деб атади. Менделеевнинг бу элемент ҳақида айтганлари тасдиқ этилди. 32 номерли элементнинг хоссалари, бирикмаларининг шакл ва хоссаларини Д. И. Менделеев 1871 йилда олдиндан айтиб берган эди, 1886 йилда немис олими Винклер бу элементни топди ва уни ўз ватани шарафига германий деб атади. Винклер бир қатор тажрибалар ўтказиб, германийнинг ҳамда германий бирикмаларининг физик ва химиявий хоссаларини аниқлади ва Д. И. Менделеевга қойил қолди.

Қуйида Д. И. Менделеевнинг 32 номерли элемент (экасилиций) тўғрисида олдиндан айтган фикрлари билан Винклер тажрибасининг натижалари бир-бирига таққосланади:

Экасилицийнинг Д. И. Менделеев 1871 йилда олдиндан айтган хоссалари	Германийнинг Винклер 1886 йилда тажриба ўтказиб аниқлаган хоссалари
<p>Экасилиций Es осон суюқланади ва юқори температурада учadi. Кислоталардан водородни сиқиб чиқара олмайди. Атом массаси тахминан 72. Солиштира оғирлиги тахминан 5,6. Оксидининг формуласи EsO₂ Оксидининг солиштира оғирлиги тахминан 4,7. EsO₂ осон қайтарилади. EsCl₄ суюқ модда, 90° атрофида қайнайди, солиштира оғирлиги 1,9 атрофида.</p>	<p>Германий Ge 960° атрофида суюқланади ва юқори температурада учadi HCl да ва суюлтирилган H₂SO₄ да эримайди. Атом массаси 72,6. Солиштира оғирлиги 5,35. Оксидининг формуласи GeO₂. Оксидининг солиштира оғирлиги 4,703. GeO₂ водород билан осон қайтарилади. GeCl₄ суюқлик, 83° да қайнайди, солиштира оғирлиги 1,887.</p>

21, 31 ва 32 номерли элементларнинг топилиши Д. И. Менделеевнинг даврий қонунини жуда яхши тасдиқлаб берди ва бу қонун

ҳамда элементлар даврий системаси фанда ўзига муносиб ўрин олди:

1898 йилда 88-номерли элемент (радий), 1899 йилда 84 номерли элемент (полоний), 1939 йилда эса 87-номерли элемент (франций) топилди. Д. И. Менделеев бу элементларнинг ҳам атом массаларини ҳисоблаб, ўринларини бўш қолдирган эди.

Д. И. Менделеев даврий системани тузган вақтда кўпгина элементларнинг атом массалари нотўғри эди. Д. И. Менделеев даврий қонун асосида уларни тузатди. Масалан, бериллийнинг атом массаси 13,5 эди ва бу элемент уч валентли. деб ҳисобланарди. Д. И. Менделеев биринчи гурпуага литийни, учинчи гурпуага борни ва улар ўртасига, яъни иккинчи гурпуага бериллийни қўйди, бериллий уч валентли эмас, балки икки валентли элементдир, деган фикрни айтди ва атом массасининг 9 га тенглигини қўшни элементларнинг атом массаларидан ҳисоблаб топди. Кейинчалик Менделеевнинг бу фикрлари тасдиқланди. Бериллийнинг атом массаси 9,013 бўлиб чиқди. Ураннинг атом массаси 120, оксиди эса U_2O_3 деб ҳисобланар эди. Д. И. Менделеев уни даврий системага жойлаштирди ва унинг атом массаси 120 эмас, балки 240 атрофида, оксиди эса UO_3 деган фикрни айтди. Ураннинг атом массаси 238,07 бўлиб чиқди. Д. И. Менделеев индий, торий, цезий, титан, олтин, платина ва бошқа кўпгина элементларнинг атом массаларини ҳам тузатди.

Теллурнинг атом массаси йодникидан катта бўлишига қарамасдан, Д. И. Менделеев уни йоддан олдинга — олтинчи гурпуага, атом массаси 58,94 бўлган кобальтни эса атом массаси 58,71 бўлган никелдан олдинга қўйди. Аргоннинг атом массаси 39,948, калийнинг атом массаси эса 39, 102, яъни калийнинг атом массаси аргонникидан кичик, шунга қарамасдан Рамзай ҳам аргонни биринчи гурпуадаги калийдан аввал, яъни 18-ўринга — ноль гурпуага жойлаштирди. Д. И. Менделеев элементларни системага солишда уларнинг сифатларига катта аҳамият берди. Д. И. Менделеев бундан кейинчалик даврий системанинг ривожланиши исбот этишини ҳам олдиндан айтди. Аммо Менделеевнинг замондошлари бундан элементлар даврий системасининг нуқсонини деб қарадилар. Атомнинг тузилиш назарияси Менделеевнинг фикрлари тўғри эканлигини тасдиқлади. Бу даврий системанинг нуқсонини эмас, балки, аксинча, даврий қонун билан даврий системанинг энг кучли ва энг пухта далиллари эканлиги исботланди.

Д. И. Менделеев даврий системани тузган вақтда (1869 йил) иңерт газлар номаълум бўлиб, барча даврларнинг энг кейинги элементлари галогенлар эди. Даврий системада энг актив металл — галогендан актив ишқорий металлга, яъни қарама-қарши хоссали элементларнинг бир-бирига ўтиши ҳақида Менделеев кўп ўйлади, аммо инерт газларнинг бирортаси ҳам маълум бўлмагани учун саккизинчи гурпуа билан биринчи гурпуа орасида бутун бир гурпуа бор дейишдан холи қолишни маъқул кўрди. 1893 йилда инглиз олими Рамзай ҳавода 18 номерли элементни (аргонни), 1895 йилда эса 2 номерли элементни (гелийни) ва бир неча йил давоми-

да яна учта инерт элементни топди. 1900 йилда инерт газ радон (86 номерли элемент) топилди ва улар даврий системада ўз ўрнига қўйилиб, Менделеевнинг бу ҳақдаги фикрлари ўринли эканлиги исботланди. Ҳавода инерт газлар борлигини 1883 йилда рус революционери Н. А. Морозов (1854—1946) ҳам инглиз олими Релей (1892 й.) айтган эди, Рамзай қилган кашфиётлар буни исбот этди. Олимлар янгидан-янги элементларни топиб, даврий системадаги бўш ўринларни тўлдирди бошладилар ва илгаридан маълум бўлган элементларнинг номаълум бирикмаларини ҳосил қилиш ҳамда уларни ўрганиш каби илмий текшириш ишларини авж олдириб юбордилар.

Даврий система тузилишига қадар химияда тартибсизлик ҳукм сураб эди. Даврий система химияда мунтазам тартиб ўрнатишга имкон берди. Элементлар, уларнинг бирикмалари даврий система асосида батартиб ўрганиладиган бўлди. Дарҳақиқат, элементларнинг хоссалари ва бирикмаларини ўрганишда, кўпинча, ёдлашга тўғри келар эди, ҳозир эса элементларнинг барча хоссаларини уларнинг даврий системадаги ўрнига қараб анча аниқ айтиб бериш мумкин. Масалан, мишьяк даврий системада 33 номерли ўринни ишғол қилади, яъни у гурпуада фосфордан пастда туради. Демак, мишьяк, металлоид бўлиб, кислород билан ҳосил қилган бирикмалари As_2O_3 , As_2O_5 , водород билан ҳосил қилган бирикмаси эса AsH_3 дир. Мишьякнинг металлоидлик хоссалари фосфорникидан заифроқ, кислоталари фосфорнинг кислоталаридан кучсизроқдир ва ҳоказо.

Кўпгина элементларнинг нотўғри атом массалари даврий система асосида тузатилди, хоссалари аниқланди. Даврий қонун ва даврий система асосида атомнинг тузилиш назарияси ривожлантирилмоқда. Даврий қонун асосида, элементларнинг хоссалари ва атомнинг тузилишлари орасидаги боғланишни, шунингдек, барча элементларнинг ўзаро боғланишларини мукаммал тушуниш мумкин. Радиоактив элементларнинг емирилиши, элементларнинг бир-бирига айланиши, сунъий элементларнинг ҳосил қилиниши каби процессларнинг ҳаммаси даврий қонунга асосланади. Бу қонун элементларнинг ўзаро боғланишини, материянинг тараққий этишини кўрсатади. Даврий қонун олимларнинг ижодий ишларига йўл очиб беради. Ҳозир химия ва физикани даврий қонундан ташқари тасаввур қилиб бўлмайди. Фаннинг бошқа соҳаларида ҳам бу қонуннинг аҳамияти ғоят каттадир.

Ф. Энгельс «Табиат диалектикаси» деган асарида бундай деб ёзган эди: «Менделеев... шундай илмий жасорат кўрсатдики, бу жасоратни ҳали номаълум планета — нептуннинг орбитасини ҳисоблаб топган. Леверье кашфиёти билан бир қаторга бемалол қўйиш мумкин» (Ф. Энгельс, Табиат диалектикаси, 1952, 43-бет).

Т У Р Т И Н Ч И Б О Б

АТОМНИНГ ТУЗИЛИШИ

24-§. Атом ва молекулаларнинг реаллиги. Қадимги философлардан Левкипп ва Демокрит 2500 йил муқаддам атом мавжуддир деган бўлсалар-да, атом ва молекулаларнинг реаллиги ҳақидаги илмий таълимот XVIII асрда М. В. Ломоносов ишлари, Дальтон атомистикаси натижасида, XIX асрда Авогадро қонуни, XX асрнинг бошида Перреннинг амалий ишлари асосидагина вужудга келди. XIX аср охириларида ўз замонасининг атоқли олимларидан бири — немис олими Оствальд (1853—1932) атом ва молекуланинг реаллигини рад этди. В. И. Ленин ўзининг «Материализм ва эмпириокритицизм» деган асарида атом ва молекулаларнинг мавжудлиги (реаллиги) ҳақида далиллар келтириб, идеалистик назарияларга зарба берди. Француз олими Перрен 1909 йилда молекуланинг мавжудлигини амалий жиҳатдан тасдиқлаш билан бирга, бир грамм-молекуладаги молекулалар сонини, яъни Авогадро сонини аниқлади. Ҳамма моддаларнинг грамм-молекуларида $6,023 \cdot 10^{23}$ та молекула ва элементларининг грамм-атомларида $6,023 \cdot 10^{23}$ та атом борлиги аниқланди.

Атом ва молекулалар ниҳоятда майда заррачалар бўлгани учун уларнинг абсолют массаси ҳам ғоят кичикдир. Атомларнинг абсолют массасини ва молекулаларнинг абсолют массасини Авогадро сони ёрдамида ҳисоблаш мумкин. Масалан, кислород молекуласининг абсолют массасини топиш учун унинг грамм-молекуляр массасини Авогадро сонига бўлиш керак:

$$\frac{32}{6,023 \cdot 10^{23}} = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Кислород атомининг абсолют массаси унинг молекуласи массасининг ярмига тенг:

$$\frac{5,32 \cdot 10^{-23}}{2} = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Водород молекуласининг абсолют массаси:

$$\frac{2,0159}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,34 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Водород атомининг абсолют массаси эса молекуласи массасининг ярмига тенг, яъни:

$$\frac{3,34 \cdot 10^{-24}}{2} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Атом ва молекулаларнинг абсолют массалари ғоят кичик бўлгани учун, улар ишлатилмай, нисбий атом масса ва нисбий молекуляр массадан фойдаланилади.

XIX асрнинг охирига қадар, атом бўлинмас заррача деб ҳисобланар эди. Бу тасаввур атомнинг табиатини ва унинг тузилишини ўрганишга кўп вақт тўсқинлик қилиб келди. Улуғ рус олими Д. И. Менделеев фаннинг тараққиёти даврий қонуннинг моҳиятини албатта очиб беради, деган эди. XIX асрнинг бошида Москва Давлат университетининг профессори М. Г. Павлов атомнинг тузилиши мураккаб, унинг тузилишида электр заряди иштирок этади, атомнинг тузилиши планетар тузилишдир, деган фикрни майдонга ташлади, 1815 йилда инглиз олими Проут ҳам элементлар мураккаб тузилган ва улар водороддан иборат деган фикрни айтди.

Улуғ рус олими А. М. Бутлеров атом бўлинмайди дейилади, чунки атомни бўлиш йўллари ҳозирча маълум эмас, балки келажакда янги процесслар кашф этилиб, улар ёрдами билан атомни бўлиш мумкин бўлар, деган эди.

Н. А. Морозов атом янада заррачалардан тузилган, барча элементлар атом массалари 1, 2 ва 4 бўлган заррачалардан иборат; ҳозир ҳам юлдузлардаги ғоят-юқори температураларда элементлар парчаланади ва тегишли космик шароитда баъзи элементлар бошқа элементлардан ҳосил бўлади, деган фикрни илгари сурди. XIX асрнинг охирида катод нурлари, анод нурлари, рентген нурлари, нурланишнинг квант назарияси, радиоактивлик ҳодисаси каби бир неча кашфиётлар қилиниб, бу кашфиётлар атомнинг мураккаб тузилганлигини исботлаб берди. Улуғ рус олимларининг айтганлари амалда тасдиқланди.

25-§. Катод нурлари. Электронлар. XIX асрнинг охирларида (1879 йилда) катод нурлари кашф этилди. Катод нурлари қуйидагича ҳосил қилинади. Шиша най ичининг икки учига электродлар жойлаштирилиб, найдаги ҳаво сўриб олинади. Най ичида абсолют бўшлиқ ҳосил қилиб бўлмайди, чунки техниканинг ҳозирги даражаси бунга имкон бермайди. Най ичида озгина ҳаво қолади, шунинг учун найда бўшлиқ эмас, балки сийраклашган ҳаво бўлади. Электродлар кучли электр манбаига туташтирилади. Найдаги электродлар орасида зарядсизланиш бўлиши натижасида катод сатҳидан шу сатҳга тик йўналишда кўзга кўринмас нурлар чиқади. Бу нурлар найнинг қарши деворида яшил шуъаланиш ҳосил қилади. Катоддан чиққан бу нурлар *катод нурлари* деб аталади. Улар найдан ташқарига чиқмайди. Катод нурларида ниҳоятда кичик масса ва кинетик энергия бўлади, шунинг учун бу нурлар ўз йўлида учраган жисмларни қиздиради ва енгил нарсаларни ҳаракатга келтиради. Агар катод нурлари йўлига магнит ёки электр майдони тўғри келса, нурлар ўз йўналишини ўзгартиради, масалан, электр майдонида мусбат қутб томон боради. Катод нурларини текшириш натижасида бу нурларнинг манфий зарядли заррачалар эканлиги аниқланди ва улар *электронлар* деб аталди. Электронлар e ёки β билан белгиланади. Демак, катод нурлари манфий зарядли заррачалар оқимидан иборатдир. Катод нурларининг хос-

салари найдаги газнинг табиатига ҳам, катод ясалган материалга ҳам боғлиқ бўлмайди. Турли газлари ва турли катодлари бўлган найлардан бир хил хоссаларга эга қатод нурлари олинади. Бу ҳол электронлар барча элемент атомларининг таркибий қисми эканлигини ва атомларнинг мураккаблигини исботлайди.

1881 йилда, моддалар нурлар билан ёритилганда (айниқса металлар ультрагунафша нурлар билан ёритилганда) ёки кучли қиздирилганда уларнинг мусбат зарядланиши маълум бўлди. Демак, нейтрал моддалар ёритилганда ва қиздирилганда манфий зарядларининг маълум қисмини йўқотади ва шу сабабдан мусбат зарядли бўлиб қолади. Моддалар қиздирилганда улардан чиқадиган манфий зарядлар ҳам электронлардир. Бу ҳодисалар ҳам атомнинг мураккаб тузилганлигини кўрсатади. Электрон ҳамisha манфий зарядли бўлади, унинг массаси ғоят кичикдир. Водороднинг массаси $1,67 \cdot 10^{-24}$ г га тенг, электроннинг массаси эса водороднинг массасидан 1837,5 марта кичик, яъни водород массасининг $\frac{1}{1837}$ қисмига тенг бўлиб, углерод бирлиги билан $0,0005487$ г га тенг бўлади. Электрон заряди $4,80 \cdot 10^{-10}$ электро-статик бирликка, яъни $1,60 \cdot 10^{-19}$ кулонга тенгдир. Фарадейнинг иккинчи қонунига мувофиқ, ҳар қандай элементнинг грамм эквивалентига 96500 кулон электр тўғри келади. 96500 фарадей сони деб аталади ва F билан белгиланади. Буни Авогадро сонига тақсим қилсак, электроннинг кўрида кўрсатилган заряди чиқади:

$$e = \frac{F}{N} = \frac{96500}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ кулон} = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ э. ст. бирлик.}$$

Ҳозирча бундан кичик заряд маълум эмас, шунинг учун электрон *электр атоми* дейилади ва унинг заряди -1 деб қабул қилинади.

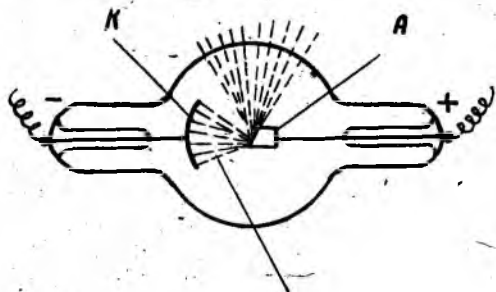
26-§. Анод нурлари (канал нурлари). Катод найдаги газнинг атом ёки молекулаларига катод нурлари таъсиридан кўзга кўринмас бошқа нурлар ҳосил бўлади. Бу нурлар *анод нурлари* деб аталади. Анод нурлари битта ёки бир нечта электронларини йўқотган газнинг мусбат зарядланган заррачаларидан иборат бўлиб, катод нурларига қарама-қарши ҳаракат қилади. Катод анод рўпарасига қўйилса ва катод сатҳида тешиклар бўлса, анод нурлари бу тешиклардан ўтади, шунинг учун анод нурлари *канал нурлари* деб ҳам аталади.

27-§. Рентген нурлари. 1895 йилда немис олими Рентген катод нурларининг найчада рўпарадаги деворни нурлантириш ҳодисасини текширар экан, деворнинг бу қисмида кўзга кўринмас, ammo шишадан, ёғочдан, енгил металлларнинг юпқа пластинкаларидан ва кўпгина бошқа моддалардан ўтиб кетадиган, оғир металллардан эса ўтолмайдиган нурларни кашф этди. Рентген бу нурларни x нурлар деб атади. Кейинчалик x -нурлар Рентген шарафига *рентген нурлари* деб аталди. Электр ва магнит майдони рентген нурларининг йўналишига таъсир этмайди. Рентген нурлари оддий нурлар каби электромагнит тўлқинидир, лекин тўлқин

узунликларининг ғоят кичиклиги жиҳатидан оддий нурлардан фарқ қилади.

Спектрнинг кўзга кўринадиган қисми тўлқин узунлиги 3960 Å дан 7600 Å гача бўлган нурларга мувофиқ келади. Спектрнинг бу қисмидан бир томонида тўлқин узунлиги 100 Å гача бўлган нурлар ультрагунафша нурлар, тўлқин узунлиги 0,1 Å гача бўлган нурлар эса рентген нурларидир. Спектрнинг кўзга кўринадиган қисмидан иккинчи томонда тўлқин узунлиги 7600 Å дан миллиметрнинг ўндан бир улушларигача бўлган қисми инфрақизил нурларга, тўлқин узунлиги сантиметр, метр ва километрлар билан ифодаланадиган қисми эса радиотўлқинларга тааллуқлидир. Нурларнинг тўлқин узунликлари қанча кичик бўлса, частоталари шунча катта бўлади. Демак, ультрагунафша нурлар билан рентген нурларининг частоталари катта, яъни улар юқори частотали нурлардир. Энергия эса частотага пропорционал бўлади, шунга кўра, рентген нурларининг энергияси ҳам каттадир. Бинобарин, рентген нурлари ва ультрагунафша нурлар кучли нурлардир, бу нурлар атомларни емириб, улар таркибидаги электронларни уриб чиқара олади. Бу хусусият рентген нурларида ультрагунафша нурлариникига қараганда юқорироқ, чунки уларнинг частотаси ва, демак, энергияси ҳам ультрагунафша нурларникидан ортиқдир. Рентген нурлари атомларни емириб, улардан электронларни уриб чиқарганда атомнинг қолган қисми мусбат зарядли бўлиб қолади, шу атомдан отилиб чиққан электронлар эса бошқа атомларга ўтиб, уларни манфий зарядлайди. Зарядли бундай атомлар *ионлар* деб аталади, атомларнинг ионга айланиш процесси *ионланиш* (ионизация) дейилади. Демак, рентген нурлари модданинг атомларини ионлантиради. Рентген найининг схемаси 5-расмда кўрсатилади.

Рентген нурлари ёрдами билан электроннинг зарядини ўлчаш имконияти ҳам туғилди. Электр тоқининг электронлар оқимидан иборатлиги, электроннинг энг кичик заррачаси электрон эканлиги ва энг кичик миқдор электроннинг заряди эса $4,80 \cdot 10^{-10}$ электростатик бирликка тенглиги аниқланди. Бу ҳам атомнинг мураккаб тузилганлигини аниқ исботлаб берди.



5-расм. Рентген найининг схемаси.

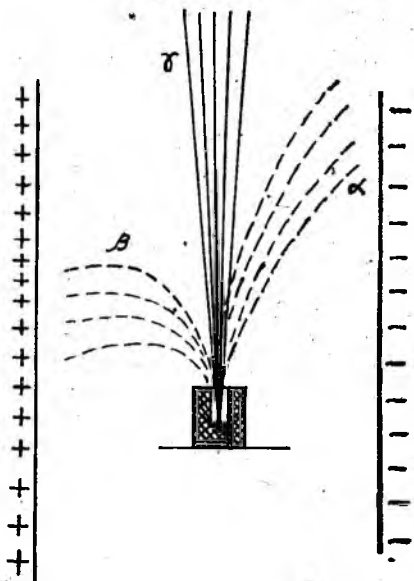
28-§. Радиоактивлик.
1896 йилда француз олими А. Беккерель ураннинг ва уран бирикмаларининг кўзга кўринмас нурлар чиқаришини ва бу нурлар одатдаги нурларни ўтказмайдиган қора қоғозлардан ўтиб, фотопластинкаларга таъсир этишини топди. Сўнгра бу ҳодиса билан француз олимлари эр-хотин Пьер ва Мария Кюрилар шуғулландилар. Улар

уран рудаларида нур тарқатиш хоссаси ураннинг тоза бирикмасиникига қараганда кучлироқ бўлганини кузатиб, бу рудаларда нур тарқатиб турувчи яна бошқа элементлар борлигини қайд этдилар. Мария Кюри бу ҳодисани *радиоактивлик деб*, бундай нурланиш хоссаси бўлган элементларни эса *радиоактив элементлар* деб атади. П. ва М. Кюрилар уран рудаларини текшириб, 1898 йилда иккита янги радиоактив элементни топдилар. Улар элементлардан бирини (84 номерли элементни) полоний деб, иккинчисини (88 номерли элементни) эса радий деб атадилар. Бу элементлар уран рудасининг қолдиғидан олинди, бунинг учун бир неча тонна руда қолдиғини қайта ишлашга тўғри келди. П. ва М. Кюрилар бир неча тонна руда қолдиғини қайта ишлаб, ундан граммнинг юздан бир улушларича радий хлорид ажратиб олишга муваффақ бўлдилар. Полонийнинг миқдори шу қадар оз эдики, уни ажратиб олиш имконияти бўлмади.

29-§. Радиоактив емирилиш ва ундан чиқадиган нурлар. Радиоактив элементларнинг емирилишида нурлар тарқалади. Қўрғошин бу нурларни ўтказмайди, шу сабабдан радиоактив препаратлар қўрғошин идишларда сақланади. Усти тешик кичкина қўрғошин идишга радиоактив препарат солиниб, идишнинг тешигига қора қоғоз билан ўралган фотопластинка тутилса, нурлар таъсирдан фотопластинкада доғ пайдо бўлади. Агар қўрғошин идиш электр майдонига киритилиб, унинг устига фотопластинка тутилса, пластинкада уч хил доғ кўринади. Демак, радиоактив элементлардан чиқиб турадиган нурлар уч хил бўлади. Нурларнинг бир хили электр майдонида манфий қутб томонга бурилади, бу нур *α-нурлар* деб аталади. Иккинчи хил нурлар мусбат қутб томон бурилади ва *β-нурлар* дейилади. Нурларнинг учинчи хилига майдон таъсир этмайди, улар ўз йўналишини ўзгартирмай, тўғри кетади; бундай нурлар *γ-нурлар* деб аталади.

α-нурлар (альфа-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 бирлигига тенг. Турли радиоактив элементлардан чиққан *α-зарралар* энергияси турлича бўлиб, ҳавода турлича йўл ўтади. Масалан, радийнинг *α-заррачаси* 3,31 см, торийники 2,59 см, полонийники 3,84 см йўл ўтади. *α-заррачанинг* ўтган йўли турли радиоактив элементларни текширишда катта аҳамиятга эгадир. Текширишлар *α-нурларнинг* электронлар йўқотган гелий атомлари, яъни гелий ионлари эканлигини кўрсатди. Уларнинг ионлаш хусусияти кучлидир. *α-нурлар* турли элементларнинг атомларидан электронларни уриб чиқаради, яъни у атомларни ионлантиради ва ҳар бир *α-заррача* ўзига иккитадан электрон бириктириб, нейтрал гелий атомларини ҳосил қилади.

β-нурлар (бета-нурлар) катод нурлари каби, электронлардан иборатдир, шунинг учун улар электр майдонида мусбат қутбга томон бурилади. Бу нурларнинг тезлиги ва энергияси турлича бўлиб, катод нурларининг тезлигидан икки баробар ортиқдир. *β-нур-*



6-расм. Нурларнинг электр майдонида ажралиши.

ларнинг моддалардан ўтиш хусусияти α -заррачаларникидан юқори, ammo энергияси уларникидан кам.

γ -нурлар (гамма-нурлар) зарядсиз бўлиб, рентген нурлари каби, электромагнит тўлқинларидир, уларнинг тўлқин узунлиги рентген нурлариникидан ҳам кичик ($0,004—0,2\text{Å}$), спектрда рентген нурларидан кейин туради, частотаси ҳам, энергияси ҳам каттароқ; шунга кўра γ -нурлар турли моддалардан ўтиш хусусияти жиҳатидан рентген нурларидан устун туради. Радиоактив нурланиш процесси ўз-ўзича узлуксиз равишда боради. Бу процесс натижасида радиоактив элементларнинг атомлари ҳамшиша емирилиб, бошқа элементга айланиб туради. Масалан, радий α -нурлар чиқариб, радонга айланади, радин α -нурлар чиқариб, радий А га айланади ва ҳоказо.

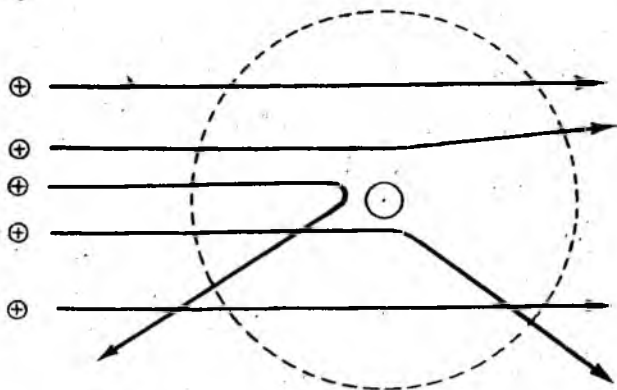
Олтинчи даврнинг сўнгги уч элементи ва еттинчи давр элементлари, яъни оғир элементлар радиоактивдир. Ҳозир кўпгина енгил металлларнинг ҳам бир қадар радиоактив эканлиги аниқланган, ammo уларнинг радиоактивлиги шу қадар кучсизки, бу хусусиятлари амалий аҳамиятга эга эмас. Радиоактив емирилиш процесси ҳам атомнинг мураккаб тузилганлигидан далолат беради.

30-§. Атомнинг ядролари тузилиш назарияси. Атомнинг мураккаблиги аниқлангандан кейин, олимлар атомнинг тузилиши назарияси устида ишлаш бошладилар.

Ҳар қандай моддадан электронлар чиқиши ҳамма элементлар атомининг таркибида электронлар борлигини кўрсатди. Олимлар атом нейтрал бўлгани учун атомда мусбат зарядли таркибий қисм бор, унинг мусбат зарядлари электронларнинг манфий зарядларига тенг, деган фикрга келдилар.

Инглиз олими Э. Резерфорд (1871—1937) атомнинг мусбат зарядли таркибий қисми борлигини амалда исботлаб берди.

Резерфорд радиоактив моддадан чиққан α -нурлар. йўлига кичик тешикли диафрагма қўйиб, шу тешиқдан ўтган бир тутам α -нурларни олтин, платина, мис пластинкалардан ўтқазди. α -нурларнинг жуда кўпчилиги пластиккада ўз йўналишини ўзгартирмай, ниҳоятда оз қисмигина кичик бурчак ҳосил қилиб бурилди ва тахминан 8 минг α -заррачанинг бири четга отилди. Резерфорд бу заррачаларнинг махсус экранга урилганда чақнашини микроскоп орқали кўрди.



7-расм. α -заррачаларнинг атом ядросидан итарилиши.

α -заррачалар ўз йўналишини ўзгартиришининг сабаби шуки, металл пластинка атомларининг мусбат зарядли таркибий қисмлари мусбат зарядли α -зарраларни итаради. Резерфорд 1911 йилда ўзининг амалий ишларига асосланиб шу хулосани чиқарди ва атомнинг ядроли тузилиш назариясини таклиф этди.

Атомнинг марказида мусбат зарядли ядро бўлиб, унинг атрофида манфий зарядли заррачалар — электронлар айланиб юради. Ядронинг мусбат заряди сони электронлар сонига тенг, шунинг учун атом нейтралдир.

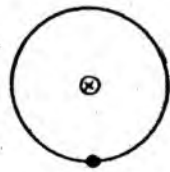
α -заррачалар атом орасидан ўтаётганда ядрога яқин келиб қолса, ўз йўналишини дарҳол ўзгартиради, жуда яқин келганда эса, ҳатто кетинга томон отилади (7-расм).

10000 чамаси α -заррачанинг фақат биттаси ядрога дуч келиши атомнинг ҳажмида ядронинг жуда кичик жой банд қилганлигини кўрсатади, демак, ядронинг ҳажми ғоят кичикдир, лекин атомнинг қарийб ҳамма массаси ядронинг ҳажмида тўпланган, чунки электроннинг массаси йўқ деярли даражада кичикдир. Ҳамма элементлар ядро массаларининг зичлиги тахминан тенг бўлиб, $1,2 - 2,4 \cdot 10^{14}$ г/см³ дир. Масалан, бир см³ ҳажм ядро массаси билан зич қилиб тўлдирилса, унинг массаси 120 — 240 млн. т деб тасаввур этилади.

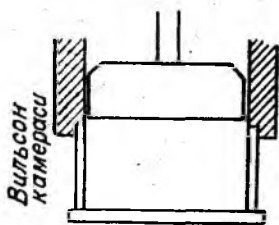
Маълумки, атомнинг диаметри 10^{-8} см, электроннинг диаметри 10^{-13} см, ядронинг диаметри 10^{-12} см, чамасида—ядронинг ҳажми эса атом ҳажмининг тахминан 10^{-14} дан бир қисминигина ташкил этади.

Шундай қилиб, атомнинг ҳажми марказида кичик бир ядро бўлиб, унинг атрофида электронлар айланиб юради; демак атом ҳажмининг кўп қисми бўшлиқдан иборатдир. 8-расмда кўрсатилган тузилиш, масалан, водород атомининг планетар модели дейилади. 1819 йилда М. Г. Павлов, 1888 йилда В. Н. Чичерин, ўтган асрнинг 90-йилларида Н. А. Морозов ҳам атом планетар тузилишга эга деган эдилар.

Резерфорд тажрибасини Вильсон бошқа йўл билан қилиб кўрди.



8-расм.



9- расм.

Агар ҳавода чанг бўлиб, бундай ҳаво сув буғига тўйинса, буғ чанг атрофида дарҳол конденсатланади, яъни майда сув томчиларига — туманга айланади. Агар ҳаво тоза бўлса-ю, лекин ҳавода зарядли заррачалар —, ионлар бўлса, сув буғи ионлар атрофида конденсатланади. Агар ҳавода чанг ҳам, ионлар ҳам бўлмаса; ҳаво совитилганда ундаги тўйинган буғ конденсатланмайди. Вильсон ана шундан фойдаланиб, тубандаги тажрибани қилиб кўрди (9- расм).

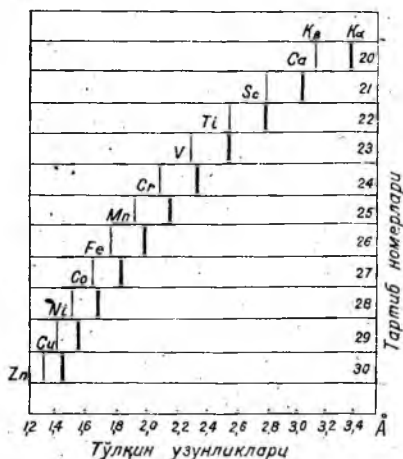
Деворлари ойнали камеранинг бир томонига поршень ўрнатиб, камера ичини чангсиз тоза ҳаво билан тўлдирди-да, бу ҳавога сув буғи қўшди. Шундан кейин камера орқали α -заррачалар ўтказиб туриб, поршени сиртга томон тез тортиш йўли билан ҳавони совитди. α -заррачалар ҳаво орқали ўтар экан, молекулаларни бомбардимон қилиб, уларни ионлантirdи. Заррачалар атрофида дарҳол туман томчилари пайдо бўлди ва ўтган ҳар бир α -заррача йўлида туман чизиғи вужудга келди; бу чизиқларни фотография қилиш мумкин бўлди. α -заррача ядрога дуч келмай ёки яқин бормай ўтса, унинг йўлида тўғри туман чизиғи ҳосил бўлади. Агар α -заррача ядро ёнидан ўтса, туман чизиғи озгина бурилган ҳолда кўринади. Агар α -заррача бирор ядрога дуч келса, туман чизиғи кескин равишда синади. Бу тажрибада 10000 чамаси тўғри чизиқ орасида битта синиқ чизиқ бўлади.

Шундай қилиб, атомнинг ядроли тузилиши тасдиқ этилди.

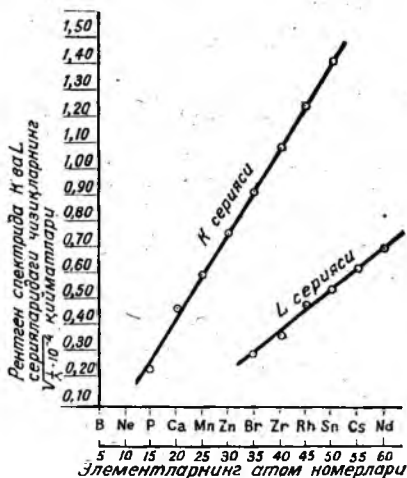
31- §. Ядронинг заряди ва таркиби. Йўналишини муайян бир бурчак остида ўзгартирган α -заррачаларни махсус формула билан ҳисоблаб, атомнинг шу α -заррачаларни итарган ядроси зарядини аниқлаш мумкин. Ядро заряди шу элементнинг даврий системасидаги тартиб номерига тенг бўлиб чиқди. Бу масалани 1913 йилда Г. Мозли бошқача йўл билан ҳал қилди. У турли элементлардан ясалган пластинкаларни (антикатодларни) тез учувчи электронлар билан бомбардимон қилинишидан ҳосил бўлган рентген нурлари спектрини текширар экан, ажойиб бир қонунни кашф этди.

Маълумки, қиздирилган қаттиқ ва суюқ моддаларнинг оптик спектрлари рангли ва яхлит бўлади. Қиздирилган буғ ва газларнинг спектри рангли айрим чизиқлардан иборатдир. Булар *чизиқ-чизиқ спектрлар* дейилади. Чизиқ-чизиқ спектрлар, кўпинча, ғоят мураккаб, баъзан эса бир неча минг чизиқдан иборат, элементларнинг рентген спектрлари эса жуда оддий бўлади. Рентген спектрлари маълум тартиб билан жойлашган айрим чизиқлар ёки тўда-тўда чизиқлардан иборатдир, бу тўдалар *K, L, M сериялар* деб юритилади.

Мозли элементларнинг рентген спектрларини текшириш орқали спектрлардаги чизиқларга мувофиқ тўлқин узунликларни ўлчади ва ядро зарядларини ҳисоблаб чиқарди; тўлқин узунликлари билан



10- расм.



11- расм.

даврий системадаги тартиб номерлари орасидаги боғланишни топди.

Агар элементларнинг рентген спектрлари даврий системадаги тартиб номерлари билан терилса, ҳар бир серия чизиқлари тўлқин узунликларнинг камайиш томонига маълум қонуният билан сурилади (10- расм). 10- расмда K сериядаги α , β - чизиқларнинг тўлқин узунлиги келтирилган. Мозли қонунини қуйидагича таърифлаш мумкин.

Тўлқин узунликлари тескари қийматнинг квадрат илдизлари билан элементларнинг тартиб номерлари орасида тўғри чизиқли боғланиш бўлади (11- расм).

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - b)$$

бу ерда λ — тўлқин узунлиги; Z — элементнинг тартиб номери, a ва b — маълум сериядаги ўхшаш чизиқлар учун бир хил бўлган константалар.

Резерфорд ўзининг тажрибаларига асосланиб, атомнинг ядро заряди тахминан атом массасининг ярмига тенг, шу сабабдан тартиб номери ҳам атом массасининг ярмига баравар, деган фикрга келди. Резерфорднинг бу фикри айниқса енгил элементлар учун жуда тўғри чиқар эди, аммо Мозли ядро зарядлари даврий системадаги тартиб номерларига тенг эканлигини аниқ исбот этди ва элементлар тартиб номерининг чуқур аҳамиятини кўрсатиб берди.

Демак, элемент ядросининг заряди даврий системадаги тартиб номерига тенг. Атом нейтрал бўлганлигидан ядро атрофида айланиб юрвчи электронлар сони ҳам элементнинг тартиб номерига тенг бўлиши керак. Масалан, натрийнинг тартиб номери 11, демак, ядро заряди +11 дир, ядро атрофида 11 та электрон айланиб юра-

ди. Азотнинг тартиб номери 7, ядро заряди +7 га тенгдир, демак, электронлар сони ҳам 7 бўлади ва ҳоказо.

1930 йилда Бот ва Беккер, шундан кейинроқ эса Ирен ва Фредерик Жолио Кюрилар янги бир нурни кашф этдилар. Бу нур массаси 1 га тенг зарядсиз заррачалардан иборат бўлиб, бу заррачалар нейтрон деб аталади ва m_0 ишораси билан белгиланди. 1932 йилгача атом ядросида протон ва электронлар бор деб фараз қилинарди. 1932 йилда совет олими Д. Д. Иваненко ядронинг тузилиш назариясини яратди, бу назарияга кўра, ядро фақат протонлар ва нейтронлардан иборатдир. Ядрони ташкил этадиган бу заррачалар умумий бир ном билан *нуклеонлар* деб аталади.

Ядро протон ва нейтронлардан иборатлиги юқорида айтиб ўтилган. Бу иккови ҳам бир элементар зарра, лекин икки ҳолатда — протон ва нейтрон ҳолида бўлади. Нейтрон ўздан электрон чиқариб, протонга айланиши мумкин, протон эса позитрон чиқариб, нейтронга айланиши мумкин. Позитроннинг заряди ҳам, массаси ҳам электрон заряди ва массасига тенг, фақат заряди мусбатдир.

Протоннинг ҳам массаси тахминан 1 га тенг, нейтроннинг массаси ҳам тахминан 1 бўлганлигидан ядродаги протон ва нейтронлар йиғиндиси элементнинг массасини кўрсатади ва масса сони деб аталади. Масса сони углерод бирликлари билан ифодаланadi ва ҳамма вақт бутун сонга тенг бўлади. Демак, элементларнинг масса сони нуклеонлар сонига (протонлар ва нейтронлар йиғиндисига) тенг. Элементнинг тартиб номери эса протонлар сонини белгилайди. Демак, элементнинг массаси билан тартиб номери орасидаги айирма нейтронлар сонига тенг.

Бирор элементнинг атом ядросидаги нейтронлар сонини аниқлаш учун масса сонидан тартиб номерини айириш керак:

$$A - Z = N,$$

бу ерда Z — тартиб номери; N — нейтронлар сони; A — элемент атомининг масса сони.

Масалан, натрийнинг масса сони 23, тартиб номери эса 11, демак, унинг ядросида 11 протон ва 12 нейтрон бор.

Демак, ядродаги зарядли заррачалар протонлардир. Протонлар мусбат зарядли бўлганидан улар бир-бирини *кулон кучи* билан итаради. Аммо ядрода бир хил зарядли протонлар билан зарядсиз нейтронларнинг ўзаро тортилиш кучи ҳам бор. Бу куч *ядро кучи* деб аталади. Уларнинг таъсир радиуслари ғоят кичик — 10^{-13} см чамаси деб тахмин қилинади. Ядро кучлари кулон кучларидан кўп марта ортиқдир, шунинг учун элементларнинг ядролари барқарор бўлади.

32-§. Бор назарияси. Атомнинг электрон қаватлари. Атомлар химиявий процессларда емирилмайди, улар пухта тузилишга эга. Атомнинг тузилишини ва унинг қонуниятларини аниқлаш масаласи жуда қийин масала эди, албатта. Олимлар чидамли меҳнат ва самарали текширишлар натижасида, даврий қонунга суяниб, даврий система асосида кўпгина ютуқларни қўлга киритдилар. Даниялик олим Нильс Бор қиздирилган буғ ва газларнинг чизиқ-чизиқ спектрларини текшира бошлади, чунки у атом тузилишини ўрганиш

спектрларнинг келиб чиқишини ўрганиш билан бевосита боғлиқ деб билди.

Квант назариясидан олдин, нур энергиясини ва, умуман, электромагнит тебранишлар энергиясини моддалар (атом ва молекуларлар) узлуксиз ютиб ва чиқариб туради, дейилар эди. Бу назария нур энергиясининг ютилиши ёки чиқарилиши билан борадиган процессни ўрганишга халақит берди. 1900 йилда немис олими М. Планк ўзининг квант назариясини майдонга ташлади. Бу назарияга мувофиқ, нур энергиясини атом ва молекуларлар муайян ва кичик порциялар билан ютади ва чиқаради. Нурнинг бу энг кичик порцияси *квант* деб аталади. Бир квант $h\nu$ га тенг, яъни:

$$\varepsilon = h\nu,$$

бу ерда ν — тебранишлар частотаси; h — Планк константаси (пропорционаллик коэффиценти) — таъсир кванти дейилади ва энергиянинг вақтга кўпайтмаси билан ифодаланади. Планк константасининг сон қиймати $6,6256 \cdot 10^{-27}$ эрг секунд ёки $6,63 \cdot 10^{34}$ Ж. с. Демак, квант назариясига кўра, нур энергияси бутун квант сонлари билан ютилиши ва чиқарилиши мумкин экан. Ютилган ёки чиқарилган нур энергияси:

$$E = nh\nu$$

бўлади, бу ерда $n = 1, 2, 3, \dots, n$ бутун сонлар.

Квант назариясини 1901 йилда немис олими А. Эйнштейн такомиллаштирди.

Эйнштейн нур энергияси порция билан ютилар ва чиқарилар экан, демак, нур энергиясининг ўзи ҳам айрим порциялардан (квантлардан) иборат бўлиши керак, деган фикрга келди. Нур энергиясининг бу энг кичик порцияси (квант) *фотон* деб ҳам аталади ва $h\nu$ га тенг бўлади. Демак, фотон нур энергиясининг гўё атомидир.

Бор атомнинг тузилиш назариясидаги камчиликни бартараф қилиш учун чизиқ-чизиқ спектрларга ижодий қаради ва атомнинг тузилиши тўғрисида ўз назариясини яратди. У чизиқ-чизиқ спектрларнинг устида ҳисоблар қилиб, квант назарияси асосида атом моделини тузди. Бор назарияси амалий тажрибаларга асосланмаган бўлса-да, унинг баъзи қисмлари кейинги тажрибалар билан исботланди.

Бор назарияси тубандагилардан иборат. Электронлар атомда ҳар қандай орбитада эмас, фақат маълум квант назариясига мос шароитга жавоб берувчи радиусли орбиталарда айланади. Бунда электрон ўз ҳаракатида энергиясини йўқотмайди ва барқарор бўлади. Бу орбита эса барқарор (стационар) ёки квант орбита дейилади.

Электрон бир орбитадан бошқа орбитага ўтиши мумкин. Электрон ядрога яқин орбитага ўтганда энергия беради, ядродан узоқроқ орбитага ўтганда эса ташқаридан энергия ютади. Демак, электрон ядрога яқин турганда энергия запаси оқ бўлади. Ядродан узоқ

турган электроннинг энергия запаси кўп бўлади. Бу вазият юқори энергетик даража (қават) дейилади.

Сўнгги текширишлар фотоннинг маълум массага эга эканлигини, яъни нур энергиясининг корпускуляр (материал) хусусияти борлигини кўрсатади. Масалан, нур квантларининг, яъни фотонларнинг жисмларга босиш таъсири ва металллардан электронлар чиқиши каби ҳодисалар нур энергиясининг материаллигини кўрсатади. Бу ҳол Максвелл, П. Н. Лебедев, А. Г. Столетов тажрибалари билан исбот этилди, яъни нур босими мавжудлиги ва уни ўлчаш мумкинлиги исбот этилди. Модданинг ҳам, нурнинг ҳам материаллиги уларнинг умумий хоссаларидир, яъни нур ҳам моддага ўхшаш материянинг бир шаклидир, у ҳам массага, ҳам энергияга эгадир, лекин модда билан нур орасида фарқ ҳам бор. Нур фақат ҳаракатдагина мавжуд, ҳаракатсиз ҳолда унинг массаси бўлмайди, тинч ҳолат массаси нолга тенг дейилади. Нур энергияси билан нур массаси орасидаги боғланиш ($E=mc^2$) нур энергияси билан нур массасининг тўғри пропорционаллигини кўрсатади. А. Эйнштейн бу қонуният фақат нурга эмас, материянинг бошқа шаклларига ҳам мувофиқлигини қатъий исбот этди. Демак, тезлик катталашганда ҳаракатдаги жисм массаси ҳам катталашади, тинч ҳолдаги жисм массаси энг кичик, яъни минимал массаси бўлади. Материянинг шундай минимал тинч массага эга шакллари моддалар заррачалари (атомлар, молекулалар, электронлар, позитронлар ва ҳоказолар) дир; тинч массаси нолга тенг бўлган материя шаклларига мисол нурдир. Нур, яъни фотонлар ҳаминша ҳаракатда бўлиб, тинч ҳолда бўлмаганидан, уларнинг тинч массаси йўқ дейилади. Материянинг бу шакллари майдон деб ҳам аталади. Модда микрозаррачалардан иборат бўлгани каби, майдон микромайдонлардан, масалан нур фотонлардан иборат. Модданинг эса тинч ҳолатда ҳам массаси бўлади. Нур ҳам узлукли, ҳам узлуксиздир. Унинг узлуксизлигини тўлқинли табиати кўрсатса, узлуклилигини квантли табиати кўрсатади. Олимлар чизиқ-чизиқ спектрларнинг ҳосил бўлиши атомда электронларнинг нур табиатли тебранма ҳаракатига боғлиқ, деган хулосага келдилар.

Нурланиш тебранишининг частотаси қанча катта бўлса, яъни тўлқин узунлиги қанча кичик бўлса, энергия кванти шунча катта бўлади. Юқорида айтилганидек, энг катта энергияли нурлар γ нурлардир.

Электрон бир орбитадан иккинчи орбитага ўтганда, ютилган ёки чиққан энергия орбиталарнинг энергиялари орасидаги фарққа тенг бўлади:

$$E_1 - E_2 = h(\nu_1 - \nu_2)$$

Даврий системада водород биринчи ўринда туради, водород ядросининг заряди $+1$ бўлиб, ядро атрофида 1 электрон айланади. Бор водород атомидаги электрон доиравий орбитада айланади деган фикрни айтди ва ўзининг назарий ҳисобларига асосланиб, бу электронга мувофиқ келадиган бир неча орбита бор, бу орбиталар-

нинг радиуслари эса ўзаро натурал сонларнинг квадратлари нисбатига бўлади, деди:

$$1^2:2^2:3^2:4^2:\dots:n^2$$

Бу орбиталар K, L, M, N, O, P, Q орбиталар деб аталади.

Водород атомининг электрони ядрога энг яқин орбитада — K орбитада турса, яъни $n = 1$ бўлса, у нормал орбитада турибди дейилади ва, энг кам энергияли, ядрога қаттиқ боғланган электрон бўлади; водо-

род электрони нормал орбитасининг радиуси $0,53 \text{ \AA}$ га тенг. Водород электрони $n = 2$ радиусли орбитада, яъни L орбитада турса, унинг энергия запаси ортиқроқ бўлади ва ҳоказо. n сони бош квант сони деб аталади. Демак, бош квант сони электрон энергияси запасини кўрсатади ва энергетик сатҳлар дейилади. Демак, электрон қавати ва энергетик сатҳларни баробар ишлатиш мумкин.

Сўнги вақтларда атом ва молекулаларнинг тузилиш таълимоти такомиллаштирилиб, кўпгина ўзгаришлар киритилди, аммо, шунга қарамасдан, Н. Борнинг спектрлар ҳосил бўлиш назарияси ҳозиргача ўз кучини сақлаб келмоқда.

Бор назариясига мувофиқ, электронлар бир орбитадан иккинчи орбитага ўтганда энергиянинг ўзгариши спектрда акс этади. Борнинг атом тузилиш назарияси спектрдаги чизиқларнинг ҳосил бўлиш ва жойлашиш қонуниятини яхши изоҳлаб берди. Бироқ спектрларни сиңчиқлаб текшириш уларнинг янада мураккаброқ тузилганлигини кўрсатди. Спектрдаги чизиқларнинг ҳар қайсиси бир-бирига яқин турган икки чизиқдан (дублетлардан), дублетлар эса бир-бирига жуда яқин турган бир қанча чизиқлардан (йўлдошлардан) иборат эканлиги тасдиқланди.

Бор назарияси спектрдаги бу мураккабликни изоҳлаб бера олмади. Шундан сўнг, Бор назариясини такомиллаштиришга ҳаракат қилинди. Бор назариясига биринчи ўзгаришларни Зоммерфельд киритди. Унинг фикрича, электронлар фақат доиравий орбита бўйлабгина эмас, балки квант шартига мувофиқ эллипслар бўйлаб ҳам ҳаракат қилиши мумкин. Аммо бу тахмин ҳам тажрибадаги ҳамма кузатишларни тўла изоҳлаб бера олмади.

Ҳозирги тасаввурга кўра, электронлар ядро атрофида бир неча қават ҳосил қилади. Бу қаватлар бир-биридан бош квант сони (n) қийматига фарқ қилади. Агар $n = 1$ бўлса қават K билан, $n = 2$ бўлса L билан, $n = 3$ бўлса M билан, $n = 4$ бўлса N билан, $n = 5$ бўлса O билан, $n = 6$ бўлса P билан, $n = 7$ бўлса Q билан белгиланади. Бир қаватдаги электронлар айрим орбиталарда айланади, орбиталар фазода бир-бирига нисбатан бурчаклар ҳосил қилиб ёндашган дейиш мумкин. Бир қаватдаги электронларнинг энергия запаси бир-биридан жуда кам фарқ қилади. Ядрога яқин K -қаватдаги электронларнинг энергия запаси Q -қаватдаги электронларникига қараганда кам бўлади (бундан мустасно ҳоллар ҳам бор).

Ҳар бир қаватда жойлашиши мумкин бўлган энг кўп электронлар сони (максимум электронлар сони) тубандаги формуладан ҳисоблаб топилади.

$$N = 2n^2$$

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

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,

4- қаватда (N - қаватда) $2 \cdot 4^2 = 32$ электрон бўлади.

Демак, K - қаватда электронлар сони 2 дан, L - қаватда 8 дан, M - қаватда 18 дан, N - қаватда 32 дан ортиқ бўлмайди.

Шундай қилиб, атом тузилишига Резерфорднинг планетар назариясини ва Планкнинг квант назариясини татбиқ этиш Бор назарияси ва унинг такомилланиши натижасида электронларнинг атом ядроси атрофида гуруҳланишини, тақсимланишини аниқлашга имконият туғилди.

Лекин бу назария водород атомининг спектрини тушунтира олган бўлса-да, унга қараганда мураккаброқ атомларнинг спектрини тушунтиришга ожизлик қилди. Бундан ташқари, атом ва молекулаларнинг кўпгина хоссаларини ва уларда химиявий процесслар вақтида содир бўладиган ўзгаришларни тушунтириб бера олмади. Бу ҳол атомлар тузилишини юқоридаги тасаввурга қараганда мураккаброқ бўлишини кўрсатди. Шу билан бирга, Бор назариясига асосланган назарияларнинг (квант назарияси) мукамал эмаслигини кўрсатди.

Атом тузилишига квантлар механикаси (ёки тўлқин механикаси) назариясини татбиқ этиш анча яхши натижалар берди.

Юқорида баён этилганидек, яъни Планк-Эйнштейн квантлар назариясига кўра, нур корпускуляр, яъни материал табиатлидир. Квант механикаси назариясига мувофиқ, нур бир вақтда ҳам материал, ҳам тўлқин табиатига (қўш табиатга) эга. Бу назарияни 1924 йилда француз олими Л. де-Бройл биринчи бўлиб кашф этган бўлса-да, сўнгра бу назария Шредингер ва бошқа олимлар томонидан умумлаштирилди ва мукамаллаштирилди ва де-Бройл гипотезаси энди тўлқинли механиканинг асосий қонуни бўлиб қолди. Ҳаракатдаги ҳар бир зарранинг тезлиги — v , массаси — m , тўлқин узунлиги — λ орасидаги боғланишни де-Бройл тенгламаси ифода этади:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

h — Планк қоңстантаси.

Ҳозир тўлқинли механика назариясига асосланиб, электронлар атом ядроси атрофида, планеталар қуёш атрофида айланганидек орбиталарда айланади деб тасаввур этилмайди. Электронлар ҳаракати жуда мураккаб бўлиб, уларнинг тезлиги ниҳоятда катта. Умуман, атомдаги барча заррачалар тўлқин табиатига эга. Интерференция ва дифракция ҳодисалари уларда нурлардаги каби тўлқин табиати борлигини кўрсатади. Демак, микрозаррачаларнинг ўзи корпускуляр бўлиб, уларнинг ҳаракати тўлқинли эканлиги исботланди. Масалан, электроннинг массаси $0,1 \cdot 10^{-28}$ г, тўлқин узунлиги тахминан 10^{-8} см, яъни атом ўлчовларига мувофиқ келади. шу сабабдан дифракция ҳодисасини кўрсата олади.

Макрозарраларнинг тўлқин узунлиги ғоят кичик бўлгани учун улар тўлқинли хусусиятга эга эмас. Микрозаррачаларнинг ҳаракат қонунларини квант механикаси (тўлқин механикаси) фани текширади. Бор назарияси исботлай олмаган кўп ҳодисаларни тўлқин механикаси исботлаб беради. Электронлар атом ядроси атрофида атомнинг бутун ҳажми бўйлаб айланиб юриши мумкин, лекин улар ҳажмининг муайян жойларида кўпроқ юради, яъни унинг тўлқини шу жойда зичроқ бўлади. Электронларнинг атом ҳажмининг айрим жойларида зичроқ бўлиши электронлар булути деб ҳам аталади. Атомда электронларнинг ҳаракатини тушуниш, тасаввур этиш осон бўлиши учун электронлар орбитаси деб юритилади. Лекин, орбита дейилар экан, электронлар булути тасаввур этилиши лозим. Ҳар бир нарса электрон вазияти n, l, m квант сонлар билан аниқланади. Унинг эгаллаган жойи орбитал деб юритилади.

Орбитал (азимутал) квант сон l . Ҳар қайси қават, яъни энергетик сатҳ электронлари яна s, p, d, f гуруҳларга бўлинади ва улар энергетик сатҳчалар дейилади. Орбитал квант сон шу сатҳчалардаги электрон булутиларнинг шаклини, энергетик ҳолатини кўрсатади. s -гуруҳда 2 та, p -гуруҳда 6 та, d -гуруҳда 10 та, f -гуруҳда эса 14 та электрон бўлиши мумкин; 18 электронли g -сатҳча, 22-электронли h -сатҳча ва 26 электронли i -сатҳчалар ҳам бўлиши мумкин. Биз фақат s, p, d, f сатҳчаларнигина кўраимиз.

Орбитал квант сони ҳам бош квант сони каби натурал сонлар билан ифодаланади; бош квант сони маълум қаватда, ёнаки квант сони 0 дан то $n - 1$ гача қийматларига эга бўлади, масалан $n = 4$ бўлса, $l = 0, l = 1, l = 2, l = 3$ бўлиши мумкин; l нинг қиймати рақамлар билан ёки юқорида кўрсатилганидек ҳарфлар билан белгиланади, масалан, $l = 0$ бўлса s -электрон, $l = 1$ бўлса p -электрон, $l = 2$ бўлса d -электрон, $l = 3$ бўлса f -электрон ва ҳоказо деб айтилади.

Демак, энергетик сатҳ, яъни электрон қаватнинг номери неча бўлса сатҳчалар хили ҳам шунча бўлади, у сатҳчалардаги электронларнинг энергетик ҳолатларининг ҳам сонини кўрсатади. s -электронлар ядро билан энг пухта боғланган электронлардир; p -электронлар ядро билан s -электронларга қараганда заифроқ, лекин бошқаларидан кўра кучлироқ боғланган, d -электронлар ядро билан s, p -электронлардан кўра заифроқ, f -электронлардан кўра кучлироқ боғланган. Энг заиф боғланган электронлар f -электронлардир (бундан мустасно ҳол ҳам бор).

Атомдаги электронларни аташда биринчи ўринга бош квант сони (қават), иккинчи ўринга эса қандай электрон, яъни қайси энергетик сатҳча электронлари эканлиги ёзилади. Масалан, $1s$ -биринчи (K) қаватда s -электрон борлигини, $1s^2$ шундай биринчи (K) қаватда s электронлардан иккита бўлишини кўрсатади.

Биринчи (K) қаватда бир жуфт электрон бўлиши мумкин, у $1s^2$ дейилади, масалан He . Иккинчи (L) қаватда энг кўпи 8 электрон бўлиб, s -гуруҳида 2, p -гуруҳида 6 бўлиши мумкин ва бу қават $2s^2 2p^6$ деб ёзилади (масалан, Sn). Учинчи (M) қаватда энг кўпи 18 электрон бўлиши мумкин ва улар s, p, d сатҳчаларда $3s^2 3p^6 3d^{10}$ ҳолда жойлашади, масалан Sn тўртинчи (N) қаватда энг кўпи 32 электрон бўлиши мум-

кин: $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$, масалан, U, W; бешинчи (O) қаватда ҳам электронлар сони 32 га етиши мумкин: $5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 5f^{14}$, масалан Lr олтинчи (P) ва еттинчи (Q) қаватларга ҳам мисол қилиб Lr ни кўрсатамиз.

Масалан:

№	Элементлар	K	L	M	N	O	P	Q
		1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	$\begin{matrix} 6s & 6p \\ 6d & 6f \end{matrix}$	7s
2	Гелий	2	—	—	—	—	—	—
50	Қалай	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10	2, 2	—	—
74	Вольфрам	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	2, 6, 4	2	—
92	Уран	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	2, 6, 10, 14	2, 6, 1	2
103	Лауренсий	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	1, 6, 10, 14	2, 6, 1	2

s-орбиталлар ҳамма вақт сферик, курра шаклида, p-орбиталлар x, y, z координаталардаги ўқлар бўйлаб йўналган (P_x, P_y, P_z) ва бир-бирига перпендикуляр бўлади. Бешта d-орбиталларнинг учтаси, яъни (d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}) лар x, y, z ўқлар ўртасида диагонал жойлашган бўлади, иккитаси $d_{x^2-y^2}$ ва d_{z^2} координата ўқлар бўйлаб йўналади. Демак, s-сферик, p-перпендикуляр, d-диагонал орбиталлардир.

Бир энергетик сатҳдаги, яъни бир n даги орбиталлар, масалан, 3s, 3p, 3d орбиталларнинг энергиялари бир хил бўлади.

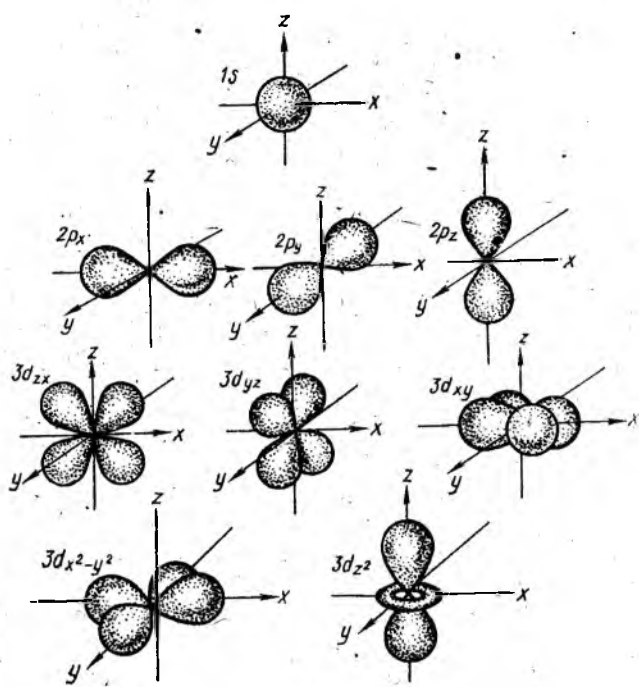
Магнит квант сон m — электрон булутининг фазодаги вазиятини, яъни маълум магнит майдонига нисбатан қандай бурчак билан ўрнашганини кўрсатади. l-нинг маълум қийматида m-сони —l билан +l ораллиғидаги бир қанча қийматга эга бўлиши, масалан, l=2 бўлса, m=2, -1, 0, +1, +2 қийматларга эга бўлиши мумкин. Демак, унинг орбитал квант сонга боғланиши $2l + 1 = m$ дир.

Спин квант сони s. Электронлар ядро атрофида айланиш билан бирга ўз ўқи атрофида ҳам айланади. Бундай айланиш электрон спини деб аталади, спин квант сони электронларнинг қайси томонга айланишини кўрсатади. Спин квант сони ё мусбат ёки манфий бўлиши мумкин. $\frac{1}{2}$ ёки $-\frac{1}{2}$ квант энергия (шкаласида) қийматга эга бўлади.

Атомдаги электронларнинг орасида юқорида айtilган тўрт квант сони тенг икки электрон асло учрамайди. Бу Паулининг монелик принципи деб аталади.

Ҳозирча маълум элементларда электронлар сони 32 дан ортмайди, кейинчалик 50 электрон қаватли элементлар ҳам синтез қилиниши мумкин.*

* 119 дан 168 номерга қадар бўлган элементларнинг синтез қилинишидан қатъи назар, саккизинчи қаватида 50 электрон бўлиши мумкин деган фикрлар ҳам бор.



12-расм. 1s, 2p, 3d-электронларнинг шакллари ва фазода жойланиши.

Элементлар атомларининг сиртки қаватидаги электронлар сонини 8 дан ортмайди, фақат палладий (46 номерли Pd) атомидагина 18 электрон бор.

Қуйидаги жадвалда K, L, M, N энергетик сатҳлардаги турли орбиталлар, магнит квант сонлар, орбиталлар сони ва уларга тўғри келадиган максимал электронлар сони кўрсатилган.

Бош квант сон (энергетик сатҳ) n	Орбитал квант сон (энергетик сатҳчалар) l	Магнит квант сон m	Орбиталлар сони		Энг кўп электронлар сони	
			сатҳчаларда	сатҳларда	сатҳчаларда	сатҳларда
K	s $l=0$	0	1	1	2	2
L	s $l=0$	-1, 0, +1	1	} 4	2	} 8
	p $l=1$		3		6	
M	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	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	

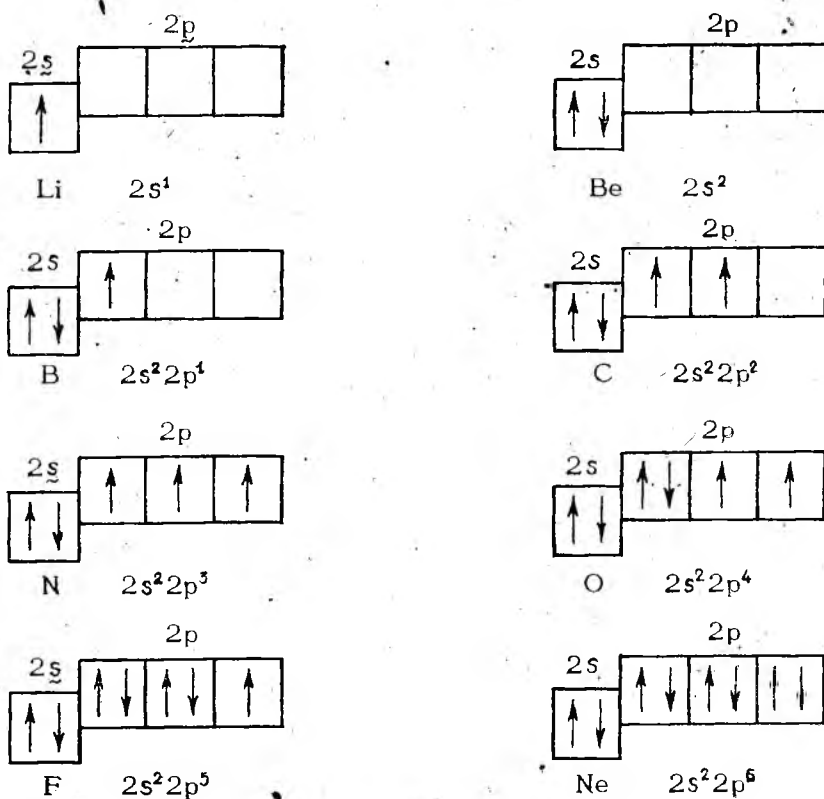
Тўрт квант сон, яъни элемент атомидаги электронларнинг квант сонлари ёрдами билан ва Паули принциpidан фойдаланиб, атом тузилишини, унинг электронлари жойланишини аниқлаш мумкин.

Биринчи, яъни K энергетик сатҳда орбитал квант сон l , магнит квант сони 0 бўлади. Энергетик сатҳ ва сатҳдада биргина орбитал бўлиб, унда кўпи билан фақат икки электрон юради, булар қарама-қарши спинли бўлади. Энг оз энергияли сатҳ k энергетик сатҳдир.

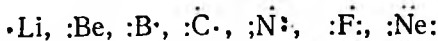
Масалан, 1 даврда водород elementi (№ 1) атомида бир орбиталда бир электрон, у s' деб ёзилади, бу унинг электрон формуласи деб айтилади ва $\boxed{\uparrow\downarrow}$ график шаклда кўрсатилади.

1 давр № 2 элемент гелийда бир орбиталда икки электрон бор, электрон формуласи $1s^2$ дир, график шакли $\boxed{\uparrow\downarrow}$ бўлади.

Энди иккинчи давр ва иккинчи энергетик сатҳни кўриб ўтамиз:



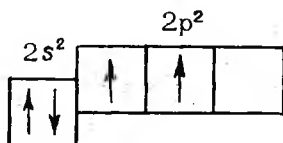
Кўпинча атомларнинг фақат ташқи энергетик сатҳ электронларигина кўрсатилади ва электронлар нуқталар билан ифодаланади:



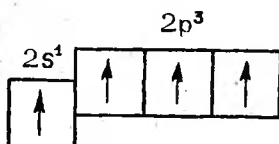
Энергетик сатҳчада спинларнинг умумий йиғиндиси максимал бўлиши лозим. Бу *Хунд қондаси* деб аталади, Шу қондага мувофиқ жойланган электронларда атом мустақкамдир. Бундай ҳолатда электронлар энг кичик энергияга эга бўлади, унинг мустақкамлиги шундандир.

Спинлар йиғиндиси қийматлари максимал бўлмаса атом ҳам мустақкам бўлмайди. Атом ташқаридан энергия қабул қилиб энергияси ортган бўлади.

С атомида электронлар қуйидагича жойлашади. Шунинг учун бундай электрон мустақкамдир:

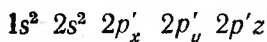


С атомга энергия бериб қўзғатилса, у қуйидагича жойлашади:



Баъзан сатҳчаларда электронларнинг қандай ҳолатда, яъни қайси ўқ бўйича жойлашганлигини ҳам кўрсатишга тўғри келади. Масалан, *p*-электронларнинг уч ҳолати бор, уч магнит квант сони, уч орбиталлари *x*, *y*, *z* ўқлари бўйича ўзаро перпендикуляр бўлиб, p_x , p_y , p_z ҳолида ифодаланади.

Масалан, азот атомида электронларнинг тақсимланиши:



Учинчи давр элементларида учинчи электрон қават — *M* энергетик сатҳ мавжуд. Бу давр №11 натрий билан бошланади ва унинг *s*-сатҳчасида *s*—орбиталида бир электрон $3s^1$, магнийда $3s^2$, алюминийда $3s^2 p^1$, кремнийда $3s^2 p^2$, фосфорда $3s^2 p^3$, олтингургуртда $3s^2 p^4$, хлорда $3s^2 p^5$, №18 аргонда $3s^2 p^6$ бўлиб, энергетик сатҳчалар электронлар билан бутунлай тўлади, давр тугалланади.

Шундай қилиб, ташқи энергетик сатҳда электронлар сони ортиб бориши билан ҳар қайси даврда элементларнинг химиявий хоссалари қонуний равишда даврий ўзгаради, металл хоссалари камайиб, металлмас хоссалари орта боради. Li, Na — актив ишқорий металллар, F, Cl — актив металлмаслар, даврлар инерт газлар билан тугалланади.

Тўртинчи давр №19 калий билан бошланади. Унинг *N* энергетик сатҳида $4s^1$ электрон бор. Ундан кейин турган №20 Са да $4s^2$. Демак, *I* сатҳнинг *d*-сатҳчалари бўш қолиб, сиртқи электронлар тўртинчи

s-сатҳчада юради. Чунки 4s сатҳча энергияси 3d сатҳча энергиясидан кам бўлади, бунинг сабаби d-электронлар s-электронларга қараганда кўпроқ тўсилган (экранланган) лигидир. Шунинг учун электронлар 4s га жойлашиб, барқарор ҳолатни эгаллайди.

Са дан кейин М-сатҳнинг d-сатҳчаси тўла бошлайди ва Zn дан кейин, яъни № 31 Са дан бошлаб электронлар 4p-сатҳчаларни эгаллайди, кейин № 36 Кг да 4p⁶ бўлиб, тўртинчи давр тугалланади.

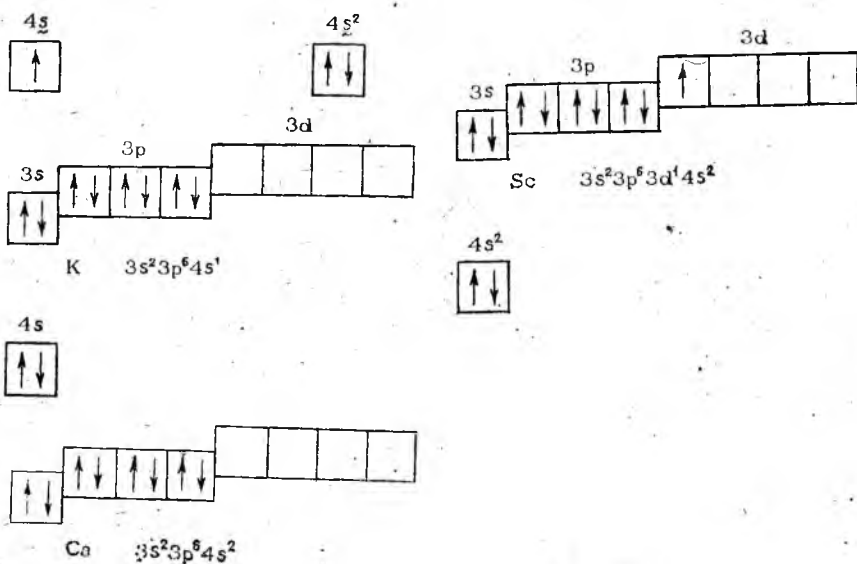
Бешинчи даврнинг биринчи элементи № 37 рубидий бўлиб, 5s¹ билан О сатҳ бошланади.

Орбиталларда электронларнинг жойланиш тартибини совет-олими В. М. Клечковский текширган. У бош квант сон ва орбитал квант сонлар ўртасидаги қонуниятни кашф этди ҳамда икки қонидани аниқлади.

I қоида. Атомнинг тартиб номери ортиши билан электрон сатҳлари тобора тўлиб ($n + l$) боради. Масалан, калий элементи атомининг 4s орбиталида $n = 4$, $l = 0$, бунда $n + l = 4$ бўлади. 3d-орбиталарида $n = 3$, $l = 2$, йиғиндиси $n + l = 5$ бўлади. Демак, аввал 4s, кейин 3d-орбиталлар тўлиши керак. Са да ҳам худди шундай ҳол юз беради.

Сатҳчалардаги $n + l$ қиймати тенг бўлса. В. М. Клечковскийнинг иккинчи қонидаси қўлланилади.

II қоида. $n + l$ нинг қиймати тенг бўлса орбиталлар бош квант сон ортиб бориш тартибида тўла боради. Мисол учун Са дан кейинги 21-номерли элемент Sc ни оламиз. 3d-да $n = 3$, $l = 2$, йиғиндиси 5 бўлади. 4p да $n = 4$, $l = 1$, йиғиндиси 5. 5s нинг $n = 5$, $l = 0$ йиғиндиси ҳам 5. Қоида бўйича $n + l$ қийматлари тенг бўлганда орбиталлар бош квант соннинг ортиб бориши тартибида тўла боради. Демак, Са дан кейинги элементларда аввал 3d, кейин 4s, энг кейин 5s орбиталлар тўла боради.



Sc дан кейинги № 22 Ti да $3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ № 23 V да $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ бўлиб, Zп га қадар шу тартибда давом этади. Шундай қилиб, Sc дан бошлаб рухгача бўлган 10 элемент *ўтма элементлар* деб юритилади. Буларда сиртдан иккинчи энергетик сатҳ тўла борди. Рухда 3M энергетик сатҳ тўлади: $3s^2 sp^6 3d^{10} 4s^2$ Zп дан кейинги № 31 Ga да электрон сиртқи 4N сатҳда $4p'$ сатҳчага жойлашади: $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p'$ № 36 Kг га етиб, сиртқи қавати 8 электронли бўлиб тўлади ($4s^2 4p^6$) бу инерт газдир.

Бешинчи давр ишқорий металл — 37-номерли Rb билан бошланиб, уларда бир электронли бешинчи энергетик сатҳ $5s'$ мавжуд бўлади. 38-номерли Sr нинг сиртқи энергетик сатҳида икки электрон $5s^2$, 39-номерли Y да сиртдан иккинчи энергетик сатҳда $4d$ жойлашади ($4s^2 4p^6 4d' 5s^2$), 48-номерли Cd га келиб тўртинчи сатҳ ҳам 18 электронли бўлиб тўлади ва 49-номерли In да сиртқи энергетик сатҳ тўла бошлайди. Иттрийдан кадмийгача. (10 та) элемент ҳам Sc — Un (№ 21 — № 30) каби ўтма элементлардир.

Ўтма элементларнинг ҳаммасида сиртқи энергетик сатҳларда 2 тadan электрон бўлгани учун (истиснолар бор) улар (d — элементлар) металл хоссаларига эга ва шу билан бирга ўзаро оз фарқ қилади.

Олтинчи давр бир валентли актив ишқорий металл № 55 — Cs билан бошланади. Унинг электрон формуласи ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s'$). Цезийдан кейинги № 56 — Ba нинг сиртқи энергетик p сатҳида $6s^2$. Ундан кейинги № 57 — La да навбатдаги электрон сиртдан иккинчи қават — O — энергетик сатҳда $5d$ да жойлашади. № 58 дан № 71 га қадар бўлган 14 элементда электронлар сиртдан учинчи қават N энергетик сатҳда жойлашиб боради ва бу $4 = f$ сатҳчалар 32 электрондан иборат бўлади. № 71 да навбатдаги электрон сиртдан иккинчи қават — O — энергетик сатҳнинг $5d$ - сатҳчасига жойлашади.

58- ва 71- номер, 58 дан 71- номергача бўлган ўн тўртта элемент f - элементлар деб аталади ва уларнинг хоссалари лантаниннг хоссаларига ўхшаш бўлгани учун улар *лантаноидлар* (қисқача лантанидлар) деб юритилади. Лантаноидларнинг сиртқи икки электрон қаватидаги электронлар сони тенг бўлиб, фақат учинчи қаватидаги электронлар сони фарқ қилади.

Тугалланмаган еттинчи давр Ac дан кейин 90—103- элементлар орасидаги 14 элементда ҳам юқоридаги ҳол такрорланади. Булар *актиноидлар* (актиниидлар) деб аталади.

Модданиннг атомлари ҳаммиша бир-бирига таъсирда бўлади, чунки бир атомнинг ядро ва электронлар майдонига бошқа атомлардаги электр майдони таъсир этади. Атомнинг ўз электронлари ҳам бир-бирининг электр майдонига таъсир қилади. Бундай мураккаб таъсир натижасида электронлар ўз йўналишини ўзгартиради, уларнинг орбиталари бузилади. Тўлқин механикасида электроннинг орбиталари аниқ бир шаклда бўлмай, балки ёйилган ҳолда бўлади, атом сферасида электронларнинг ҳаракати мумкин бўлган жойларда электронлар булути тигиз бўлмайди, деб тушунтирилади.

Электронлар булути бир-бирини қоплай оладиган атомлар ўзаро боғланади, деб тасаввур этилади; тескари спинли электронлар ана

шундай хоссага эгаллиги, яъни $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$ спинли электронлар атомларнинг бирикишига ёрдам бериши аниқланган.

Химиявий бирикмада элемент ионининг заряди унинг оксидланиш даражасидир. Элементлар ўзаро бирикканда битта ёки бир неча электронини бериб, мусбат ионга айланади, иккинчиси бу электронларни қабул қилиб, манерий ион ҳолига ўтади, фақат ионли боғланишгина манерий ион ҳолига ўтиши мумкин, кўп бирикмаларда элементлар ковалент бирикади, уларнинг тоқ электронлари жуфтлашиб, ҳар иккисига тегишли муштарак бўлади. Бу ҳолда элементларнинг оксидланиш даражасини белгилаш учун шу умумий муштарак жуфт электронлар қайси элементга кўпроқ тортилганига, яъни қайси элементга томон силжиганига эътибор бериллади. Бу элементнинг электроманфийлигига боғлиқ (42-§). Муштарак жуфт электрон қайси элементга томон силжиса, шу элементнинг оксидланиш даражаси манфий бўлади. Қайси элементдан умумий жуфт электронлар узоқлашса, унинг оксидланиш даражаси мусбат бўлади.

H_2 , Cl_2 , N_2 ларда муштарак жуфт электронлар ҳар иккала элементнинг қоқ ўртасида бўлганидан уларнинг оксидланиш даражаси нолга тенг бўлади. Атом ҳолатидаги моддаларнинг ҳам оксидланиш даражаси нолга тенг.

Элементнинг оксидланиш даражаси уларнинг символлари устига арабча рақам билан, зарядлари рақамларнинг чап томонига ёзилади. Масалан: $Na^{+1}Cl^{-1}$, $Ca^{+2}Cl_2^{-1}$. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг оксидланиш даражаси ўзгармайди, лекин кўп элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгарувчан бўлади. Масалан, $Fe^{+2}Cl_2^{-1}$, $Fe^{+3}Cl_3^{-1}$, $Cr^{+3}Cl_3^{-1}$, $K_2Cr_2^{+6}O_7$, $H_2S^{+4}O_3$, $H_2S^{+6}O_4$, $N^{+2}O$, $N_2^{+3}O_3$, $N_2^{+5}O_5$, $N^{-3}H_3$.

Водороднинг оксидланиш даражаси кўп бирикмаларда H^{+1} , гидридларда H^{-1} . Кислород O^{-2} фтор билан бирикмасида $O^{+2}F_2$ дир. Кўп элементларнинг энг юқори оксидланиш даражаси даврий системадаги группа номерига тенг: $HN^{+5}O_3$, $H_2S^{+6}O_4$, $HCl^{+7}O_4$, $K_2Cr_2^{+6}O_7$.

Оксидланиш даражаси ўзгарувчан элементларнинг бирикмаларини номлашда уларнинг номига қавс ичида рим рақами билан оксидланиш даражаси кўрсатилади. Масалан: $FeSO_4$ — темир (II)- сульфат, $Fe(SO_4)_3$ — темир (III)- сульфат, N_2O_3 — азот (III)- оксид, N_2O_5 — азот (V)- оксид ва ҳоказо.

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ РИВОЖЛАНТИРИЛИШИ

33-§. Даврий системада ядро заряди. Даврий қонун билан даврий система химияни ривожлантиришга йўл очиб берган бўлса, XIX асрнинг охири ва XX асрнинг бошларида қилинган буюк кашфиётлар, яъни радиоактивлик, атомнинг тузилиш назарияси даврий қонуннинг ва даврий системанинг бутун моҳиятини ҳамда аҳамиятини очиб берди. Д. И. Менделеев кашфиётининг аҳамияти равшан бўла бошлади.

Мозли қонуни элемент атомининг ядро заряди шу элементнинг даврий системадаги тартиб номерига тенг эканлигини кўрсатди.

Маълумки, элементларнинг барча химиявий хоссалари уларнинг электронларига, яъни ядро зарядларига боғлиқ. Даврий системани тузишда Д. И. Менделеев ҳам элементларнинг химиявий хоссаларини асос қилиб олди. Аммо у вақтда атомнинг мураккаблиги номаълум эди, шу сабабли Д. И. Менделеев элементларни атом массаларининг ортиб бориши тартибда жойлаштирди. Лекин теллур билан йоднинг, шунингдек, кобальт билан никелнинг атом массаларига қарамай ўз жойларини топиб қўйди. Бу ҳол Д. И. Менделеев атом массаларининг ўзи билан кифояланиб қолмай, балки бошқа факторларга, яъни сифат билан миқдорга ҳам аҳамият берганини кўрсатади.

Д. И. Менделеев қонуниятни элементларнинг массасидан, ички тузилишидан излади ва сифат билан миқдорнинг ички боғланиши кейинчалик аниқланишига ишонди. Бу нарса ядро заряди эканлиги бизга яқиндагина маълум бўлди.

Дарҳақиқат, кобальтнинг ядро заряди никелникидан кичик, демак, кобальт никелдан илгари туради. Аргоннинг ядро заряди эса калийникидан кичик, теллурники эса йодникидан кичикдир.

Элементнинг хоссалари шу элемент атомининг ядро зарядига даврий боғлиқдир. Даврий қонуннинг ҳозирги таърифи ана шундай. Аммо бу таъриф даврий қонунни ўзгартириш эмас, балки уни фаннинг ҳозирги тараққиётига муносиб равишда чуқурроқ ва аниқроқ тушунишдан келиб чиққан таърифдир.

Элементлар атом зарядларининг ортиб бориш тартибда жойлаштирилса, улар хоссалари ва электрон тузилишининг дав-

рий равишда сакраб ўзгариши бу системадан равшан кўрилади.

Ҳозир ядро процесси, умуман, материянинг тузилиши даврий система ва даврий қонун асосида ўрганилмоқда. Даврий қонун химия, физика ва бутун табиёт илмининг асосий қонунидир.

34-§. Элементларнинг химиявий хоссалари ва аналог элементлар. Атомларда электронларининг жойланиши даврий система қонуниятларига ғоят мувофиқ келгани 32- параграфда кўриб ўтилган эди. Элементларнинг барча химиявий хоссалари уларнинг ядро зарядларига, электрон тузилишига боғлиқдир. Ҳар қайси элементнинг тартиб номери ва электронларининг сони ядро зарядига тенг. Ҳар бир давр биринчи элементидан то охириги элементига қадар кузатиб борилса; элементларнинг металллик хоссалари камайиб, металлоидлик хоссалари ортиб боришини ва ҳар бир даврнинг инерт элемент билан тугашини кўраимиз. Давр бошидаги элементларнинг сиртқи қаватида 1, 2, 3 тадан электрон бўлади. Бу элементлар атомларининг 7, 6, 5 электрон бириктириб олишдан кўра ўз электронларини бошқа атомларга бериши осонроқдир. Шунинг учун улар электронлар бериб, мусбат ионга айланади, шу сабабли улар электр-мусбат валентли элементлар — металллардир. Даврлар охиридаги элементларнинг сиртқи қаватида 5, 6, 7 тадан электрон бор, бу элементлар бошқа элементлардан 3, 2, 1 электрон бириктириб олиб, манфий ионга айланади, шу сабабли улар электр-манфий валентли элементлар — металлоидлардир.

Демак, химиявий реакцияларда ядродан узоқда турган электронлар бошқа элемент атомларига ўтиши мумкин. Бундай электронлар валент электронлар дейилади. Кичик давр элементларининг ва катта давр тоқ қатори элементларининг валент электронлари сиртқи қаватда туради, уларнинг сони элементнинг даврий системадаги группаси номерига тенг. Катта даврларнинг жуфт қаторларидаги элементларнинг сиртқи қаватида электронлар сони иккитадан ошмайди. Уларнинг валент электронларининг бир қисми сиртдан иккинчи қаватда туради. Сиртдан иккинчи қаватда турган валент электронларнинг сонини топиш учун группа номеридан сиртқи қаватдаги электронлар сонини айириш керак. Масалан, марганецнинг сиртқи қаватида фақат 2 электрон бор, лекин унинг валент электронлари сони 7 га тенг; Марганец турган группа номери (7) дан сиртқи қаватдаги электронлар сонини айирамиз: $7 - 2 = 5$. Демак, сиртдан иккинчи қаватининг 5 та электрон валент электронлардир. Марганец атомида ҳаммаси бўлиб 7 та валент электрон бор.

Элементларнинг электронлар бериш қobiliятини сарф қилинган энергия яхши кўрсата олади. Электр майдонига жойлаштирилган атомлар тезлиги катта бўлган электронлар билан бомбардимон қилинганда атомнинг сиртқи қаватидан электрон уриб чиқарилиб, атом мусбат зарядли ионга айланади. Элементларни бир электронни уриб чиқаришга етарли даражагача тезлата оладиган электр

майдони кучланиши *ионланиш потенциали* деб аталади ва калория ёки эв (электрон-вольт) билан ўлчанади*.

Атомнинг радиуси катта бўлса, унинг электрони ядрога заиф боғланган бўлади ва осон узилади: бундай атомларнинг ионланиш потенциали кичик бўлади. Бу ўринда ядро заряди ҳам катта аҳамиятга эгадир. Атом радиуси қанча кичик бўлиб, ядро заряди қанча катта бўлса, ионланиш потенциали шунча катта бўлади.

Даврларда ишқорий металлдан бошлаб инерт газгача ядро заряди ортиб, атом радиуси камайиб боради, шунинг учун элемент атомининг электрон бериш, яъни ионланиш қобилияти камайиб боради, бунинг натижасида металллик хоссалари заифлашиб, металлоидлик хоссалари кучаяди (қуйидаги жадвалга қаранг).

Номери	Элементлар	Ядро заряди	Атом радиуси, Å ҳисобида	Ионланиш потенциали, эв ҳисобида
3	Li	3	1,55	5,39
4	Be	4	1,11	9,32
5	B	5	0,89	8,30
6	C	6	0,77	11,27
7	N	7	0,70	14,55
8	O	8	0,66	13,62
9	F	9	0,67	17,42
10	Ne	10	1,60	21,52

Ҳар қайси инерт газ атомининг радиуси ўзидан олдин келадиган галоген атомининг радиусидан катта, лекин, шунга қарамай, ионланиш потенциали жуда катта бўлади, чунки уларнинг электрон қаватлари ғоят барқарордир.

Ҳар бир элемент атомидаги иккинчи, учинчи ва ҳоказо электронларнинг узилиши учун шу элемент атомидаги биринчи электроннинг узилишига қараганда кўпроқ энергия сарф бўлади. Валент электронлар билан ичкарироқдаги электронларнинг узилиши солиштириб кўрилганда, ички электронлар ионланиш потенциалларининг катталиги аниқ бўлади.

Элемент ионланиш қобилиятининг катталиги ва ионланиш потенциалининг кичиклиги шу элементнинг металллик хоссаларига эга эканини кўрсатса, электрон бириктириб олишга мойиллиги унинг металлоид эканлигини билдиради. Элемент атоми электрон бириктириб олганда энергия чиқаради, бу энергия жоуллар билан ўлчанади. Атомларнинг радиуси катталашган сари уларнинг электрон бириктириб олиши қийинлашади. Элементларнинг электрон бириктириб олиш қобилияти қуйидаги жадвалда берилган:

* Потенциаллар айирмаси бир вольт бўлган тезлатувчи электр майдонидан электрон ўтганда унинг олган энергияси 1 эв бўлади. $1 \text{ эв} = 1,59 \cdot 10^{19} \text{ эрг} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Жоуль}$.

Ионланиш потенциалли

(эв ҳисобида)

Элементлар		Узилган электронлари				
тартиб номери	символи	биринчи электрон	иккинчи электрон	учинчи электрон	тўртинчи электрон	бешинчи электрон
1	H	13,595				
2	He	23,580	54,403			
3	Li	5,390	75,619	122,419		
4	Be	9,320	18,206	153,850	217,657	
5	B	8,296	25,149	37,920	259,298	340,127
6	C	11,264	24,376	47,864	64,476	391,986
7	N	14,54	29,605	47,426	77,450	97,863
8	O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873
9	F	17,418	34,98	62,646	87,23	114,214
10	Ne	21,559	41,07	64	97,16	126,4
11	Na	5,138	47,29	71,65	98,88	138,60
12	Mg	7,644	15,03	80,12	109,29	141,23
13	Al	5,984	18,823	28,44	119,96	153,77
14	Si	8,149	16,34	33,46	45,13	166,73
15	P	10,55	19,65	30,156	51,354	65,007
16	S	10,357	23,4	35,0	47,29	72,5
17	Cl	13,01	23,80	39,90	53,5	67,80
18	Ar	15,755	27,62	40,90	59,79	75,0
19	K	4,339	31,81	46	60,90	—
20	Ca	6,111	11,87	51,21	67	83,39

Номера	Элементлар	Элементларнинг тақсимланиши						Атом радиуси, А ҳисобида	Чиқарилган энергия кЖ/ г-атом ҳисобида
		K .s	L s p	M s p d	N s p d f	O s p d	P s p		
9	F	2	2 5					0,67	384,9
17	Cl	2	2 6	2 5				1,07	355,6
35	Br	2	2 6	2 6 10	2 5			1,20	322,2
53	I	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		1,36	301,2
85	At	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	—	—

Демак, бу элементларда электрон бириктириб олиш қобилияти юқоридан пастга томон камайиб боради.

Элементларнинг хоссаси даврий равишда такрорланади; ўхшаш хоссали элементлар даврий системада бир гурпуага тўғри келади.

Ўхшаш элементларда (бир гурпуадаги элементларда) электронларнинг гуруҳланиши ҳам ўхшаш бўлади. Электронларнинг (айниқса сиртқи қаватда) ўхшаш тақсимланиши натижасида элементлар ҳам ўхшаш хоссага эга бўлади. Буни биринчи гурпуа элементлари мисолида кўрсатиш мумкин:

Номери	Элементлар	Ядро заряди	Электронларнинг тақсимланиши							Атом радиуси, А ҳисоби да	Йонланиш потенциали, эВ	
			K s	L s p	M s p d	N s p d f	O s p d	P s p	Q s			
3	Li	3	2	1							1,55	5,4
11	Na	11	2	2 6	1						1,89	5,1
19	K	19	2	2 6	2 6 1						2,36	4,3
37	Pb	37	2	2 6	2 6 10	2 6 1					2,48	4,2
55	Cs	55	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1			2,68	3,9
87	Fr	87	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 2 6 1				—	—

Бу элементларнинг ҳаммаси актив металллардир, шу сабабли улар табиатда эркин ҳолда учрамайди. Улар реакцияга киришганда сиртқи қаватидаги ёлғиз электронини бошқа элемент атомига бериб, битта мусбат зарядли, яъни бир валентли ионларга айланади ва сиртдан иккинчи, 8 электронли қаватлари сиртқи қават бўлиб қолади.

Нейтрал атом ҳолидаги ишқорий металлларнинг ҳаммасида сиртқи қаватлари бир хил (электрони биттадан) бўлади. Бу элементларнинг атомлари ион ҳолига ўтганда ҳам сиртқи қаватидаги электронлар сони бир хил (8 тадан) бўлади. Группалардаги шундай элементлар тўла аналог элементлар деб аталади.

Элементлар даврий системаси жадвалига эътибор беринг: литийдан цезийга томон борган сари элементлар атомининг радиуси катталашаверади, демак, бошқа атомларга электронлар бериш қобилияти ҳам ортади, чунки сиртқи электроннинг ядрога боғланиш кучи заифлашиб боради. Бинобарин, бу элементларда юқоридан пастга томон металллик хоссалари кучаяди. Энг актив металл цезийдир (франций цезийдан активроқ бўлиши керак, лекин унинг хоссалари ҳали яхши маълум эмас).

VII группада юқорида айтилганларнинг аксини кўрамиз. Уларнинг атомлари электрон бириктириб олишга мойил эканлиги юқорида айтиб ўтилди.

Элементлар даврий системаси жадвалига яна бир диққат қилинг: юқоридан пастга томон бу элементларнинг электрон бириктириб олиш қобилияти сусаяди, улар атомларининг сиртқи қавати атом ядросидан узоқлашиб боради, чунки электрон қаватлари сони кўлаяди, шунинг учун атомларининг радиуси тобора катталашади. Атомнинг радиуси катталашган сари сиртқи қаватга электрон бириктириб олиш қийинлашади. Демак, бу элементларда юқоридан пастга томон металлоидлик хоссалари сусаяди. Энг актив металлоид фтордир.

Шундай қилиб, элементлар атомининг ядро заряди уларнинг хоссаларини мукаммал ифодалайди. Даврий қонун табиатнинг энг асосий қонунидир. У ўзининг график ифодаси бўлган элементлар даврий системаси билан бирликда элементлар ўртасидаги бутун табиий боғланишларни, материя табиатидаги бирликни, материянинг диалектика қонуни асосида тақомилланишини ва ундаги барча



13- расм.
Спінтарископ.

қонунятларни яққол кўрсатади. Даврий қонун ва даврий система материянинг тузилишига нисбатан идеалистик қарашларга ғоят катта зарба берди. Барча элементлар атомининг бир хил заррачалардан тузилганлиги, элементларнинг бир-бирига айланиш процесслари даврий қонуннинг аҳамиятини янада оширди. Олимлар даврий системага суяниб модданинг ички тузилишини ўрганиш билан бирга табиатда йўқ, янгидан-янги моддаларни ҳосил қилишга ҳам муваффақ бўладилар.

35-§. Радиоактив элементлар. Радиоактив элементлар оғир, уларнинг ядролари эса беқарор бўлганидан бу элементларнинг узлуксиз емирилишини ва бунинг натижасида α , β , γ -нурлар чиқариб, бошқа элементларга айланишини юқорида айтиб ўтган эдик.

Радиоактив элементларнинг емирилишидан чиқадиган α , β , γ -нурлар моддаларни фосфоресценцилантиради, ҳавони ионлантиради, организмга таъсир этади. Бу элементларни ўрганишда уларнинг ана шу хоссаларидан фойдаланилади. Масалан, радиоактив элементлар нуридан фосфоресценциланадиган кристалл (ZnS) билан экран усти қопланиб, қоронғи уйда унга радиоактив модда яқин келтирилса, экран шуълаланади. Шу шуълаланиш майда, кичик чақнашлардан иборат бўлади. Бундай чақнашлар *сцинтиляция* деб аталади. Шу принципга асосланиб, лупа билан бирга қурилган асбоблар *спинтарископ* деб аталади ва радиоактивликни текширишда ишлатилади (13-расм).

Радиоактив элементларнинг фотопластинкага таъсири, ҳавони ионлантириш каби хоссаларидан ҳам уларни текширишда кўп фойдаланилади.

Турли моддаларни ионлаш хусусияти α -заррачада энг кўп ва γ -нурда энг оз бўлади. Аммо турли моддалардан ўтиш қобилияти γ -нурларда энг кучлидир. β -нурларнинг моддалар орқали ўтиш қобилияти γ -нурлариникидан кучсиз, α -нурларнинг ўтиш қобилияти эса β -нурларникидан ҳам заифдир. Масалан, γ -нурлар 30 см қалинликдаги темирдан ўта олади. β -нурлар 5 мм қалинликдаги алюминий пластинкадан ўта олмайди, α -заррачалар эса 0,1 мм алюминий орқали ҳам ўта олмайди. Аммо моддаларни ионлаш қобилияти α -заррачаларда энг кучли, β -заррачаларда хийла кучсиз, γ -заррачаларда эса жуда ҳам кучсиздир.

1 г радий бир секундда 37 миллиард α -заррача чиқаради (радий атомларининг тахминан 72 миллиарддан бири емирилади). Моддаларнинг радиоактивлигини солиштириб кўриш ва ҳисоблаш учун бирлик сифатида бир секундда 37 миллиард емирилиш қабул қилинган; бу бирлик бир кюри деб аталади ва *c* ҳарфи билан белгиланади. Резерфорд (rd) деб аталадиган бирлик ҳам бор, бу бирлик секундига 1 000 000 емирилишдир. 1 кюри 37 000 резерфордга тенг. Демак, кюри (*c*) ва резерфорд (rd) радиоактив элементларнинг активлик бирлигидир.

Радиоактив емирилиш энергияси электрон-вольт (эв) билан ўлчанади. Одатда, мегаэлектрон-вольт ишлатилади. 1 мега эв = 1 000 000 эв.

36-§. Радиоактив емирилиш ва радиоактив оилалар. Радиоактив элементлар емирилганда уларнинг баъзиларидан α -заррачалар ва баъзиларидан β -заррачалар чиқади, баъзан эса бу заррачалар билан бирга γ -заррачалар ҳам тарқалади.

Радиоактив элементларнинг α -заррачалар чиқариб емирилиши α -айланиш ёки, баъзан α -емирилиш деб, β -заррачалар чиқариб емирилиш эса β -айланиш ёки β -емирилиш деб аталади.

Содди ва Фаянс радиоактив элементларнинг емирилишидан ҳосил бўладиган янги элементларнинг атом масса сони ва бу элементларнинг даврий системада оладиган ўрни ҳақида *силжийш қонуни* деб аталган бир қонунни топдилар. Бу қонун қуйидагича таърифланади: α -емирилишда ҳосил бўладиган элементларнинг атом масса сони бош элемент атом масса сонидан 4 бирлик кичик бўлади ва ундан даврий системада икки хона чапга *силжийди*, β -емирилишда атом масса сони ўзгармайди ва янги элемент даврий системада ўнг томонга бир хона *силжийди*.

Дарҳақиқат, элемент атоми α -заррача чиқарганда ҳосил бўладиган янги элементнинг иккита мусбат заряди камаяди, атом масса сони 4 бирлик камайиши керак, чунки α -заррача гелий ионидир, унинг заряди +2 га, атом масса сони эса 4 га тенг. β -заррача чиққанда масса деярли камаймайди, чунки β -заррачалар электронлар оқимидан иборат, электрон массаси эса ғоят кичикдир. Бунда ажралган электрон чиқиб кетади ва ядронинг бир нейтрони протонга айланади. Ядродан бир манфий заряд чиқиб кетгани учун унда бир мусбат заряд ортади, шунинг учун бу элемент даврий системада бир хона ўнгга *силжийди*.

Ҳосил бўладиган янги радиоактив элементларнинг атомлари нейтралдир, демак, α -емирилишда сиртқи қаватдан икки электрон узилади, β -емирилишда эса сиртқи қаватга бир электрон қўшилади.

Радиоактив элемент емирилганда унинг миқдори камайиб боради ва у янги элементга айланади, емирилишда барча радиоактив элементлар қуйидаги қонунга бўйсунди:

Вақт бирлигида емирилган атомлар сони элемент миқдорига пропорционалдир.

Номери	Элемент	Атом масса сони	Емирилиши	Ярим емирилиш даври
88	Ra	[226]*	α	1622 йил
92	U	238,03	α	4500 000 000 й
86	Rn	[222]	α	3,65 кун
93	Np	[237]	β	7,3 мин.
94	Pu	[242]	β	5 соат
84	RaC'	[214]	α	0,000001 сек.

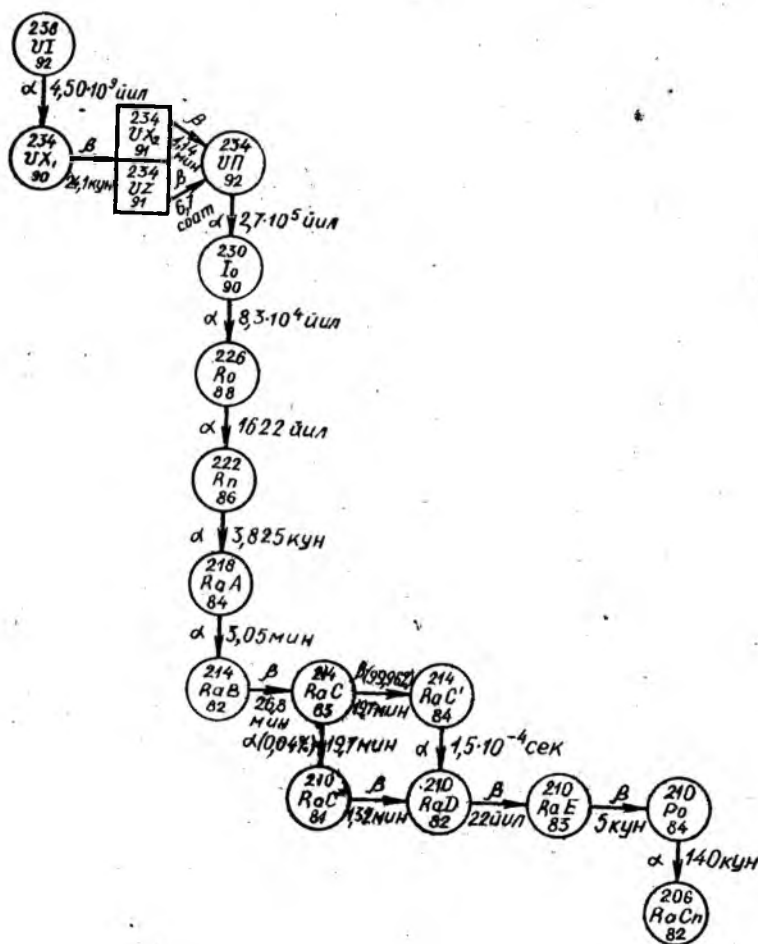
* Квадрат қавсларда энг барқарор изотопларининг масса сонлари кўрсатилган.

Бу қонун радиоактив емирилиш қонуни дейилади. Демак элемент камайиб борган сари емирилувчи атомлар сони ҳам камайиб боради.

Олинган миқдорнинг ярми емирилиши учун кетган вақт *ярм емирилиш даври* деб аталади.

Элементларнинг ярм емирилиш даври ғоят хилма-хил бўлади: баъзи элементларнинг ярм емирилиш даври миллиард йилларга тенг бўлса, баъзилариники секунднинг жуда кичик улушларига тенг бўлиши мумкин. Ҳозир ярм емирилиш даври 14 млрд йилдан 10^{-7} секундга қадар бўлган элементлар маълум. Қуйидаги жадвалда бир неча элементнинг ярм емирилиш даври кўрсатилади.

Радиоактив элемент емирилиб янги элементга айланади, ҳосил бўлган элемент ҳам, ўз навбатида емирилиб бошқа элементга ай-



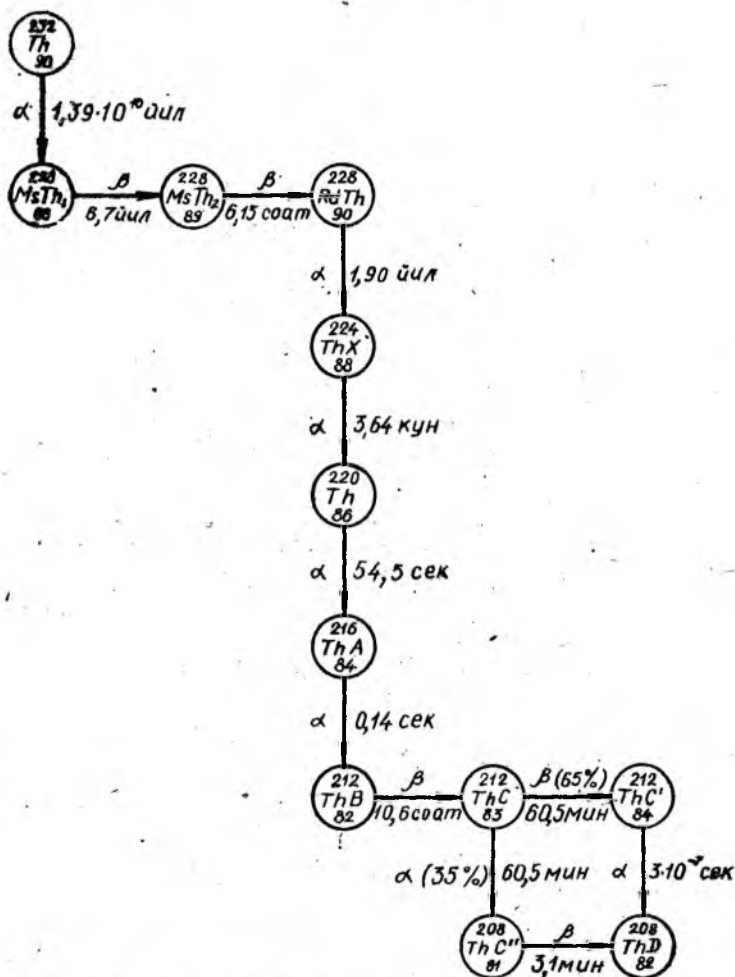
14- расм. Уран радиоактив оиласи.

ланади ва ҳоказо. Бундай элементлар йиғилиб бир оилани ташкил этади. Ҳозир барча радиоактив элементлар уч оиллага бўлиб ўрганилади. Унала оилада ҳам энг сўнги элемент қўрғошиндир. Қўрғошин эса радиоактив эмас, шунинг учун у ҳосил бўлди дегунча емирилиш тўхтади.

Оилаларнинг бири уран оиласи (унинг бош элементи уран), иккинчиси торий оиласи, учинчиси эса актиний оиласидир.

14, 15 ва 16-расмларда учала оила ва уларнинг ярим емирилиш даври кўрсатилган.

37-§. Изотоплар. Кўпгина элементларнинг атом массалари бутун сонларга яқин бўлганига асосланиб, 1815 йилда Проут барча элементларнинг атомлари водород атомида тузилган деган бир ги-



15-расм. Торий радиоактив оиласи.]

потезани майдонга ташлади. Аммо Проут элементлар атом массаларининг водород атом массасига нисбати аниқ бутун сон бўлгани учун бу гипотезани тасдиқ эта олмади.

А. М. Бутлеров бу масалани ҳал қилишнинг жуда тўғри йўлини топди. У ҳар қайси элементнинг атомлари бир хил бўлмай бир неча хил бўлиши мумкин, агар шундай бўлса, атом массалар бутун сонлар бўлиши лозим, деган фикрни айтди, яъни элементнинг атом массаси бутун сонга тенг эмаслигини шу элемент атомларининг бир неча хил бўлиши билан исботлашга ҳаракат қилди. А. М. Бутлеров фикрича, элементнинг атом массаси турли атомлари массаларининг ўртача қийматидир. А. М. Бутлеров бу масалалар соҳасида бошлаган ишларини охирига етказа олмай, вафот этди.

Содди радиоактивлик ҳодисаси билан шуғулланар экан, бу элементлар бир неча тур атомдан иборат бўлиб, буларнинг масса сонлари ҳар хил, лекин химиявий хоссалари бир хил бўлса керак, деган хулосага келди ва бу тур атомларни *изотоплар* деб атади. Изотоплар бир ўринли демакдир, чунки изотопларнинг атомлари турлича бўлса-да, химиявий хоссаларининг бир хил бўлиши уларнинг даврий системада бир ўринни эгаллашини кўрсатади. Дарҳақиқат, кўпгина элементларнинг турли атом массага эга бўлган турлари борлиги ва уларнинг атом ядролари заряди тенг эканлиги тасдиқ этилди, демак, элементларнинг бир неча изотопи бўлиши мумкин. Изотопларнинг ядро зарядлари, яъни ядродаги протонлар сони тенг, электрон қаватлари эса бир хил бўлади, шунинг учун химиявий хоссалари ва кўпгина физик хоссалари деярли бир хилдир. Атом массаларининг тенг эмаслиги ядродаги нейтронлар сонининг баравар эмаслигидан келиб чиқади. Шундай қилиб, изотоп атом массалари бутун сонлар билан ифодалангани ва улар *масса сонлар* деб аталади. Демак, изотопларнинг атом массалари ва масса сонлари турлича, лекин тартиб номерлари бир хил бўлади.

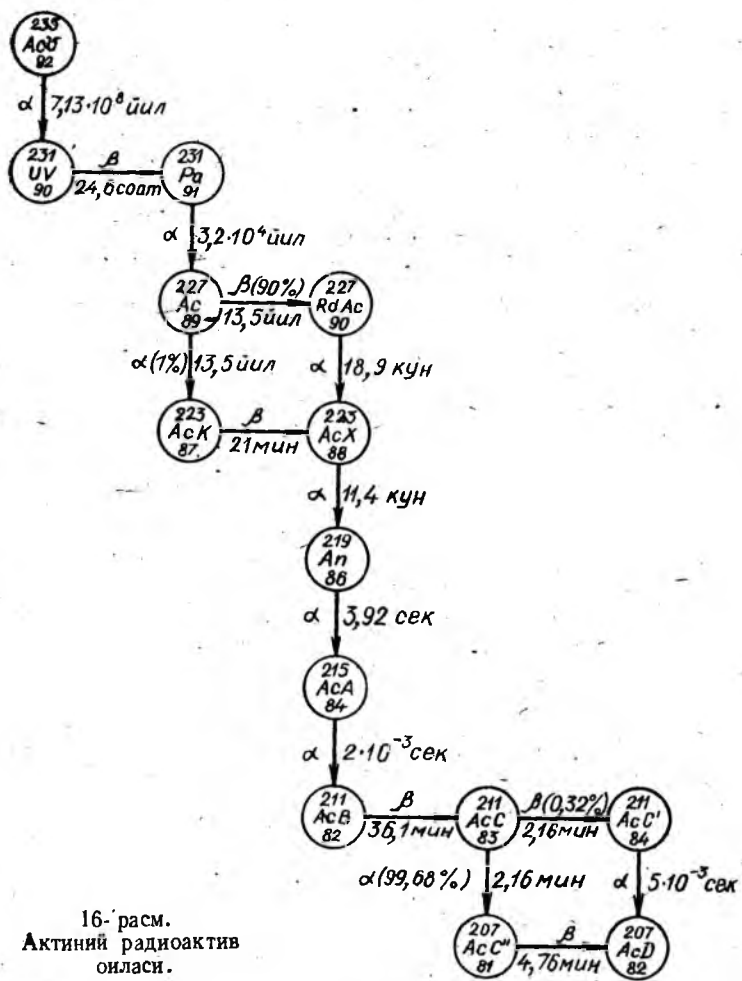
Барча атомларининг масса сонлари тенг бўлган элементлар *тоза элементлар* деб аталади, тоза элемент бир изотопдан иборат бўлади. Фтор, натрий, алюминий, фосфор ва олтин тоза элементлардир. Аммо кўпгина элементлар турли изотоплар аралашмасидан иборат, уларнинг атом массалари изотопларининг ўртача атом массаси бўлгани учун каср сонлар билан ифодалангани.

Уран оиласидан ҳосил бўлган қўрғошиннинг атом массаси сони 206, торий оиласидан ҳосил бўлган қўрғошиннинг атом масса сони эса 208 дир, шунинг учун қўрғошиннинг атом массаси 207,21 га тенг, яъни у изотоплар аралашмасидир.

Ядро зарядлари бир хил бўлган атомлар *химиявий элемент* деб аталади.

Изотопларнинг радиоактивлари тўғридан-тўғри радиоактив изотоплар деб аталади, радиоактив эмаслари ядролари емирилмайдиган бўлгани учун *барқарор изотоплар* дейилади.

Ҳозир даврий системадаги 107 элементнинг 20 таси тоза элемент, бошқалари эса бир неча изотопдан иборатдир. Ҳаммаси бў-



16- расм.
 Актиний радиоактив оиласи.

либ, 1500 дан ортиқ изотоп маълум, буларнинг кўпчилиги сунъий йўл билан олинган, бошқалари эса табиатда учрайдиган элементларнинг табиатда учрайдиган изотопларидир. Ҳамма изотопларнинг 300 таси барқарор изотоп, бошқалари радиоактивдир. Табиатда учрайдиган радиоактив изотоплар 43 та бўлиб, улар 12 элементнинг изотопларидир; бу изотоплар даврий системада 12-ўринда туради. Сунъий йўл билан олинган радиоактив изотоплар ҳозир 1000 дан ошади.

Изотопларнинг атом массалари символларининг тепасига чап томонга ёзилади.

Тубандаги жадвалда бир неча элемент изотопларига оид маълумотлар берилган.

Демак, элементнинг атом массаси унинг изотоплари аралашмасининг ўртача атом массасидир. Лекин элемент изотоплари миқдор-

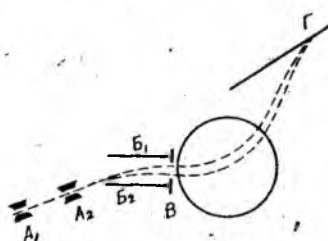
Э элементнинг номи	Водород	Углерод	Азот	Кислород	Хлор
Катталиклари					
Ядро заряди	1	6	7	8	17
Атом массаси	1,008	12,011	14,000	16	35,457
Изотоплари	${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$	${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$, ${}^{15}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$
Изотоп миқдорларининг нисбати	6000:1	90:1	270:1	$\frac{17}{8}\text{O}$ 2700:1:5	3:1

ларининг нисбати ўзгармаганлигидан, ўртача атом массаси ҳам ўзгармайди ва ҳисобларга ҳеч қандай ҳалақит бермайди.

Изотопларни топиш, уларнинг атом масса сонларини ва миқдорий муносабатларини аниқлаш учун *масс-спектрограф* деган асбоби-шлатилади. Бу асбобни инглиз физиги Томсон ясаган эди, кейинчалик уни Астон такомиллаштирди.

Катод найда аноддан катодга томон кўзга кўринмас нурлар тарқалади. Агар катод сатҳи ғалвирак қилиниб, най ўртасига қўйилса, электр ўтказилганда бу нурлар тешиқлардан ўтиб, катод орқасига тарқалади. Бу нурлар найдаги газнинг электронлар йўқотган мусбат зарядли атомлари ёки молекулалари бўлиб, канал нурлар деб аталиши 26- § да айtilган эди. Бу мусбат ионлар фотопластинкага таъсир қилади, электр ва магнит майдонларида ўзларининг тўғри йўналишини ўзгартиради. Бу ионлар қандай моддадан ҳосил бўлганига ва шароитга қараб, ўларнинг зарядлари, массалари ва тезликлари турлича бўлади. Заряднинг массага нисбати қанча катта бўлса, тезлик қанча кичик бўлса, ионлар магнит ва электр майдонларида шунча кўп бурилади. Бурилишнинг оз ва кўплигига қараб заряднинг массага нисбати топилади ва бунга асосланиб, масса ҳисобланади.

17-расмда масс-спектрограф схемаси кўрсатилган. Канал нурлар A_1 , A_2 тешиқлардан ўтиб, B_1 , B_2 конденсатор пластинкалари орасидаги электр майдонида киради, ионлар ўз массалари ҳамда зарядларига қараб, йўналишини ўзгартиради, яъни нур тутами ёйилади. Шундан кейин нур магнит майдони (B) орқали ўтиб, фотопластинка (Γ) га боради. Электр ва магнит майдонлари бир-бирига нисбатан шундай вазиятда қўйиладикки, массаларининг зарядларига нисбати ($\frac{I}{m}$) тенг ионлар тезлиги турлича бўлса ҳам фотопластинкада бир жойга тушади.



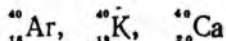
17-расм.

Текшириладиган модда бир неча изотопдан иборат бўлса уларнинг ($\frac{I}{m}$) нисбатлари турлича бўлганидан фотопластинкада бир неча доғ ҳосил бўлади.

Тоza элементлардан фотопластинкада фақат битта доғ ҳосил бўлади. Бу доғ *масса спектри* дейилади. Спектрлар ёрдами билан модда изотоплари орасидаги миқдорий нисбатлар ва изотоплар массаси ҳисоблаб чиқарилади.

Ҳозир такомиллаштирилган шундай асбоблар борки, улар изотоплар массасини 0,0001—0,00001 масса бирлиги қадар аниқлик билан ўлчашга имкон беради.

Даврий системага яхшилаб назар ташланса, массалари бир хил, ammo ядро зарядлари турлича бўлган элементларни куриш мумкин. Бундай элементлар *изобарлар* деб аталади (изобар — оғирлиги бир хил демакдир). Масалан:



Демак, элементларнинг хоссалари ядро зарядларига боғлиқ. Аргон билан калийнинг массалари қарийб тенг, ammo ядро зарядлари аргонда +18, калийда +19, шунинг учун уларнинг химиявий хоссалари турлича, яъни улар бошқа-бошқа элементлардир.

Ядроларида нейтронлар сони тенг, лекин протонлар сони турлича бўлган элементлар *изотоплар* деб аталади. Масалан: ${}^{26}_{12}\text{Mg}$, ${}^{27}_{13}\text{Al}$ — буларнинг ҳар иккисиди ҳам 14 тадан нейтрон бор. ${}^{62}_{29}\text{Cu}$, ${}^{63}_{30}\text{Zn}$ — буларда 33 тадан нейтрон бор.

38-§. Сунъий радиоактивлик. Радиоактив элементларнинг атоми ҳамма вақт емирилиб туради. Радиоактив бўлмаган — барқарор (стабил) элементларнинг атоми эса мустаҳкамдир. Элемент атомининг ядросидаги протон ва нейтронлар сони тахминан тенг бўлса, бундай элементлар барқарор бўлади; агар протонлар сонидан нейтронлар сони анча кўп бўлса, элемент беқарор — радиоактив бўлади.

Барқарор элементлар

Элемент	<i>p</i> (протонлар сони)	<i>n</i> (нейтронлар сони)	<i>A</i> (атом массаси)	Масса сони
Углерод	6	6	12,01115	12
Азот	7	7	14,0067	14
Кислород	8	8	15,9994	16
Калий	19	20	39,102	39
Кальций	20	20	40,08	40

Радиоактив элементлар

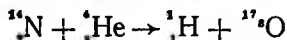
Элемент	<i>p</i> (протонлар сони)	<i>n</i> (нейтронлар сони)	<i>A</i> (атом оғирлиги)	Масса сони
Полоний	84	126	[210]	210
Радий	88	138	[226]	226
Уран	92	146	238,03	238
Активий	89	138	[227]	227

Ядро таркибий қисмларининг ўзаро боғланиши электронларнинг ядрога боғланишидан миллионларча марта кучлидир, шунинг учун

ядрони емириб, бир элементни бошқа элементга айлантириш яқинга қадар мумкин бўлмади. Фақат XX асрнинг 20-йилларидагина элементларни бир-бирига айлантириш имконияти туғилди.

Бир элементнинг ядросини емириб, бу элементни бошқа элементга айлантириш учун керак бўладиган ғоят катта энергияни радиоактив элементларнинг емирилишидан чиқадиган α -заррачалардан олиш мумкин бўлди.

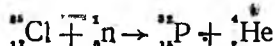
1919 йилда Резерфорд азот атомларини α -заррачалар (гелий ядроси) билан бомбардимон қилиб, азотни водород ва кислородга айлантирди. Бу реакция тубандагича ёзилади:



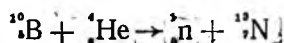
Кейинроқ бориб, протон, нейтрон, дейтрон ва бошқа элементар заррачаларни сунъий йўллар билан тезлатиш усуллари топилди; тезлатилган бундай заррачалар ёрдамида стабил элементларни бомбардимон қилиб, уларни бошқа элементларга айлантириш ишлари авж олдириб юборилди. Протон, α -заррача, дейтрон, нейтрон ва γ -квантларнинг ядроларга таъсири натижасида элементларни ядро зарядлари ва атом массалари бошқача бўлган элементларга айлантириш процесси *ядро реакциялари* деб аталади.

Атом ядроси ва унга оид реакцияларни текширувчи фан *атом ядроси химияси* дейилади. Бир неча мисол келтирамыз.

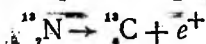
• Хлор тезлатилган нейтронлар билан бомбардимон қилиниб, фосфорнинг изотопи олинади:



1934 йилда Мария билан Пьер Кюриларнинг қизи ва куёви Ирен билан Фредерик Жолио-Кюрилар сунъий радиоактивликни кашф этдилар. Улар борни α -заррачалар билан бомбардимон қилганда азотнинг радиоактив изотопи ${}^{13}_7\text{N}$ ҳосил бўлди:



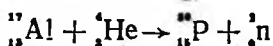
${}^{13}_7\text{N}$ нинг ярим емирилиш даври 10 минутдир. ${}^{13}_{17}\text{N}$ емирилганда углероднинг изотопи ${}^{13}_6\text{C}$ ҳосил бўлади:



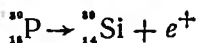
${}^{13}_6\text{C}$ — углероднинг оғир ва барқарор изотопи; e^+ эса *позитрон* деб аталадиган заррача бўлиб, унинг массаси ва заряди электрон массаси ва зарядига тенг, аммо мусбат ишоралидир*. Позитрон ядрода бир протоннинг нейтронга айланишидан ҳосил бўлади, шунинг учун ҳосил бўлган элемент даврий системада бир хона чапга сурилади. Позитрон секунднинг миллиондан бир улушларича вақт мавжуд бўла олади (31- §).

* Электронни позитрондан фаққ қилиш учун позитрон e^+ тарзида ёзилади. Электрон чиқариб емирилиш β^- -емирилиш деб, позитрон чиқариб емирилиш эса β^+ -емирилиш деб аталади.

Алюминий α -заррачалар билан бомбардимон қилиниб, радиоактив фосфор ${}_{15}^{30}\text{P}$ олинади:



${}_{15}^{30}\text{P}$ нинг ярим емирилиш даври 2,6 минут, у ҳам позитрон чиқариб, кремнийнинг стабил изотопи ${}_{14}^{30}\text{Si}$ га айланади:



Элементларнинг сунъий йўл билан олинган радиоактив изотоплари, кўпинча, e^- электрон ёки позитрон чиқариб емирилади. Бунда ҳам бир қонуният кўзга ташланади — радиоактив изотопларнинг оғирроқлари β^- -емирилади, енгилроқлари эса β^+ -емирилади; α -емириладиганлари оз бўлади.

Элементларнинг сунъий йўл билан олинган радиоактив изотоплари жуда кўп ва борган сари кўпаймоқда.

Яқинга қадар даврий системада тўртта жой (43, 61, 85 ва 87 номерли жойлар) бўш эди. 1937 йилда 43 номерли элемент — технеций*, 1939 йилда 61 номерли элемент — прометий, 1940 йилда 85 номерли элемент — астатин, 1941 йилда эса 87 номерли элемент — франций сунъий йўл билан синтез қилинди ва даврий системадаги бўш ўринлар тўлдирилди.

Урандан кейин турадиган ва *трансуранлар*** деб аталган радиоактив элементлар синтез қилинган: № 93 — нептуний Np, № 94 — плутоний Pu, № 95 — америций Am, № 96 — кюрий Cm, № 97 берклий Bk, № 98 — калифорний Cf, № 99 — эйнштейний Es, № 100 — фермий Fm, № 101 — менделеевий Md, № 102 — нобелий No, № 103 — лоуренсий Lr, № 104 — курчатовий Ku, № 105 — Нильс Борий № 5 ҳозир № 106, № 107 элементлар ҳам синтез қилинган**. Бу элементларнинг синтези барча элементлар бир замонларда ядро синтезидан ҳосил бўлганлигини кўрсатади.

Даврий системада 43, 61, 85, 87 номерли элементлар, 84 номерли элемент — полоний ва ундан кейинги барча элементлар радиоактив элементлардир. K, Rb, In, La, Lu, Re, Sm каби стабил элементларнинг табиатда радиоактив изотоплари топилган, булар қуйидагилардир:



39-§. Радиоактив элементларнинг аҳамияти ва ишлатилиши. Нишонли атомлар. Радиоактив емирилиш экзотермик процесс бўлганлигидан Ердаги радиоактив элементлар Ер шарига доимо иссиқлик бериб туради. Бунда табиий радиоактив элемент — калийнинг ҳам аҳамияти бор, албатта. Унинг радиоактивлиги ғоят кичик, лекин табиатда хийлагина миқдорда учрагани учун унинг салмоғи кичик эмас.

* Технеций — биринчи синтез қилинган элемент.

** № 102 дан № 107 гача бўлган элементлар Дубна шаҳрида академик Г. Н. Флеров раҳбарлигида кашф этилган.

Урanning ва уран маҳсулотларининг емирилиши натижасида энг охири қўрғошин ҳосил бўлади. Олимлар қўрғошиннинг миқдорини ва урanning ярим емирилиш даврини ҳисоблаб Ернинг ёшини аниқлади. Бу ҳисоблар натижасида, ер қобиғининг бундан тахминан 4,6 миллиард йил муқаддам пайдо бўлганлиги аниқланди. Радиоактив элементлар кашф этилишига қадар олимлар Ернинг ёшини турли усуллар билан ҳисоблаб топишга уриниб кўрдилар, лекин бунда бир-бирига яқин келадиган натижалар чиқариб бўлмади. Радиоактив элементлардан фойдаланиб қилинган ҳисоблар энг аниқ натижалар берди. Академик В. Г. Хлопин турли минераллардаги қўрғошин ва гелий миқдорини ҳисоблаш натижасида ер қуррасининг ёшини аниқлаган эди. Турли минераллар ва тоғ жинсларининг ёшини аниқлашда ҳам ана шу усулдан кўпроқ фойдаланилади. Ҳозир турли процессларни текширишда радиоактив изотоплар кўп ишлатилади ва булар изотоп индикаторлар ёки нишонли атомлар дейилади.

Тоғ ишларида нишонли атомларнинг аҳамияти жуда каттадир. Нишонли атомлар таъсирида тоғ жинслари таркибидаги элементларнинг ʎ-нурланишини ўлчаш усулидан фойдаланиб, кўмир, бор, вольфрам, симоб, марганец каби кўпгина металл ва металлоидлар топилади. Радиоактив элементлардан нефтни қайта ишлашда фойдаланишнинг аҳамияти ҳам кичик эмас. Масалан, улар нефтдан бензин, бензол ва бошқалар олишда ишлатила бошлади.

Сўнгги вақтларда ҳаво азотини радиоактив элементлар ёрдами билан оксидлаб, нитратлар ҳосил қилиш масаласи кўтарилди.

Азотнинг радиоактив изотопи (^{13}N) саноатда пўлат сифатини текширишда ишлатилади. Углерод протонлар билан бомбардимон қилинганда ^{13}N га айланади ($T=9,98$ мин). Шунга асосланиб, пўлат таркибидаги углерод миқдорини аниқлаш учун у протонлар билан бомбардимон қилинади ва бундан ҳосил бўлган ^{13}N дарҳол счётчик ёрдами билан ҳисобланади. Счётчикда кўрсатилган нурланиш шиддати пўлатдаги углерод миқдорига пропорционал бўлади. Шу йўсинда пўлатдаги углерод миқдори ҳисоблаб топилади.

Радиоактив нурлар тирик ҳужайрага — тирик организмга ҳам таъсир этади. Улар кашф этилган вақтдан бошлаб медицинада турли шишлар, чунончи, рак каби касалликларни даволашда татбиқ этила бошлади. Масалан, қалқон бези касаллигини даволаш учун рдиоактив йод, рак касаллигини даволаш учун радиоактив олтин, радиоактив кобальт, тулий, радий ишлатилади. Кобальтнинг радиоактив изотопи ^{60}Co табиий радиоактив элементларга қараганда арзон бўлгани учун у медицинада ва бошқа соҳаларда кўп ишлатилади. Медицинада диагноз қўйишда ҳам радиоактив изотоплардан фойдалана бошланди. Радиоактив элементлар фан ва халқ ҳўжалигининг турли тармоқларида, масалан, қишлоқ ҳўжалигида уруғларни дорилаш ҳамда нишонлашда, саноатда металл деталларнинг сифатини (орасида бўшлиқ, ёриқлар бор-йўқлигини) текширишда, озик-овқатни стериллашда ва бошқа мақсадларда кенг ишлатила бошлади. Бунинг учун ^{110}Ag , ^{60}Co , ^{182}Ta , ^{137}Cs , ^{154}Eu лардан фойдаланилади.

Радиоактив элементларнинг моддаларни фосфоресценцилаш, флюоресценцилаш хусусиятларидан ҳам кўп фойдаланилади. Масалан, соатларнинг стрелкалари ва рақамлари, турли ўлчов асбобларининг рақамлари, қоронғида шуълаланадиган бўлиши учун улар озроқ радиоактив модда қўшилган бўёқ билан бўялади.

Турли химиявий ва биологик процессларни текширишда бу процесда иштирок этувчи бирор модданинг таркибидаги бир элемент ўрнига унинг радиоактив изотопи қўйилади. Баъзан, радиоактив бўлмаган изотоп* ҳам қўйилиши мумкин, ammo унинг миқдорий нисбати шу элемент изотопларининг одатдаги табъий миқдорий нисбатидан ўзгача бўлиши шарт. Шундай миқдорий нисбати ўзгартирилган, лекин радиоактив бўлмаган изотоплар ҳам нишонли атомлар ёки *изотоп индикаторлар* дейилади.

Илмий текшириш ишларида радиоактив нишонли атомлардан фойдаланилиши айниқса самарали бўлиб чиқди, чунки радиоактив изотопларнинг энг оз миқдорини ҳам кузатиш қийин эмас. Ҳайвон ёки ўсимлик организмда юз берадиган турли физиологик ва биохимик процессларни текшириш учун организмга нишонли атомлар киритилиб, уларнинг йўли кузатилади, масалан, қон айланишини кузатишда, турли янги дориларни синашда, ўсимлик биохимиясини ўрганишда, ўғитларни текшириш каби ишларда, турли элементларнинг ҳайвон ва ўсимликларда қандай ҳазм қилинишини кузатишда, кўпинча, P, S, O, H, C, K, Ca, Fe каби элементларнинг радиоактив изотопларидан фойдаланилади.

Нишонли атомларнинг турли мақсадлар учун ишлатилиши борган сари авж олмоқда.

Радиоактив элементларнинг муҳим бир аҳамияти улар ядроларининг емирилишида ажралиб чиқадиган энергия — атом энергиясидир. Бу энергия халқ хўжалигининг энергетик базасида борган сари кўп ўрин олмоқда.

40- §. Масса дефекти. Ядро реакцияларида реакцияга киришувчи моддалар массаси билан ҳосил бўлган моддалар массаси орасида бир оз тафовут бор, чунки бундай реакцияда ниҳоят кўп энергия ютилади ёки кўп энергия ажралиб чиқади, маълумки, моддада энергия ортганда унинг массаси кўпаяди, энергия камайганда, аксинча, унинг массаси камаяди; демак, энергия ютиладиган реакцияларда ҳосил бўлган моддалар массаси реакцияга кирган моддалар массасидан ортиқ бўлади. Энергия чиқариладиган реакцияларда ҳосил бўлган моддалар массаси реакцияга киришган моддалар массасидан кам бўлади. Ammo химиявий реакцияларда ютилган ва чиқарилган энергия жуда кичик бўлганидан, массанинг кўпайган ёки камайганини ҳар қандай мукамал ва сезгир тарози ёрдамида ҳам ўлчаб бўлмайди. Масалан, 1 эрг энергия чиққанда $\frac{1}{9 \cdot 10^{20}}$ г масса камаяди, лекин ядро реакцияларида, яъни [ядроларнинг парчаланиш ва синтез қилиниш реакцияларида] гоят кўп энергия чиқади, шу энергияга мувофиқ массанинг оз бўлса-да камайгани сезилади.

* ^2_1H (дейт ерий — водород изотопи), $^{13}_6\text{C}$, $^{15}_7\text{N}$, $^{18}_8\text{O}$ каби радиоактив эмас изотоплар.

Масалан, 1 г масса камайганда унга мувофиқ келадиган $9 \cdot 10^{20}$ эрг ёки $9 \cdot 10^{10}$ кЖ энергия ажралиб чиқади. Аммо бунда материя йўқолмайди, балки бошқа турга айланади. Массанинг маълум миқдорига энергиянинг маълум бир миқдори мувофиқ келади ва энергиянинг ҳам маълум миқдорига муайян миқдор масса тўғри келади, деб тасаввур этилади. Демак, материя йўқолмайди ва йўқдан бор бўлмайди, материянинг бир тури йўқолганининг унинг иккинчи тури пайдо бўлади. Бунда материянинг сақланиш қонуни ўз кучида қолади. Масса ва энергиянинг ўзаро миқдорий нисбатини ифода этган Эйнштейн формуласини эслаймиз:

$$E = mc^2,$$

бу ерда E — энергия (эрг ҳисобида); m — масса (грамм ҳисобида); c — ёруғликнинг бўшлиқдаги тезлиги ($3 \cdot 10^{10}$ см/сек). Бу тенглама фақат ёруғлик учун эмас, материянинг бошқа шакллариغا ҳам ўз кучида қолади ва татбиқ этилади. Яна шунини айтиш керакки, жисм қандай ҳолатда бўлмасин, агар бу ҳолатларда унинг энергиялари тенг бўлса массалари ҳам тенг бўлади. Демак, бу формулага биноан, энергиянинг ўзгаришига массанинг муайян ўзгариши тўғри келади.

Масалан, протонлар ва нейтронлардан гелий ядроси ҳосил бўлишини кўриб чиқайлик.

$$2n + 2p = \alpha$$

Нейтрон массаси 1,008665 у. б. га, протон массаси эса 1,007276 у. б. га тенг. Демак, $2n$ ва $2p$ массаларининг йиғиндиси $2 \cdot 1,008665 + 2 \cdot 1,007276 = 4,031882$ бўлиши лозим. Лекин ҳосил бўлган α -заррачанинг (гелий ядросининг) массаси 4,001506 га тенг. Демак, бу реакцияда ҳосил бўлган α -заррачанинг массаси реакцияга киришган протонлар ва нейтронлар массаси йиғиндисидан 0,030376 у. б. камдир. Бунинг сабаби реакцияда ғоят кўп энергия чиқишидир.

Бу процесдаги 0,030376 у. б. *масса дефекти* деб аталади. Уни $3,0376 \cdot 10^{-6}$ кг билан, нур тезлигини $3 \cdot 10^8$ м/сек билан ифодалаб, юқоридаги реакциядан чиққан энергия Эйнштейн тенгламаси ёрдамида ҳисобланади:

$$3,0376 \cdot 10^{-6} \text{ кг} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \text{ м/сек} = 2,733 \cdot 10^{12} \text{ Жоуль}$$

Энергия ва массанинг бир-бирига муносабатини яхши англаш керак. Масса энергияга айланмайди, материя ҳам энергияга айланмайди, масса материя эмас, балки материянинг хоссаси, шакли, ўлчовидир ва шунинг каби энергия ҳам материя эмас, материянинг бир шакли, унинг ҳаракат ўлчовидир.

Яна такрор айтиш мумкинки, ҳар бир массанинг ўзгаришида унга боғли энергия ҳам муайян миқдорда ўзгаради; энергия чиққанда масса камаяди, лекин у йўқ бўлмайди, чунки у ажралган энергияда кетади. Энергиясиз масса ва массасиз энергия йўқ.

Биобарин, ядро реакциясида кўп энергия чиққанлигидан қолган масса камайди, бу ҳол масса *дефекти* деб аталади. Ядро реакцияларида чиқадиغان энергия радиоактив элементларнинг емири-

лишида чиқадиган энергиядан анча ортиқдир. Масалан, ядро реакциясида 1 г водород гелийга айланганда $1,2 \cdot 10^{12}$ к Жоуль энергия чиқади. 1 г ^{235}U емирилганда эса бундан 15 марта кам энергия чиқади. Одатдаги химиявий реакциялар энергияси эса ядро реакциялари энергиясидан миллионларча марта камдир. Шунинг учун, умуман айтганда, элементларнинг ядролари барқарор бўлади ва улар емирилмайди. Фақат даврий системанинг охирида турган оғир элементларгина беқарор, яъни радиоактивдир. Бу эса уларнинг ядроларидаги нейтронлар сони протонлар сонидан кўплигидан келиб чиқади. Даврий системанинг бош қисмидаги енгил ва барқарор элементларнинг ядролари барқарор, чунки, уларда протонлар сони билан нейтронлар сони деярли тенг ва буларнинг бири-бирига тортилиш кучлари, яъни ядро кучлари кулон кучларидан ортиқдир.

Радиоактив емирилиш процесслари ва ядро реакциялари Қуёшда, юлдузларда, космик фазода ва Ер қуррасида бўлиб туради.

Қуёш ва юлдузларда содир бўладиган ядро реакцияларида, асосан, водороддан гелий синтез бўлади, деган тахминлар бор. Қуёш ва юлдузлар массаси Ер массасидан юз минглаб марта ортиқ, иссиқлик миллионлар ва ўн миллионларча градусга, босим эса ўн ва юз миллионларча атмосферага етади. Бундай шароитда ядро реакциялари содир бўлади. Юлдузларда водороддан гелий, гелийдан эса бериллий, углерод, кислород, неон, магний, алюминий ҳосил бўлади ва, шундай қилиб, борган сари оғирроқ элементлар пайдо бўла бошлайди. Кейса юлдузларда водород йўқлиги аниқланган. Оқ карлик юлдузлар, асосан, магнийдан иборат дейилади. Демак, юлдузлардаги ядро реакциялари эволюциясига, химиявий таркибининг ўзгаришига асосий сабаб ҳам уларнинг энергия манбаидир. Масалан, Қуёшда водород кўп, ёш юлдузлар, асосан, водороддан иборатдир. Ерда юлдузлардаги каби юқори температура ва юқори босим бўлмагани учун, юлдузлардаги каби ядро реакциялари ҳам бўлмайди. Масалан, табиатда ^{238}U дан ^{147}Pm , ^{239}Np ҳосил қиладиган ядро реакциялари содир бўлса керак деган фикрлар бор, лекин бу ядро реакциялари йўқ деярли даражада оз ва ҳали яхши текширилган эмас. Бундай реакцияларнинг текширилиши табиатда элементларнинг синтез бўлиш масаласини албатта ҳал қилади.

Ерда, асосан, табиий радиоактив элементларнинг емирилиш процесси боради. Бу элементларнинг кўпчилиги уран, торий ва радиоактив калийдир, уларнинг чиқарган, яъни Ерда берган иссиқлиги Ер қуррасининг нурланиш оқибатида йўқотган иссиқлигига тенгдир. Шунинг учун табиатдаги радиоактив элементлар Ер қуррасининг муҳим иссиқлик манбаидир.

41-§. Атом энергияси. Радиоактив элементлар текширила бошлангандаёқ уларнинг емирилишида чиқадиган энергиядан халқ хўжалигида фойдаланиш орузи пайдо бўлди. Олимларнинг бу масала юзасидан тинмай олиб борган илмий текшириш ишлари натижасида ҳозир атом энергиясидан халқ хўжалигида фойдаланиладиган даражага етилди.

Дунёда биринчи атом электр станцияси СССРда 1954 йилда қурилди, бундаги реакторнинг электр Қуввати 5 МВт эди. Бу станцияда 5% ^{235}U билан бойитилган уран ишлатилади.

Ҳозирги вақтда АЭС ларда ^{235}U дан бошқа яна плутоний, торий каби атом ёқилгилар ҳам ишлатилади.

Уран ядроси нейтронлар таъсиридан емирилади, ҳар бир емирилишда 200 МэВ энергия чиқади ва бир неча нейтронлар бўшалади. Бу нейтронлар яна бошқа уран ядроларини емира бошлайди, шундай қилиб занжирли жараён давом этади. Бундай атом емирилишда жуда кўп энергия ажралади; бу химиявий реакцияларда чиқадиган энергиядан миллионларча марта ортиқдир.

Масалан, 1 кг кўмир 8 кВт, 1 кг нефть 15 кВт энергия беради; 1 кг ураннынг атомлари емирилишида чиқадиган энергия 2000 т кўмир энергиясига тенг.

Қуйида учта электр станциянинг электр энергияси таннархи келтирилган.

Электр станциялар	Ёқилги	Станция қудрати МВт	кв/соат, нархи (тийин ҳисобида)
Нововоронеж АЭС	бойитилган уран	1455	0,641
Криворож ГРЭС(№2)	кўмир	3000	0,895
Конак ГРЭС	мазут, газ	2400	0,712

1975 йилда СССР АЭС лари қудрати 4,7 млн кВт бўлди, 1980 йилда 13,8 млн кВт га этади.

Ҳозирги вақтда бизда кўп атом электр станциялар ишлаб турибди, буларнинг қудрати 600 МВт дан ортиқ, ўнинчи беш йилликда булардан ҳам катта АЭС қурилмоқда.

1959 йилда 44 минг от кучига эга «Ленин» номидаги музёраш ишга туширилди, 1975 йилда 75 минг от кучига эга «Арктика» ишга тушиб, 1977 йил 17 августда Ер қуррасининг шимолий қутбига борди.

ОЛТИНЧИ БОБ МОЛЕКУЛАНИНГ ТУЗИЛИШИ

42-§. Бирикмаларда валент электронларнинг иштироки.

Утган асрда элементларнинг валентликлари ва эквивалентлари ёрдами билан молекуланинг тузилиши текширила бошланди. Олимлар электролиз процессларини ўрганиш натижасида молекулада элементлар мусбат зарядли ва манфий зарядли бўлади деган назария яратишга уриндилар. Улуғ рус олими А. М. Бутлеров структура назариясини яратди. Бу назариянинг моҳияти қисқача қуйидагидан иборат: модданинг хоссалари фақат сифат ва миқдорий таркиби билангина эмас, молекулада атомларнинг қай тартибда жойлашиши ва бир-бирига таъсири билан ҳам белгиланади. Структура назарияси органик химияни фоят мунтазам равишда тартибга солди ва унинг энг муҳим пойдевори бўлди.

Химиявий бирикмалардаги валентлик ва эквивалент маъноларини англашда, уларни тасаввур этишда Менделеевнинг даврий қонуни ва элементлар даврий системаси катта роль ўйнади.

XIX асрда атом тузилиши ҳақида тўғри тушунча яратила бошлагандан сўнггина молекулада элементларнинг қандай боғланганлигини анча яхши тасаввур этиш имконияти туғилди.

Элементлар реакцияга киришганда уларнинг, асосан, сиртқи қават электронлари ва баъзи элементларнинггина сиртдан иккинчи қават электронлари иштирок этади. Масалан, бош группача элементларининг фақат сиртқи қават электронлари реакцияда иштирок этади, ёнаки группача элементларида эса сиртдан иккинчи қават электронларининг бир қисми ҳам иштирок эта олади. (II группанинг ёнаки группачаси бундан мустаснодир). Реакцияда иштирок этадиган электронлар *валент электронлар* деб аталади (34-параграфга қаранг). Валент электронлар сони электрон қаватлар структурасидан, яъни даврий системадан фойдаланиб аниқланади.

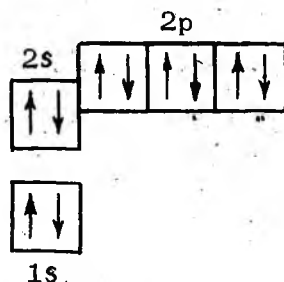
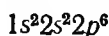
Тўртинчи квант сони электроннинг ўз ўқи атрофида айланишишни кўрсатиши ва электрон спини деб аталиши ҳамда ё манфий ёки мусбат қийматли бўлиши 32- параграфда айтиб ўтилган эди. Паули принципига кўра, бир атомда ҳамма тўрт квант сонлари тенг бўлган икки электрон бўлиши мумкин эмас, яъни бир-бирига ўхшаш икки электрон бир атомда бўла олмайди. Агар электрон қаватларнинг s , p , d каби гуруҳларида 1, 2, 3- квант сонлари тенг икки электрон бўлса, уларнинг тўртинчи квант сонлари тескари қийматли бўлади ва ўз ўқлари атрофида қарама-қарши томонга айланади. Тўпланган бир хил спинли электронлар $\uparrow\uparrow$ (ёки $\downarrow\downarrow$) ишораси билан белгиланади ва *параллел электронлар* деб аталади. Турли спинли жуфт

электронлар $\uparrow\downarrow$ ишораси билан белгиланади ва *антипараллел* электронлар деб аталади.

Электрон ўз ўқида айланганда, унинг атрофида магнит майдони ҳосил бўлади. Икки хил спинли — антипараллел электронлар магнит майдонларининг турли қутблари билан бир-бирига таъсир этиб туташади, яъни электрон булутлари бир-бирини қойлайди. Шундай жуфт электронлар атомга мустаҳкамлик беради. Масалан, инерт газларнинг орбиталларидаги барча гуруҳ электронлар ана шундай жуфт электронлардан иборатдир.

Қаватларда электронларнинг гуруҳланиши тубандагича ифодланади (неон электронлари):

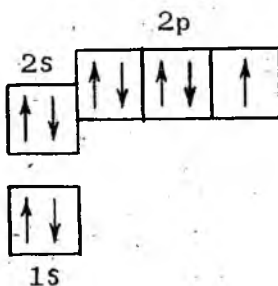
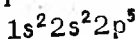
Ne



Катаклар энергетик сатҳларни кўрсатади ва кўпинча орбиталлар деб аталади.

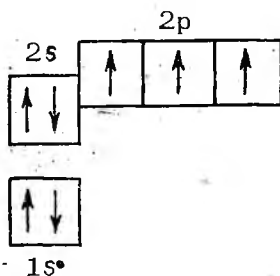
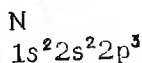
Фторнинг иккита электрон қавати бор (K , L) буларда электронлар $1s^2 2s^2 2p^5$ тарзида жойлашади. K — қаватдаги 2 электрон ($1s^2$) жуфт ва барқарордир; L — қаватдаги электронлар ҳам жуфт, аммо бу қаватнинг p - гуруҳидаги 5 электроннинг 4 таси икки жуфт ҳосил қилган, қолган биттаси тоқдир:

F



Фтор реакцияга киришганда шу тоқ электрон бошқа элемент атомларидаги валент электронларнинг тоқи билан жуфтлашиб олади.

Азотда икки электрон қават бор, биринчи қаватда $2s$ электрон, иккинчи, яъни сиртқи қаватда 5 электрон бор: $1s^2 2s^2 2p^3$. Бу қаватларда $1s^2 2s^2$ жуфт электронлар, $2p^3$ қаватнинг эса уч электронлари тоқ электрон ҳолидадир, яъни учта p - орбиталларга ҳам электронлар жойлашган.



Азот реакцияга киришганда унинг шу тоқ электронлари бошқа элементнинг валент электронларининг тоқлари билан жуфтлашиб олади ва p -орбиталлари тамом тўлади.

Шундай қилиб, молекулада атомларнинг боғланиши масаласини атомнинг тузилиш назарияси билан даврий система асосида изоҳлаш лозим.

Элементларни иккита гуруҳга — металллар ва металлоидларга қатъий ажратиш мумкин эмаслиги учинчи бобда кўриб ўтилди. Даврий қонунга кўра, даврнинг бошида актив металл, даврнинг охирида актив металлоид туради, даврнинг орасида металл хоссалари секин-аста металлоидлик хоссаларга ўтади. Бунда элементларнинг атомларида протон ва нейтронларнинг секин-аста ортиб бориши натижасида, атом массалар ҳам сакраб ортиб боради; электрон қаватлардаги электронлар сони ҳам шунга мувофиқ ортади. Бунинг натижасида, химиявий хоссалар ҳам типик металлоидга аста-секин сакраб ўзгаради. Худди шундай бирикмаларда атомларнинг боғланиш характери текширилар экан, атомларнинг икки хил характерда боғланиши: ион боғланиши ва ковалент боғланиши аён бўлади. Бу икки хил боғланишли бирикмалар ўртасида яна оралиқ бирикмалар борки, уларда атомларнинг боғланиш характери шу икки хил боғланишнинг бир-бирига яқинлигини кўрсатади.

Икки элемент орасида қандай химиявий боғланиш вужудга келиши элементларнинг *электроманфийлигига* боғлиқ. Электроманфийлик элементларнинг электронга мойиллигини характерлайди. Ионланиш потенциали билан электрон қабул қилганда ажралган энергиялар йиғиндисининг ярми электроманфийлик қиймати деб қабул қилинади.

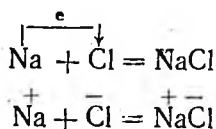
Даврий системада электроманфийлик чапдан ўнгга томон орта боради ва юқоридан пастга томон камаяди.

Химиявий боғланиш типларини бирма-бир кўриб чиқайлик.

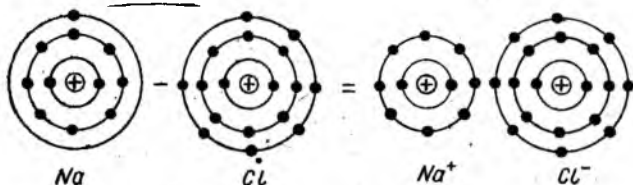
43- §. Ион боғланиш. Ишқорий металллар билан галогенлар қарама-қарши хоссали элементлар бўлганидан, улар реакцияга осон киришади. Ишқорий металл электронини галогенга беради. Уларнинг иккаласи ҳам мустақкам сиртқи қават ҳосил қилади, аммо уларнинг бири мусбат, бири эса манфий ион ҳолига ўтганидан ўзаро электростатик тортишиб туради. Электроманфийликлари орасида катта тафовут бўлган элементлар бир-бири билан шундай ион боғланиш ҳосил қилади.

Масалан:

яъни:

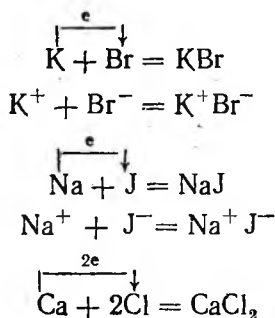


(стрелка электроннинг қайси элементга ўтганини кўрсатади). Бундай боғланиш *ион боғланиши* деб, баъзан *электровалент*, гоҳо эса *гетерополяр* (кўп қутбли) *боғланиши* деб ҳам аталади.

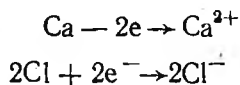


18- расм.

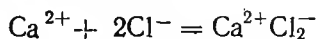
Мисоллар:



Кальций билан хлор реакцияга киришганда, кальций ўзининг сиртқи қаватидан икки электронни йўқотади, хлор эса бир электронни қабул қилиши керак, шунинг учун, бир атом кальций йўқотган икки электронни икки атом хлор қабул қилиб олади ва *p*-орбиталлари тамом тўлади:

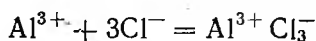
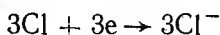
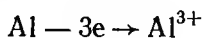


Кальцийнинг ҳосил бўлган иони икки мусбат зарядли бўлгандан у иккита хлор иони тортади:

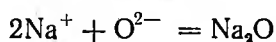
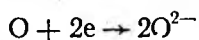
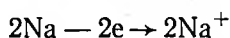


Алюминий билан хлор реакцияга киришганда алюминийнинг ҳар қайси атоми сиртқи қаватидан учта электронни хлорга бериб, Al^{3+} ионига айланади. Учта электронни хлорнинг учта атоми қабул

қилиб олади. Аллюминийнинг ҳар бир ионига учта ион хлор тўғри келади:



Натрий кислород билан ўзаро таъсир этганда бир атом натрийнинг сиртқи қаватидаги битта электрон бир атом кислородга етмайди, кислороднинг сиртқи электронлари сони 6 та, демак, у иккита электрон қабул қилиб олиши лозим. Натрийнинг иккита атомига бир атом кислород тўғри келади:



Na^+ , K^+ бир мусбат валентли, Ca^{2+} икки мусбат валентли, Cl^- , Br^- бир манфий валентли, O^{2-} икки манфий валентлидир.

Демак, валентлик ионлар заряди миқдорига, бошқача қилиб айтганда, йўқотилган ва қабул қилинган электронлар сонига боғлиқдир, шунинг учун бундай валентлик *электровалентлик* деб, боғланиш эса *электровалент боғланиш* деб аталади. Типик элементлар орасида бундай боғланиш осон вужудга келади, яъни оз электрон йўқотувчи ва оз электрон қабул қилиб олувчи элементлар бир-бирига осон таъсир этади. Бундай элементлар I, II группаларнинг бош группачаларидаги элементлар билан VI, VII группаларнинг бош группачаларидаги элементлардир. Ион боғланишли бирикмаларда мусбат ва манфий ионлар бир-бирини тортади, бир-бирига яқин келади-ю, аммо ўзаро бирикмайди, яъни молекула ҳосил қилмайди, чунки улар электрон қаватларининг манфий заряди бирикшига йўл қўймайди. Шунинг учун мусбат ва манфий ионлар бир-бирига тортилганда, маълум ораликкагина, яъни электрон қаватларнинг итарилиш кучлари мувозанатга келгунча яқинлашади.

Ҳар қайси ионнинг атрофида қийла кучли электр майдони бўлади, шу сабабдан, ҳар бир мусбат ион атрофига манфий ионлар жойлашади, ҳар бир манфий ион мусбат ионлар билан қуршалган бўлади. Бундай бирикмалар ионли кристалл бирикмалардир (50-параграфга қаранг). Булар айрим молекулалар ҳолида бўлмаса-да, уларнинг формулалари шартли равишда молекула тарзида ёзилади. Масалан: NaCl , KCl , KBr , NaF , CaCl_2 , MgCl_2 ва ҳоказо. Бунда бир Na^+ га бир Cl^- тўғри келади, бир Ca^{2+} га икки Cl^- тўғри келади деб тасаввур этамиз, холос. Бу бирикмалар буглатилганда NaCl , KCl каби молекулалар ҳолида учади, дейилади, лекин, барибир, улар Na^+ , Cl^- ва K^+ , Cl^- лардан иборатдир.

Типик ион боғланишдаги моддалар кристалл ҳолда, суюқланган ҳолда, сувдаги эритмаларда ва буг ҳолида ҳаминша ионлардан иборат бўлади.

44-§. Ковалент (атом) боғланиш. Агар реакцияга киришувчи элементларнинг электроманфийлиги тенг ёки бир-бирига яқин бўлса, электронлар бир атомдан иккинчи атомга ўтмайди. Химиявий бирикмаларда атомларининг бундай боғланишида электронлар атомлардан узилмайди ва бошқа элемент атомларига ўтмайди. Ўзаро таъсир этувчи элементлар атомларининг валент электронлари бу элементларга умумий бўлган жуфт электронлар ҳосил қилади, деб тасаввур этилади. Атомларнинг жуфт электронлар орқали боғланиши *ковалент ёки атом боғланиш* деб аталади. Кўпгина элементларнинг атомлари ўзаро ковалент бирикади, масалан H_2 , F_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 . Химиявий хоссалари бир-бирига яқин элементлар ҳам ўзаро ковалент боғланади, масалан: H_2O , CO_2 , NH_3 , CH_4 .

Водород молекуласида икки атом ўзаро бирикиб, H_2 ҳосил қилган. Водород атомининг ядроси атрофида фақат битта қават бўлса, бу қават мустаҳкам бўлиши учун унда иккита электрон айланиши керак, бундай қават гелий қавати деб аталади. Водород атомлари мустаҳкам бўлиши учун уларда гелий қавати бўлиши лозим. Водороднинг иккита атомидаги биттадан электрон ўзаро бирлашиб, жуфт электрон ҳосил қилади; бу электронлар иккала атомнинг ядросига ҳам тааллуқли бўлади ҳамда иккала ядро атрофида айланади ва *умумий жуфт электрон* деб аталади.

Бунда иккала водород атомининг ядролари ҳам гелий қаватига ўхшаш иккита электронли барқарор қават билан таъминланади.

Шундай қилиб, молекулада ҳар икки атом умумий жуфт электрон ёрдамида боғланган бўлади, бу ҳол *валент боғланиш* методи (ВБ) дейилади. Бунда атомларнинг электрон булутлари қанча кўп қопланса, боғланиш ҳам шунча мустаҳкам бўлади.

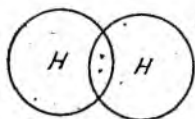
Ковалент боғланишда валент боғланиш методи билан ангилашуви мумкин бўлмаган масалалар бор. Масалан, кислород молекуласида иккита тоқ электрон бор; шунга кўра кислород молекуласи парамагнитли, у доимий магнит моментига эга ва магнит майдонига тортилади. Кислородда шундай иккита тоқ электрон мавжудлигини ВБ методи билан изоҳлаш қийин. Масалан, водороднинг H_2^+ каби молекуляр иони бор, бунда фақат битта электрон иштирок этади, унда ҳеч қандай жуфт умумий электрон йўқ. Буни ҳам ВБ методи билан тушунтириб бўлмайди. Буларни молекуляр орбитал методи (ММО) ёрдамида тушунтириш мумкин.

Электронларнинг атомдаги ҳолатини электрон орбиталлари (булутлари) кўрсатганидек, молекулаларда ҳам электронлар ҳолатини молекуляр электрон орбиталлар (МО) йиғиндиси кўрсатади. Ҳар қайси молекуляр орбиталда, атомидаги каби тескари спинли фақат икки электрон бўлиши мумкин (Паули принципи).

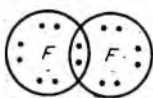
Иккала атом ҳам 8 электронли барқарор сиртқи қаватга эга бўлиб, *p*-орбиталлари электронлари тўла жуфтлашади.

Худди шундай мулоҳаза юритиб, N_2 , Cl_2 , CH_4 , NH_3 ва CS_2 лардаги ковалент боғланишларни ҳам ёзиш мумкин.

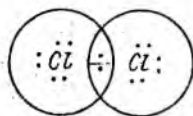
Cl_2 да жуфт электрон ҳосил қилиш учун ҳар қайси атомдан бир электрон, N_2 да эса ҳар қайси атомдан уч электрон иштирок этади.



19- расм.

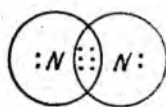


20- расм.

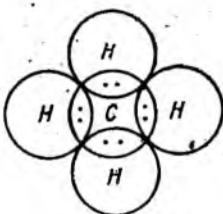


21- расм.

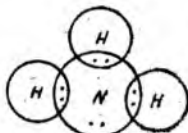
CH_4 да углероднинг тўрт тала электрони ҳам жуфт электронлар ҳосил қилишда иштирок этади. NH_3 да азотнинг сиртқи 5 та электронининг учтаси жуфт электронлар ҳосил қилади, CS_2 да олтингургуртнинг сиртқи 6 та электронидан иккитаси жуфт электронлар ҳосил қилади. Углерод тўрт валентли, азот уч валентли элементлардир. Водороднинг биргина электрони бор, бу электрон жуфт электронлар ҳосил қилишда иштирок этади. Демак, ковалент бирикмаларда элементларнинг валентлиги шу бирикмаларнинг жуфт электронлар ҳосил қилиш учун сарфланган электронлар сони билан белгиланади. Буларда спинлари турлича бўлган электронлар жуфтланган ва ҳар бир элементнинг ўз атомида жуфтланмаган, якка қолган электронларигина ковалент боғланишда иштирок этади. Масалан, азот атомидаги сиртқи электронлар $2s^2, 2p^3$ нинг жойланиши:



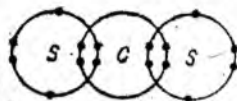
22- расм.



23- расм.

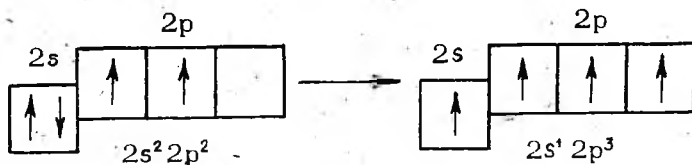


24- расм.

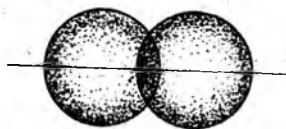


25- расм.

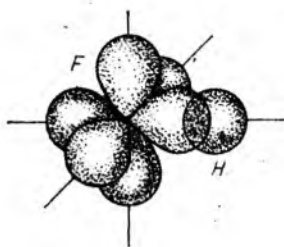
p - орбиталларда якка турган уч электрони ковалент боғланишда иштирок этади. Баъзан, ташқаридан кўпроқ энергия сарфланганда элементларнинг ўзида жуфтлашиб турган электронлари ҳам яккаланиб, бошқа элемент электронлари билан жуфтлашади ва ковалент боғланишда иштирок этади. Масалан, углероднинг сиртқи $2s^2, 2p^2$ қавати мана бундай ўзгаради:



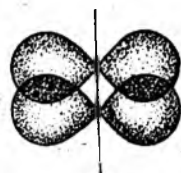
Бунда ташқаридан берилган кўпроқ энергия таъсирида, жуфт $2s^2$ электронлари яккаланиб, бошқа элемент электронлари билан жуфтлашиб кетади, буш орбиталлар ҳам бутунлай тўлади.



26- расм. Водород молекуласида электрон булутлар қопланиши.



27- расм. HF молекуласида сигма боғ билан Н ва F электрон булутлари қопланиши.



28- расм. π -боғланишда p -электрон булутлари қопланиши.

Демак, икки атомга тааллуқли бир-бирига тескари спиңли икки электрон ўзаро ковалент бирикади. Бу электронларнинг булутлари ўзаро қисман бир-бирини қоплайди. Боғланиш кўпроқ қопланиш томонига интилади, чунки булутлар қанча кўп қопланса, ковалент боғланиш шунча пишиқ бўлади. Демак, ковалент боғ маълум йўналиши олиши лозим. Масалан, водород атомлари ўзаро ковалент бирикиб, H_2 ҳосил қилганда икки атом ядролари уларни боғловчи бир ўқ устида бўлади, булутлари қопланади. Шундай ковалент боғланиш *сигма*-боғланиш дейилади ва у σ -боғ деб ёзилади. Водород атомлари ковалент боғланганда s -электронлар булутлари ўзаро қопланади. Бошқа элементларнинг икки атомининг s -электронлари бир ўқ устида ёки икки атомнинг s - ва p -электронлари ядроларидан ўтган бир ўқ устида булутлари қопланса, бундай боғланишлар ҳам сигма-боғланиш бўлади.

Агар булутлар атомларни боғловчи ўқнинг икки томонидан бирини қопласа π -боғланиш (π -боғ) дейилади.

s -электронлар сигма боғланади, p -электронлар эса ҳам сигма, ҳам π -боғланишда иштирок эта олади.

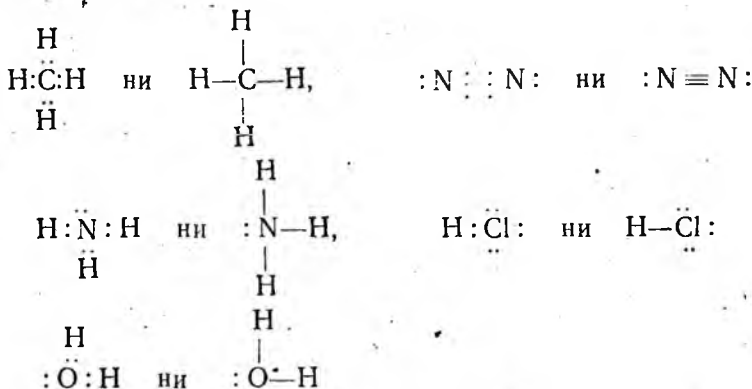
Атомларнинг турли орбиталаридаги электронлари, яъни турли сатҳчалардаги электронларнинг жуфтлашиб ковалент боғ ҳосил қилиши *орбиталларнинг гибридланиши* дейилади.

Бунда гибрид электрон булутлар мавжуд бўлади. Булутларнинг шакли ўзгаради, энергия сарфланади, лекин булутлар кўпроқ қоплангани туйғайли боғланиш пухтароқ бўлади, бу эса энергия чиқишига сабаб бўлади. Шундай қилиб, турли типдаги электронларнинг боғланишида гибридланиш вужудга келади.

Умумий (муштарак) жуфт электронлар ёрдами билан мавжуд бўлган ковалент боғлар одатда чизиқчалар билан кўрсатилади. Масалан:



бундаги бир чизик бир жуфт муштарак электронни, яъни бир ковалент боғни кўрсатади:



Атомнинг барча валентликлари банд бўлса, бу ҳол ковалент боғнинг тўйиниши дейилади. Масалан, CH_4 да ковалент боғлар тўйинган. Унга яна Н атомлари бирика олмайди.

Ковалент боғнинг йўналиши эса молекуланинг фазовий тузилишини кўрсатади. Ковалент боғланишда боғланувчи атомлардати электрон булутлар ўзаро қанча кўп қопланса, ковалент боғ шунча мустаҳкам бўлади ва маълум йўналишда жойланади. Бу ковалент боғнинг йўналиши дейилади.

Кислород сирт энергетик сатҳдаги иккита тоқ p -электронларнинг орбиталлари ўзаро перпендикуляр, яъни 90° бурчакли; булар икки водород атомидаги s -электронлар билан жуфтлашиб, ковалент боғланади ва сув молекуласини ҳосил қилади.

Боғлар аслида 90° бурчакли бўлиши керак, лекин тажрибада бу бурчак $104,5^\circ$ эканлиги маълум бўлган. Бу нарса электрон булутларининг кўпроқ қопланишга, яъни маҳкамроқ боғланишга интилуви сабабидандир.

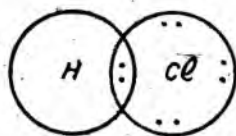
Кўп органик бирикмаларда атомлар ковалент боғланган бўлади.

45-§. Поляр боғланиш. Агар реакцияга киришувчи элементларнинг электроманфийлиги бир-биридан фарқ қилса ва бу фарқ электрвалент боғланиш ҳосил бўладиган даражада катта бўлмаса поляр боғланиш вужудга келади.

Поляр боғланишли бирикмаларда электронлар узилмайди, электронлар бириктириб олинмайди, икки элементдан ҳосил бўлган жуфт электронлар, ковалент боғланишдаги каби, шу икки элементга тааллуқли бўлиб, шу икки элемент атомларининг ядролари атрофида айланади, лекин элементлардан бирига яқинроқ сурилган бўлади.

Шунинг учун поляр боғланиш ҳам, асосан, ковалент боғланишдир, лекин бунда жуфт электронлар металлоидлик хоссалари кучлироқ (электроманфийроқ) элемент томон силжиган бўлади.

HCl , HF , SO_3 , SCl_2 бирикмалар поляр боғланишли бирикмалардир. HCl ни текшириб кўрамиз. Водороднинг электрони ва хлор-



29- расм.

нинг битта электрони жуфт умумий электрон ҳосил қилади, бу жуфт электрон водород атомининг ядроси атрофида ҳам, хлор атомининг ядроси атрофида ҳам айланади.

Бунда иккала атом ҳам барқарор қават билан таъминланган. Аммо хлорнинг металлоидлик хоссалари ва электроманфийлиги водородникидан кўп марта ортиқ, шунинг учун у умумий жуфт электронни ўзига кучлироқ тортади. Бундай бирикманинг тузилиши симметрик бўлмайди ва, жуфт электрон хлор атоми ядросига яқин турганидан, электрон булути хлор ёнида куюқроқ, хлорнинг манфий 'заряди эса ортиқроқ бўлади, яъни унда манфий қутб вужудга келади. Водородда, жуфт электрон узоқ турганлиги учун, мусбат қутб ҳосил бўлади. Бу зарядлар эффектив зарядлар деб аталади ва бундай боғланиш *поляр (қутбли) боғланиш* дейилади. Иккита металлоиднинг бирикиши, кўпинча, поляр бирикишдир. Бу элементларнинг қайси бирида металлоидлик хоссалари кучлироқ бўлса, ўша элемент электроманфий бўлади. Масалан, ClF бирикмасида жуфт электрон фторга томон, SO_2 да эса кислородга томон силжийди.

Демак, поляр боғланиш ковалент (атом) боғланиш билан ион боғланиш оралиғида бўлиб, характери ион боғланиш яқинлашган сари унинг полярлиги ортиб боради. Бошқача қилиб айтганда, бирикувчи элементларнинг электроманфийлиги бир-биридан кўпроқ фарқ қилган сари, бирикмаларнинг полярлиги ортиб боради.

Химиявий боғланишда иштирок этувчи электронлар валент электронлар деб аталади.

Валент электронлар сони одатда элементларнинг даврий системадаги группа номерлари орқали белгиланиши мумкин. Булар элемент атомида сирт қобиқ электронларидир. Баъзи элементларда, масалан, α -элементларда сиртдан иккинчи энергия сатҳдаги, f -элементларда сиртдан учинчи энергия сатҳ электронлари бўлиши мумкин.

Демак, химиявий боғ сони элементнинг йўқотган ёки қабул қилган электронлар сони ёхуд умумий жуфт электронлар ҳосил қилиш учун атомнинг сарф қилган тоқ электронлар сони билан белгиланади.

46- §. Поляр (қутбли) ва полярмас (қутбсиз) молекулалар. Ковалент боғланишли бирикмаларда элементларнинг валент электронларидан тузилган жуфт электронлар иккала атомнинг қоқ ўртасида туради. Уларнинг тузилиши симметрик бўлади ва мусбат ҳамда манфий электрлари молекулада бир текис тарқалади, яъни мусбат электр майдонининг оғирлик маркази манфий электр майдонининг оғирлик марказини қоплайди — маълум масофада жойлашган икки электр майдони йўқолади. Бундай молекула *полярмас молекула* деб аталади. Шунинг учун бундай молекулалар полярмас молекулалардир. CH_4 , CO_2 , CS_2 , H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 лар полярмас молекулаларга мисол бўлади.

Поляр боғланишли бирикмаларда жуфт электронлар бир эле-

ментга томон силжиши натижасида молекулада иккита электр қутби пайдо бўлади, бундай молекула *поляр молекула* деб аталади (45-§). Поляр молекуладаги атомлар орасида электр зарядлари баравар тақсимламаганлиги сабабли, молекула симметрик бўлмайди ва манфий ҳамда мусбат зарядларнинг марказлари бир нуқтага тўғри келмайди. Манфий ҳамда мусбат зарядларнинг миқдори тенг бўлиб, марказлари бир нуқтада бўлмаган ҳар қандай система *диполь* деб аталади. Шу сабабдан поляр молекулалар ҳам диполь бўлади. Поляр молекулада қутблар бир-биридан қанча узоқ бўлса, полярлик шунча ортиқ бўлади. Қутблар орасидаги масофа *диполь узунлиги* деб аталади. Полярлик диполь моментининг қиймати билан ўлчанади. Диполь узунлиги (l) нинг заряд (e) га кўпайтмаси *диполь моменти* деб аталади:

$$\mu = el,$$

бу ерда μ — диполь моменти; e — заряд; l — диполь узунлиги. Электрон заряди $4,8 \cdot 10^{-10}$ электростатик бирикка, диполь узунлиги эса атом ва молекулалар миқёсида бўлганида 10^{-8} см га тенг, демак, диполь моменти $\mu = 10^{-18}$ чамаси бўлади.

Полярмас молекулаларда $l = 0$ бўлганидан, диполь моменти μ ҳам 0 га тенгдир.

Бирикмаларда диполь момент ошган сари улар ион боғланишли бирикмаларга яқинлашади.

Қуйидаги жадвалда баъзи бирикмаларнинг диполь моменти кўрсатилган.

Диполь моменти вектор катталиқдир. Агар молекулада бир қанча поляр боғланиш бўлса, молекуланинг умумий диполи шу боғланишлар диполь моментларининг параллелограмм қонунига асосида қўшилган йиғиндисига тенг. Масалан, CO_2 бирикмасида $\text{C}=\text{O}$ боғланиш полярдир, лекин бу боғланиш бир-бирига симметрик жойлашган:

Поляр моддалар	Диполь моменти	Полярмас моддалар	Диполь моменти
H_2O	$1,84 \cdot 10^{-18}$	CO_2	0
SO_2	$1,60 \cdot 10^{-18}$	CS_2	0
NH_3	$1,46 \cdot 10^{-18}$	N_2	0
H_2S	$1,1 \cdot 10^{-18}$	H_2	0
HCl	$1,03 \cdot 10^{-18}$	O_2	0
HBr	$0,79 \cdot 10^{-18}$		
HJ	$0,38 \cdot 10^{-18}$		



Демак йиғинди диполь нолга тенг, шу сабабдан CO_2 молекуласи поляр боғланишли бўлса-да, аммо у поляр молекула эмас. Худди шундай ҳодиса CS_2 молекуласида ҳам кузатилади.

47-§. Молекулалараро куч. Молекулалар электронейтрал ҳамда валентликлари тўйинган бўлса-да, улар бир-бирини тортади. Молекулалар орасидаги бу куч *молекулалараро куч* деб аталади. Бу тортилиш кучлари молекула ва ундаги атомларнинг электр зарядларидан келиб чиқади ва электр қонунига бўйсунди, яъни зарядли заррачаларнинг ўзаро тортишув кучи зарядлар миқдорига тўғри пропорционал ва зарядларнинг марказлари орасидаги масофага тескари пропорционалдир.



Молекулалар, атомлар ва ионлар ҳаминша ҳаракатда бўлади. Улар бу ҳаракатларида бир-бирига яқин келганда уларнинг электр майдонлари ўзаро таъсир этади. Юқоридаги қонунга мувофиқ, заррачаларнинг заряди қанча катта ва улар орасидаги масофа қанча кичик бўлса, уларнинг ўзаро таъсири шунча кучли бўлади. Натижада, бу молекулаларда зарядланган заррачалар ўз жойини ўзгартиради — тегишли равишда силжийди ёки жойлашади. Бу ҳодиса *қутбланиш (поляризация)* деб аталади.

Ион ва атомлар бирор электр майдонида жойлашган, деб тасаввур этиб, уларнинг қутбланишини кўриб чиқайлик.

Ҳар қандай ион, атом ёки молекула электр майдони таъсирида бўлса, электронлар электр майдонининг мусбат қутби томон, яъни атом ядросига нисбатан силжийди — қутбланади, бунда бўшроқ боғланган электронлар кўпроқ қутбланади. Бу хилдаги қутбланиш *электрон қутбланиши* дейилади.

Электр майдони таъсири натижасида молекулада айрим атомлар (атомлар группаси) ҳам бир-бирига нисбатан силжиши мумкин. Мусбат зарядланган заррача электр майдонининг манфий қутби томон, манфий зарядланган заррача эса электр майдонининг мусбат қутби томон силжийди. Бу ҳодиса *атом қутбланиши* деб аталади.

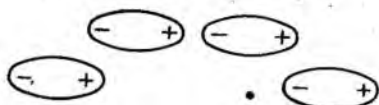
Агар полярмас молекула электр майдонига жойлаштирилса, бу молекулада қутблар ҳосил бўлади, яъни молекула қутбланади ва деформацияланади (юқоридаги расм).

Полярмас молекула диполга айланади, бу эса индукцияланган *диполь* дейилади. Ташқи электр майдонининг таъсири йўқотилса, диполнинг деформацияси ҳам йўқолади, молекула асли ҳолига — полярмас ҳолга қайтади.

Поляр молекулалар ҳаминша ўзаро таъсир этади. Улар бир-бирига нисбатан қарама-қарши қутблари билан жойлашишга интилади, чунки қарама-қарши қийматли қутблар ўзаро тортилади (97-бетдаги расм).

Молекулалар орасидаги бундай тортишув кучлари *ориентация кучлари* дейилади. Молекулаларнинг қарама-қарши қутблари ўзаро тортишуви натижасида улар деформацияланади, диполь моментлари катталашади, яъни қутбланади. Диполлик қанча кучли бўлса, ориентация шунча осон бўлади. Масалан, сув молекулаларидаги боғланиш поляр боғланишдир (уни жуфт электронлари силжиган ковалент боғланиш деса ҳам бўлади). Сувнинг молекулалари қутбларига қараб ориентацияланади. Молекулалар анча кучли диполь бўлганидан, ҳатто $(\text{H}_2\text{O})_2$, $(\text{H}_2\text{O})_3$, $(\text{H}_2\text{O})^n$ тарзида ҳам бирикади. Бир хил молекулаларнинг бир-бири билан бундай бирикши *ассоциация* дейилади. Суюқ аммиак, ацетон ва турли спиртларда ҳам ассоциация хусусияти бор, аммо бу хусусият турлича бўлиши мумкин.

Агар бир-бирига яқин келган молекулалардан бири поляр (ёки ион), иккинчиси полярмас бўлса, юқорида баён этилганидек, по-



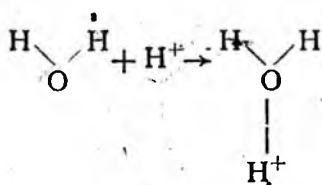
лярмас молекула поляризация натижасида индукциланган диполга эга бўлиб қолади. Оқибатда поляр молекуланинг туғма диполи билан полярмас молекуланинг индукциланган диполи ўзаро тортишади. Шундай қилиб бу иккала молекула бир-бирига тортилади. Бундай тортишув кучи *индукция кучи* деб аталади.

Молекулада электронлар тегишли равишда тебранганда ҳам улар орасида тортишув кучи бўлиши мумкин. Бундай куч *дисперсион куч* деб аталади. Молекулаларо куч Ван-Дер Ваальс кучи деб ҳам аталади. Бу куч юқорида айтилган уч хил кучлар йиғиндидан иборатдир.

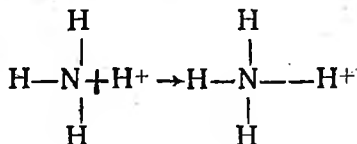
48-§. Водород боғланиш. Молекулада атомларнинг боғланиш типларидан яна бири водород воситасида бўладиган боғланишдир, бундай боғланиш *водород боғланиш* дейилади.

Водороднинг иони фақат ядродан иборат, ядро эса битта протондир. Бошқа барча элементларнинг ионлари бир ёки бир неча электрон йўқотган бўлиб, ядролари атрофида яна электронлар қолади. Демак, водород иони электронсиз ядронинг ўзи, шу сабабдан бошқа ионларга қараганда мингларча марта кичикдир. Водород иони кичик бўлгани ва электронлари бўлмагани учун, уни бошқа элемент атоми ёки ионининг электрон қавати итармай, балки тортади, натижада уларнинг бирикиши ҳам мумкин.

Масалан, водород иони сув молекуласидаги кислородга бирикади:



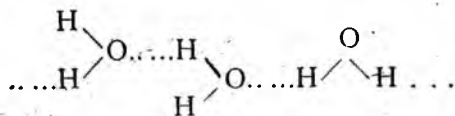
Ҳосил бўлган $[\text{H}_3\text{O}]^+$ *гидроксоний* деб аталади. Водород иони аммиакдаги азотга бирикиши мумкин:



Ҳосил бўлган NH_4 аммонийдир.

Водороднинг жуда актив металлоидлар (масалан, F ва O) билан ҳосил қилган бирикмаларида водород боғланиш кучлироқ на-

моён бўлади. HF ҳамда H₂O да жуфт электронлар фторга ва кислородга силжиган бўлади, водороднинг узоқда ёлғиз қолган ядроси, эркин H⁺ каби, бошқа элементларнинг электрон қаватларига тортилиши ва бирикиши мумкин. Водород боғланишни водороднинг гуё иккинчи валентлиги деб тасаввур этиш мумкин:



Шундай қилиб, водород боғланиш ҳам диполь молекулалар таъсири каби, сув ва турли органик моддалар молекуласининг ассоциланишига ёрдам беради.

ҚАТТИҚ МОДДАЛАРНИНГ ТУЗИЛИШИ

49-§. Моддаларнинг агрегат ҳолатлари. Моддалар ташқи шароитга, температура ҳамда босимга қараб газ, суюқ, қаттиқ ва плазма ҳолатларда бўлиши мумкин. Моддаларнинг бу ҳолати *агрегат ҳолат* деб аталади. Баъзи моддаларда бу агрегат ҳолатнинг иккитаси ёки биттасигина бўлиши мумкин. Баъзи моддалар эса айни бир шароитнинг ўзида уч агрегат ҳолатда ҳам бўла олади.

Моддаларнинг қаттиқ ҳолатдан суюқ ҳолатга ўтиши *суюқланиш* деб, суюқ ҳолатдан буғ ҳолатига (газ ҳолатига) ўтиши эса *буғланиш* деб аталади. Баъзи моддалар қаттиқ ҳолатдан тўғридан-тўғри газ ҳолатига ўтиши мумкин, бу ҳодиса *учиш (сублиматланиш)* дейилади. Газнинг тўғридан-тўғри қаттиқ ҳолатга ўтиши *десублиматланиш* деб аталади. Газнинг суюқ ва қаттиқ ҳолатга ўтиши *конденсатланиш* дейилади. Моддаларнинг суюқ ҳолатдан қаттиқ ҳолатга ўтиши *қотиш* деб аталади.

Моддаларнинг бир агрегат ҳолатдан иккинчи агрегат ҳолатга ўтишида улардаги энергия запаси ўзгаради — улар иссиқлик ютади ёки чиқаради. Модда конденсатланганда иссиқлик чиқади, модда буғланганда эса иссиқлик ютилади.

Г а з л а р. Газларнинг заррачалари бир-биридан узоқ бўлади; уларнинг ўзаро тортишиш кучи ғоят кичик, тарқалиши осон, шунинг учун улар бутун бор ҳажми эгаллайди. Аммо газлар эгаллаган ҳажмга қараганда газ заррачалари ҳажмларининг йиғиндиси жуда кичик, шу сабабли газларни сиқиш мумкин. Бир заррача ўз ҳаракатида ҳажмнинг ҳар қандай жойида бўлиши мумкин. Демак, газ молекулалари тўғри йўналишда ғоят катта тезлик билан ҳаракат қилади, аммо улар ўз йўлларида бошқа молекулаларга тез-тез урилиб, ҳаракат йўналишини ўзгартиради. Шунинг учун газ молекулалари жуда тартибсиз жойлашади ва тартибсиз ҳаракат қилади. Газ заррачаларининг идиш деворига урилиши натижасида газ босими вужудга келади.

С у ю қ л и к л а р. Суюқликларнинг жуда оз сиқилиши ва ҳажмини қарийб ўзгартирмаслиги суюқлик молекулаларининг бир-бирига яқин жойлашганини кўрсатади. Суюқликларнинг муайян шакли бўлмайди, улар қандай шаклдаги идишда турса, ўша идиш шаклини олади. Суюқлик заррачалари ўз ҳажмида бир қадар эркин ва тартибсиз ҳаракатда бўлади, лекин суюқликнинг қотиш температурасига яқин температураларда шу суюқлик молекулалари ба-тартиб жойлаша бошлайди.

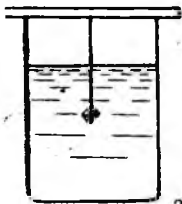
Қаттиқ моддалар. Қаттиқ моддалар одатдаги шаронгта ўз шаклини ва ҳажмини ўзгартирмайди. Қаттиқ моддаларнинг заррачалари ҳам ҳаракатда бўлади, лекин уларнинг ҳаракати бир нуқта ёнида тебранишдан иборат бўлади, заррачаларнинг ўзаро тортишиш кучлари каттадир.

Плазма. Плазма бутунлай ёки қисман ионланган ҳолатдаги моддадир, яъни электронейтрал молекулалар, ионлар ва эркин электронлардан иборат газдир. Юлдузлар, Қуёш, юлдузлараро ва планеталараро газлар плазмадан иборатдир. Бутун борлиқнинг 99,9% плазмадир дейиш мумкин. Ер атмосферасида чақмоқ таъсирида плазма ҳосил бўлади, сунъий йўллар билан масала, электр ёйида плазма олиш мумкин. Плазмалар температураси миллионларча даражаларга етади. Плазмада химиявий синтезлар олиб бориш қулайлиги, уларни автоматик идора этиш мумкинлиги, ус-жуналарнинг оддийлиги саноатда плазмохимиявий усулларнинг аҳамияти катталигини кўрсатади. Химиянинг бу соҳаси *плазмохимия* дейилади.

50-§. Кристалл моддалар. Қаттиқ моддалар иккига: аморф моддалар билан кристалл моддаларга бўлинади.

Аморф моддаларнинг заррачалари тартибсиз жойлашган бўлади, улар синдирилганда ҳам тартибсиз йўналишларда синади, синиқларида текис юзалар бўлмайди. Қиздирилганда аста-секин юмшаб боради ва аста-секин суюқланади, уларнинг муайян бир суюқланиш температуралари ва қотиш температуралари бўлмайди. Аморф моддаларнинг кристалл моддалардан фарқи ана шу. Елим ва канифоль аморф моддалардир. Аморф деган сўз шаклсиз демакдир. Аморф моддаларнинг барча йўналишда хоссалари бир хил бўлади, бу хусусият *изотропик* деб аталади. Шиша ҳам аморф модда деб ҳисобланади, лекин унинг хоссалари аморф модда хоссаларига ўхшаса-да, сўнгги вақтда ўтказилган кўпгина текширишлар натижасида, шишанинг баъзи жойларида аморф қаватлар орасида заррачалари тартибга кирган микрокристалл қисмлар борлиги аниқланди. Бу қисмлар *кристаллитлар* деб аталади. Шиша ва шундай хоссаларга эга бўлган бошқа моддалар, аморф моддалардан фарқли ўлароқ, шишасимон моддалар деб атала бошлади.

Кристалл моддаларнинг заррачалари жуда тартибли, муайян геометрик шаклларда жойлашган бўлади. Қаттиқ моддалар текширилганда улар қандай ҳолатда эканлигини — аморф ҳолатдами ёки кристалл ҳолатдами эканлигини, агар кристалл ҳолатда бўлса, уларнинг кристалл тузилиши қандай, деган масалаларни ҳал қилиш лозим бўлади.



30 расм.



Баъзи моддалар, шаронгта қараб, баъзан аморф, баъзан эса кристалл ҳолатда бўлиши мумкин. Каучук, елим ва шу каби типик аморф моддалар тегишли шаронгта кристалл ҳолатда ҳам олинган.

Кристаллар ҳақидаги фан

кристаллография деб аталади. Биз кристаллар ва уларнинг тузилиши билан қисқача танишиб ўтамиз.

Кристалл моддалар муайян суюқланиш ва қотиш температура-ларига, муайян геометрик шаклларга эгадир, уларнинг хоссалари турли йўналишларда турлича бўлади, бу хусусият *анизотроплик* деб аталади.

Масалан, кристалл моддаларнинг механик пухталиги, иссиқлик ва электр ўтказувчанлиги, суюқланиш тезлиги турли йўналишларда турлича бўлади. Анизотроплик, баъзан, *векторлик* деб ҳам юр-тилади. Анизотроплик кристалларнинг ички тузилишига боғлиқдир. Кристалл моддалар синдирилганда уларнинг бўлаклари ҳам те-кис юзали бўлиб, баъзан, уларнинг батартиб тузилганлиги ҳам кў-риниб туради.

Суюқликларнинг қотишида, газларнинг десублиматланишида ёки эритмаларнинг буғланишида моддалар кристалл ҳолатда ҳо-сил бўлади. Кристаллар, кўпинча, эритмалардан олинади. Эритма иситилганда эритувчи буғданиб, кристаллар қола бошлайди. Бу ҳодиса *кристалланиш* деб аталади. Кристалланиш шароитига қа-раб, кристаллар майда ёки йирик бўлиши мумкин. Эритма паст температурада секин-аста буғлатилганда йирик кристаллар, юқо-ри температурада буғлатилиб, тез совитилганда эса майда кри-сталлар ҳосил бўлади.

Ҳосил бўлган кичик бир кристалл жуда ингичка ипга боғланиб, эритма ичига осиб қўйилса, мунтазам равишда ўсган йирик кри-сталл олиш мумкин (30-расм). Бу процесс *кристаллни ўстириш* деб аталади.

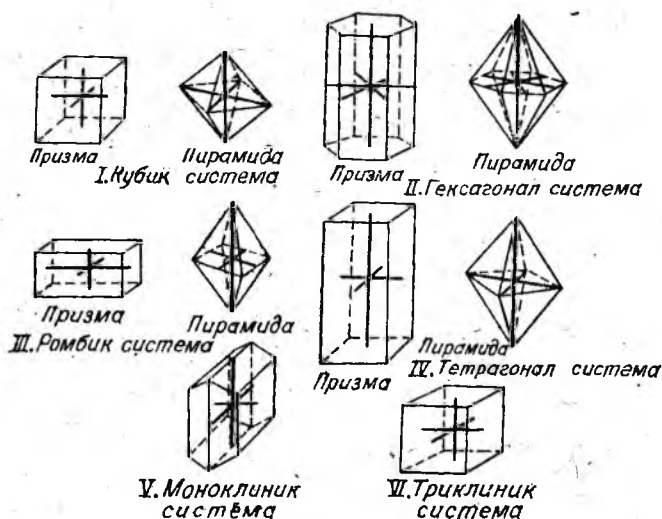
Кристалларнинг шакли жуда кўп, улар асосан, 32 синфга бўли-нади, бу синфлар 6 та системага тўпланган:

- | | |
|----------------------------------|------------------------|
| 1. Кубик система. | 4. Гексагонал система. |
| 2. Тетрагонал (квадрат) система. | 5. Моноклиник система. |
| 3. Ромбик система. | 6. Триклиник система. |

Системалар симметрия марказлари, симметрия ўқлари, сим-метрия юзалари билан ифодаланади; булар *симметрия элементла-ри* дейилади. Ош тузининг (натрий хлориднинг) кристалли куб шаклида бўлиб, кубик системага киради.

51-§. Кристалларнинг ички тузилиши. Кристалларни ташкил этган заррачалар шу кристалларнинг ҳажмида батартиб, геомет-рик равишда жойлашади, бу жойлашиш *кристалл панжараси* деб аталади. Панжаранинг баъзиларида заррачаларнинг бир-бирини қандай куч билан тортишиб туришига қараб, панжаралар бир не-ча хилларга бўлинади: *ион панжара, атом панжара, молекуляр панжара* ва ҳоказо. Металларнинг кристалл панжараларида ҳам айрим хусусиятлар бўлганидан улар *металл панжаралар* деб ата-лади.

Полярмас ва оз поляр (ковалент) боғланишли молекулалар-дан тузилган кристалларнинг панжаралари тугунларида молеку-лалар туради. Сув, азот, кислород, аммиак, карбонат ангидрид

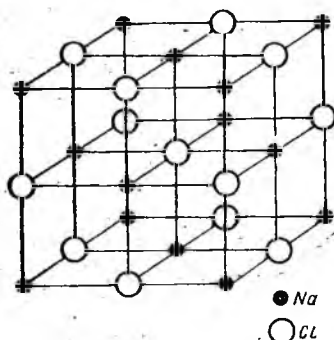


31- расм.

ва кўпгина органик моддаларнинг кристаллари бунга мисол бўла олади. Бундай панжара *молекуляр панжара* дейилади. Улар мустақкам бўлмайди, уларда молекулаларни фақат *молекулалараро кучлар*гина тортиб туради; бу кристаллар анча паст температураларда суюқланади.

Атом панжараларининг тугунларида атомлар туради, бу атомлар ўзаро ковалент боғланган бўлади. Шу сабабдан, кристаллари атом панжарали моддалар, кўпинча, юқори температураларда суюқланувчи мустақкам моддалардир. Олмос, графит, карборунд ана шундай моддалар жумласига киради.

Ион панжарали кристалларнинг тугунларида ионлар туради. Ионларнинг зарядлари бир-бирига кучли тортилиб турганидан бу



32- расм. NaCl кристаллининг элементар катакчаси.

моддалар қийин суюқланувчи мустақкам моддалардир. Кўпгина асослар, кислоталар ва тузларнинг кристалл панжаралари ионлардан тузилган бўлади. Буларда ҳар бир мусбат зарядли ион атрофини манфий зарядли ионлар, ҳар бир манфий зарядли ион атрофини эса мусбат ионлар қуршайди.

Панжаранинг кристалл структурасини кўрсата оладиган кичик бир ҳажми *элементар катакча* деб аталади. 32-расмда NaCl кристаллининг элементар катакчаси кўрсатилган.

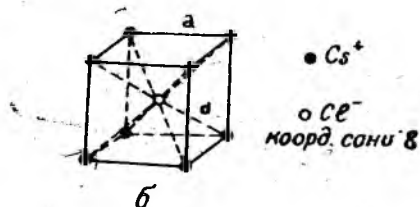
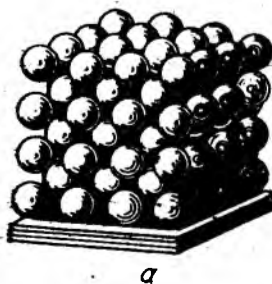
Металл кристалларида аҳвол таомом бошқача бўлади. Кристалл панжа-

раларининг баъзи тугунларида нейтрал атомлар, баъзи тугунларида эса электронлар йўқотган ионлар туради. Бу ионларда узилган электронлар кристалл ичида эркин ҳаракат қилади ва *электрон газ* деб аталади. Уларнинг баъзилари ҳаракатланиш натижасида ионларга яқинлашиб, улар билан бирикиши ва ионларни нейтрал ҳолга айлантириши, бошқа нейтрал атомлардан яна электронлар узилиши мумкин. Демак, металл кристалларида атомларнинг ионларга, ионларнинг эса атомларга айланиш процесси тўхтовсиз давом этиб туради. Металларга ультрабинафша нурлар еғдирилганда электронлар узилиш процесси зўраяди. Металл кристалларида эркин электронларнинг борлигидан металллар электр ва иссиқликни яхши ўтказади. Аксари металлларнинг ялтироқлиги, яссила-нувчанлиги, кул ранглиги, шаффоф эмаслиги — буларнинг ҳаммаси кристалл тузилишига боғлиқдир. Бундай кристалларда зарраларнинг бир-бирига тортишув кучлари ҳам ковалент, ҳам ион боғланишдандир.

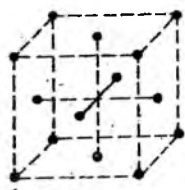
Тубанда қисқача хулоса келтирамиз. Молекуляр панжарали кристалларда молекулаларни фақат молекулалараро тортишув кучлари ушлаб тургани учун бундай кристаллар пухта бўлмайди ва паст температурада суюқланади.

Ион ва атом панжарали кристалларда ион ва атомлар валент кучлари билан боғланиб турганидан кристаллар мустаҳкам бўлади ва юқори температурада суюқланади. Металларнинг тузилишида ҳам ионлар иштирок этганидан уларнинг кристаллари анча пухта бўлади ва кўпчилиги юқори температурада суюқланади. Фақат бир зарядли ишқорий металларгина паст температураларда суюқланади. Тугунлардаги ионларнинг зарядлари ортган сари ионлар тортилиши кучлироқ, кристалл эса мустаҳкамроқ бўлади.

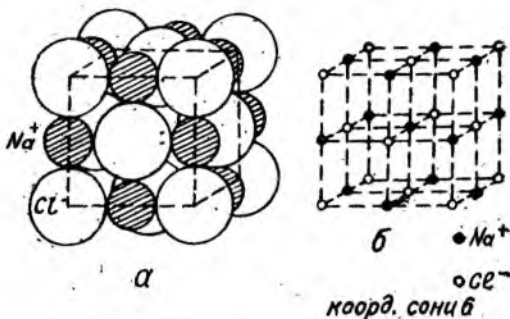
Кристаллнинг мустаҳкамлиги кристалл энергияси деб аталадиган миқдор билан ўлчанади. Бир грамм-молекула кристалл модданинг шу температурада идеал газ ҳолида бўлган моддалардан ҳосил бўлишида чиққан энергия *кристалл панжара энергияси* деб аталади. Бу энергия кристаллдаги заррачаларнинг ўзаро тортишув кучига тенг бўлади ва кристалларни емириш учун ҳам шу



33-расм. Ҳажмий марказлашган кубик кристалл: а — Cs^+ ва Cl^- нинг тахланиши; б — CsCl нинг элементар катакчаси.



34-расм. Ётла-ри марказлашган кубик кристалл.



35-расм. a — Na^+ ва Cl^- ning тахланиши; $б$ — NaCl ning элементар катакчаси.

миқдор энергия сарф қилинади. Масалан, NaCl ning кристалл панжара энергияси 774,04 кЖ га тенг.

Кристаллда ҳар бир ион ёки атом атрофида жойлашган ва бевосита таъсир этиб турган бошқа атом ёки ионлар сони *координацион сон* деб аталади. Бу сон заррачаларнинг катта-кичиклиги ва уларнинг кристаллда тахланиш зичлигига боғлиқдир. Заррачалари зич тахланган кристалларда координацион сон 12 га тенгдир; кўпгина металлнинг кристалларида шундай бўлади. NaCl кристаллида эса координацион сон 6 га тенг, 2, 3, 4, 5, 6, 8, 12 координацион сонлар кўп учрайди.

Баъзи бирикмаларнинг ҳамда натрий, калий, темир, вольфрам ва бошқа кўпгина металлнинг кристаллари куб шаклида, уларнинг атомлари ёки ионлари эса зич тахланган бўлади, атомлар ёки ионлар кубнинг учларида ва марказида туради. Бундай кристалл тузилиш *ҳажмий марказлашган кубик кристалл панжара* дейилади (33-расм). Атомлар ва ионлар шар шаклида деб тасаввур қилсак, уларнинг зич тахланишини ва кристаллнинг бир катакчасини 36-расмдаги каби тасаввур этиш мумкин.

Баъзи бирикмалар ҳамда кальций, мис, қумуш, олтин ва кўпгина металллар бошқа типда кристалланади. Уларнинг атомлари ҳам кубнинг учларини ва ёқлари марказини ишғол этади (34-расм). Бундай тузилиш ёқлари марказлашган кубик кристалл панжара деб аталади.

NaCl кристаллида эса ионлар кубнинг учларида, кубнинг марказида ва ёқлари ўртасида туради (35-расм).

52-§. Кристаллдаги заррачалар радиуси. Кристаллда икки заррача марказлари орасидаги масофа панжара константаси деб аталади. Бунда заррачалар (атомлар ёки ионлар) кўрра шаклида бўлади ва бир-бирига тегиб туради, деб тасаввур қилинади. Демак, панжара константаси икки заррача радиусларининг йиғиндисига тенг бўлади. Радиуслар кристалларни рентген нурлари ва нейтрон сингари элементар заррачалар ёрдами билан текшириш орқали ҳисобланади.

Масалан, натрий металнинг кристаллари текширилиб, кристалл панжара константаси $d = 3,72 \text{ \AA}$ эканлиги аниқланган, демак, заррача радиуси $r = \frac{d}{2} = \frac{3,72}{2} = 1,86 \text{ \AA}$ дир.

Бу натрий заррачасининг ҳақиқий радиуси эмас, албатта, чунки кристаллда икки атом бир-бирига тегиб турмайди, улар орасида бир қадар масофа бўлади. Буни қайд этиш учун бундай радиусларни *эффектив радиуслар* деб атаймиз. Эффектив радиус ҳақиқий радиусдан катта бўлади.

Кристалл икки йондан иборат бўлса, масала бир оз мураккаблашади. Масалан, NaBr кристаллини олайлик. Кристалл панжара константаси Na^+ ва Br^- ионларнинг марказлари орасидаги масофани кўрсатади: $d = r_{\text{Na}} + r_{\text{Br}}$ лекин уларнинг радиуслари тенг эмас. Ионлардан бирининг радиуси маълум бўлса, бу радиус орқали иккинчи ионнинг радиуси ҳисобланади.

NaBr нинг панжара константаси $1,37 \text{ \AA}$; Na^+ нинг эффектив радиуси $0,98 \text{ \AA}$, бундан Br^- нинг эффектив радиусини ҳисоблаймиз:

$$r_{\text{Br}} = d - r_{\text{Na}} = 1,37 - 0,98 = 0,39 \text{ \AA}$$

Мусбат ионнинг радиуси нейтрал атомнинг радиусидан кичик бўлади; ионлар зарядининг ортиши билан уларнинг радиуслари камайиб боради:

$$\text{Mn}^0 - 1,29; \text{Mn}^{2+} - 0,91; \text{Mn}^{3+} - 0,70; \text{Mn}^{4+} - 0,52; \text{Mn}^{7+} - 0,46;$$

$$\text{Cu}^0 - 1,27; \text{Cu}^{+1} - 0,96; \text{Cu}^{2+} - 0,70.$$

Манфий ионнинг радиуси нейтрал атомнинг радиусидан катта бўлади:

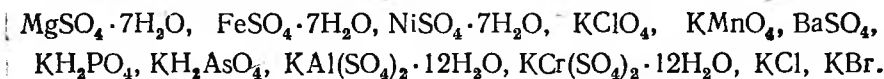
$$\text{S}^0 - 1,02; \text{S}^{2-} - 1,74$$

Нейтрал атом ёки ион электрон бириктириб олган сарй ҳажми катталашади.

$$\text{J}^- - 2,20; \text{J}^0 - 1,36; \text{J}^{5+} - 0,94; \text{J}^{+7} - 0,50.$$

Буларнинг ҳаммаси A билан ифодаланган эффектив радиуслардир.

53- §. Изоморфизм ва полиморфизм. Химиявий хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшаш баъзи моддаларнинг кристаллари бир хил шаклда бўлади. Бундай моддалар *изоморф моддалар* деб аталади (изоморф бир шаклли демакдир), изоморфлик ҳодисаси эса *изоморфизм* деб юритилади. Масалан:



Изоморф моддаларнинг эритмалари аралаштирилиб, кейин кристаллантирилса, улар биргалашиб кристалл ҳосил қилади. Кристалл панжаранинг баъзи тугунларида бир модда, баъзи ту-

гунларида эса бошқа модда жойлашади. Масалан, магний сульфат ва темир сульфат эритмаларини аралаштириб кристаллантисак, кристаллар тузилишида иккала модда бирга иштирок этади. Бундай кристаллар *аралаш кристаллар* дейилади. Аралаш кристаллардаги моддаларнинг миқдорий нисбати эритмалар аралашмасидаги миқдорий нисбатига боғлиқ бўлади. Изоморф моддаларда ионларнинг зарядлари тенг ва радиусларининг катталиклари ўхшашроқ бўлади, шунинг учун улар биргалашиб, кристаллар ҳосил қила олади.

Масалан, KCl , KBr да $r_{Cl^-} = 1,81\text{Å}$; $r_{Br^-} = 1,96\text{Å}$,

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$; $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ да $r_{Mg^{2+}} = 0,78\text{Å}$; $r_{Fe^{2+}} = 0,83\text{Å}$.

Кристалл шакллари бир хил, ammo ион радиуслари анча фарқ қиладиган ионлар изоморф бўлмайди.

Изоморфизмга тамом қарама-қарши бир ҳодиса борки, у *полиморфизм* деб аталади. Бу ҳодиса бир модданинг, шароитга қараб, турли шаклда бўлган кристаллар ҳосил қилишидир (полиморф кўп шаклли демакдир). Одатда, бир модданинг турли полиморф шакллари температура ва босимнинг муайян интервалларида барқарор бўлади.

Масалан, олмос ва графит кристаллари ромбик ва моноклиник шаклга эга. Модданинг бир кристалл шаклдан бошқа кристалл шаклга ўтиши *полиморф ўзгариш* деб аталади.

Минераллар орасида полиморфизм айниқса кўп учрайди.

TiO_2 нинг анатаз, рутил, брукит номли, $CaCO_3$ нинг эса кальцит, арагонит номли полиморфлари бор.

САККИЗИНЧИ БОБ

КИНЕТИКА ВА ХИМИЯВИЙ МУВОЗАНАТ

54-§. Реакция тезлиги. *Химиявий кинетика* химиявий реакцияларнинг тезлигини ва унга турли факторларнинг таъсирини текширади. Турли факторлар моддаларнинг химиявий хоссалари, температура, босим, концентрация ва катализаторлардир. Баъзи реакциялар, масалан, моддаларнинг портлаши бир онда тамом бўлади, баъзи реакциялар эса соатлар, ойлар ва ҳатто йиллар бўйи давом этади. Амалда химиявий процессларнинг — реакцияларнинг мумкин қадар тез, силлиқ ва унумли бўлиш йўллари изланади, шунинг учун реакцияларнинг тезлигини ўрганиш катта аҳамиятга эгадир.

Химиявий тезлик вақт бирлиги ичида ўзаро таъсир этган моддалар миқдорининг ўзгариши билан белгиланади. Модданинг миқдори концентрация (ёки парциал босим) билан ифодаланади. Концентрация модданинг 1 л га тўғри келган гМ сонидир. Реакция тезлиги 0,25 М сек дейилса, бир секундда ҳар бир моддадан 0,25 моль реакцияга киришган бўлади.

Реакциянинг тезлиги моддалар табиати ва шароити, яъни температура, концентрация, босим ва катализаторларга боғлиқдир.

Тубанда бу факторларни бирма-бир кўриб чиқамиз.

Реакцияга киришувчи моддалар табиатининг реакция тезлигига таъсири. Реакция тезлиги модданинг ички тузилишига боғлиқдир. Одатда, полярмас молекулали моддалар, реакцияга секин киришади, осон қутбланувчи ёки поляр молекулалар реакцияга тезроқ киришади. Айниқса, ион боғланишли моддалар сувдаги эритмаларда ўзаро ғоят тез реакцияга киришади.

Температуранинг таъсири. Модда заррачалари ҳамиша ҳаракатда бўлади, улар ўз ҳаракатида бир-бирига дуч келганда ўзаро-таъсир этишиб, реакцияга кириши мумкин. Лекин ҳар бир тўқнашиш ҳам химиявий реакцияга олиб келавермайди, чунки модда заррачаларининг энергия запаслари тенг бўлмайди; улардан баъзилари оз энергияли бўлганидан *пассив*, баъзилари ортиқроқ энергияли бўлганидан *актив* бўлади. Реакция рўй бериши учун лозим бўлган минимум энергия *активланиш энергияси* дейилади. *Активланиш энергиясига тенг ёки ундан кўп энергияга эга бўлган молекулаларнинг тўқнашиши эффе́ктив тўқнашиши* дейилади. Демак, эффе́ктив тўқнашишлар натижасидагина химиявий реакция содир бўлади.

Температура кўтарилганда молекулалар ҳаракати тезлашади, актив молекулалар кўпаяди, реакция тезлашади. Температура ҳар 10° кўтарилганда реакция тезлиги 2—4 марта ошганлиги тажриба-лардан аниқланган.

Нур таъсири. Нур таъсир-эттириш йўли билан ҳам систе-мани активлаш мумкин.

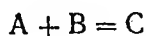
Масалан, хлор ва водород молекулалари реакцияга кириша олмайди, лекин нур таъсирида хлор молекуласи энергия ютиб атомларга парчаланаяди, яъни активланади ва бу актив атомлао водород молекуласига таъсир этиб, бир атом водородни узиб ўзига бириктиради, HCl ҳосил бўлади ($105\text{-}\$$ га қаранг).

Концентрация таъсири. Реакция тезлигига реакция-га киришувчи моддалар концентрациясининг катта таъсири бор, чунки реакцияга киришувчи моддаларнинг миқдори, концентрацияси қанча катта бўлса, зарралар сони шунча кўп бўлади, де-мак, тўқнашиш ҳам кўп бўлади, реакциянинг тезланиш эҳтимоли кўпроқ бўлади.

Реакцияга киришувчи моддалар концентрацияси билан реак-ция тезлиги орасидаги қонуниятни 1865 йилда рус олими Н. П. Бе-кетов кашф этди, 1867 йилда эса Гульдберг ҳамда Вааге бу қонуниятнинг математик ифодасини чиқардилар. Бу қонун *массалар таъсири* қонуни деб аталади ва қуйидагича таърифлана-ди:

Реакция тезлиги реакцияга киришувчи моддалар концентра-цияларининг кўпайтмасига тўғри пропорционалдир.

А ва В моддалар ўзаро реакцияга киришиб, С моддани ҳосил қилади, дейлик:



[A] ва [B] — А ва В молекулаларининг концентрациялари, v — реакциянинг кузатилган тезлиги бўлса, массалар таъсири қонунига кўра, реакция тезлиги бундай бўлади:

$$v = k[A][B]$$

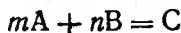
Бу тенглама массалар таъсири қонунининг математик ифодасидир. k — пропорционаллик коэффициенти бўлиб, тезлик константаси деб аталади. Тезлик константаси реакцияга киришувчи модда-лар табиатини акс эттиради ва ҳар бир реакция учун муайян ўз-гармас миқдор бўлади. Агар $[A]=[B]=1$ бўлса, $v=k$ бўлади. Демак, тезлик константаси реакцияга киришувчи моддаларнинг концентра-цияси бирга тенг бўлгандаги тезликдир. Шу сабабдан, k — солиш-тирма тезлик ҳам бўлади. k маълум бўлса, маълум концентрация-лар учун v нинг қийматини юқоридаги тенгламадан ҳисоблаш мум-кин. Турли реакцияларнинг тезлиги ўзаро v нинг эмас, балки k нинг қиймати билан таққосланади. k нинг қиймати реакцияга ки-ришувчи моддаларнинг табиатига, температура ва катализаторлар-га боғлиқ бўлиб, концентрацияга боғлиқ эмас.

Агар 1 молекула А билан 2 молекула В реакцияга киришса, v нинг қиймати қуйидагича бўлади:



яъни: $v = k[A][B]^2$

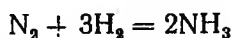
Умуман, m молекула А билан n молекула В реакцияга киришса:



$$v = k[A]^m[B]^n$$

бўлади.

Мисол:



$$v = k[N_2] \cdot [H_2]^3$$

Агар реакцияга киришувчи моддалар газ ҳолатда бўлса, концентрация ўрнига уларнинг парциал босимлари олинади:

$$v = k \cdot P_{H_2}^3 \cdot P_{N_2}$$

бу ерда P_{H_2} , P_{N_2} — водород ва азотнинг парциал босими.

Концентрацияни ошириш билан реакция тезлигини ошириш мумкин. Агар $[A]$ ни уч марта, $[B]$ ни тўрт марта оширсак, реакциянинг кузатилган тезлиги 12 марта ортади.

Демак, реакцияни тезлатиш учун активланиш энергиясини камайтириш ва актив молекулаларнинг сонини ошириш керак.

Катализаторлар таъсири. Катализаторлар таъсирини ўрганишдан аввал системалар ҳақида қисқача тўхтаб ўтамиз.

Моддалар аралашмаси ёки бир модданинг икки ёки ундан ортиқ агрегат ҳолати аралашмаси *система* деб аталади. Системалар модда ёки моддаларнинг химиявий ва физик хоссаларига қараб, икки хил бўлади.

Газлар аралашмаси, суюқликлар аралашмаси ёки эритмалар бир жинсли, яъни *гомоген* системалардир.

Бир-биридан физик ва химиявий хоссалари билан фарқ қилувчи ва кўзга кўринадиган юза билан тегишиб турувчи қисмлардан иборат аралашма *гетероген* системани ташкил қилади. Гетероген системанинг айрим бир жинсли қисмлари унинг *фазалари* дейилади. Системани ҳосил қилган моддалар *компонентлар* деб аталади. Масалан, муз, сув ва устидаги буғдан иборат система уч фазадан (қаттиқ, суюқ, газ), бир компонентдан (H_2O) иборат гетероген системадир. Сувда кўп қанд эритилса ва қанднинг бирмунчаси эрмай қолса, бу система икки фазали (қаттиқ ва суюқ), икки компонентли (сув ва қанд) гетероген система бўлади (78-§ га қаранг).

Катализаторлар реакция тезлигини ўзгартирувчи, ammo ўзи химиявий ва миқдорий жиҳатдан ўзгармайдиган моддалардир.

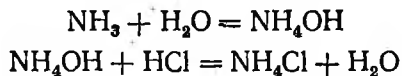
Катализаторлик ҳодисаси *катализ* деб аталади.

Реакцияда иштирок этиб, унинг тезлигини оширувчи катализаторлар *мусбат катализаторлар* дейилади; реакция тезлигини камайтирувчи катализаторлар *манфий катализаторлар* деб аталади. Лекин мусбат катализаторлар, кўпинча, қулайлик учун тўғридан-тўғри катализаторлар деб юритила беради.

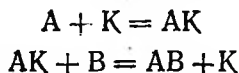
Бир катализатор айрим реакцияда катализаторлик вазифасини ўтаб, бошқа реакция учун катализатор бўла олмаслиги мумкин.

Реакцияда катализаторнинг химиявий таркиби ва миқдори ўзгармаслиги асосида уни реакцияда иштирок этмайди деб ўйлаш асло тўғри эмас. Кўп каталитик реакцияларда катализаторларнинг актив иштирок этгани, оралиқ маҳсулотлар таркибига кириб, сўнггра охирида эркин ҳолда ажралиб чиққани аниқланган. Катализаторларнинг иштироки муҳим ва мураккабдир.

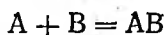
Масалан, аммиак NH_3 билан водород хлорид HCl ўзаро таъсир этиб, аммоний хлорид (новшадил) NH_4Cl ҳосил қилади. Бу реакцияда сув буғи яхши катализаторлик вазифасини ўтайди. Сув реакцияда иштирок этади, оралиқ модда таркибига киради ва сўнггра ажралиб чиқади:



Масалан, А ва В моддалар ўзаро реакцияга киришиб, АВ бирикмани ҳосил қилади. Бунда катализатор (К) оралиқ модда таркибига кириш орқали катализаторлик вазифасини ўтайди:



яъни:



Реакцияга киришувчи моддалар ва катализатор ҳаммаси бир фазада бўлса, бу *гомоген катализ* деб аталади. Масалан, сульфит ангидрид SO_2 ҳаво кислороди билан реакцияга киришиб, сульфат ангидрид SO_3 ҳосил қилади. Бу реакцияда азот (IV)-оксид NO_2 катализатор бўлади.

Буларнинг ҳаммаси газ ҳолатда бўлиб, бир фазани ташкил этади, демак, катализ гомоген катализдир.

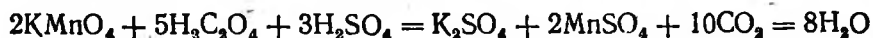
Реакцияга киришувчи моддалар билан катализатор суюқ фазада бўлиши ҳам мумкин.

Лекин реакцияга киришувчи моддалар бир фазада, катализатор эса бошқа фазада бўлса, катализ *гетероген катализ* деб аталади. Азот ва водороддан аммиак синтез қилишда темир катализатор вазифасини ўтайди, бу катализ гетероген катализдир. Сульфит ангидрид катализатор платина иштирокида сульфат ангидридга айланади, бу ҳам гетероген катализдир. Бунда катализатор — платина қаттиқ фаза, реакцияга киришувчи моддалар (SO_2 ва O_2) газдир. Катализаторнинг реакцияни тезлатишига сабаб, асосан, қуйидагилардир: реакцияга киришувчи газ (суюқ) моддалар қаттиқ катализатор юзасига адсорбиланганда, улар орасидаги боғ заиф-

лашади — деформацияга учрайди (ҳатто бутунлай узилади). Ҳар қандай химиявий реакцияда реакцияга киришувчи моддалардаги боғлар узилиб, янги боғлар ҳосил бўлганлигидан бу процесда маълум энергия сарф бўлади (активланиш энергияси қисман шунга сарф қилинади). Катализатор таъсирида ички боғлар заифлашуви сабабли активланиш энергияси камаяди ва, натижада, реакция тезлашади.

Оралиқ бирикмалар ҳосил бўлганда эса айрим реакция бўғимларининг активланиш энергияси умумий реакциянинг активланиш энергиясидан кам бўлади. Бунинг натижасида ҳам реакция тезлашади. Катализ процесси мураккаб бўлганлигидан ва унинг назарияси ҳали яхши ишланмаганлигидан, шу қисқача тушунчани бериш билан чегараланамиз. Платина, темир, алюминий оксид AlO_3 , темир (III)-оксид Fe_2O_3 ванадий оксид V_2O_3 ва бошқа кўпгина моддалар катализатор сифатида ишлатилади.

Баъзи реакциялар аввал секин борса-да, кейин тезлашади. Бундай реакцияларда ҳосил бўлган маҳсулотларнинг бири катализаторлик қила бошлайди, шунинг учун реакция тезлиги ортади. Бу ҳодиса *автокатализ* деб аталади. Қуйидаги реакцияда реакция маҳсулоти $MnSO_4$ катализаторлик вазифасини ўтайди.

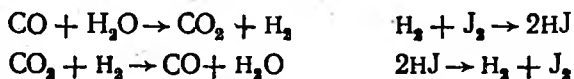


Катализаторлар сиртига шимилиб, унинг активлигини пасайтирувчи моддалар *катализаторлар захари* деб аталади.

Катализаторлик хусусияти бўлмаса ҳам, аммо ўз иштироки билан катализаторларнинг активлигини оширувчи моддалар бор, бу моддалар *промоторлар* деб аталади. Масалан, $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$ реакциясида ZnO катализатор бўлади; Cr_2O_3 , V_2O_5 лар промоторлардир.

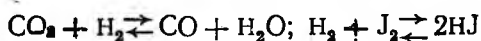
Катализаторлар химия саноатида ғоят катта аҳамиятга эга. Ниҳоятда секин борадиган ва фойдаланиш асло мумкин бўлмаган реакциялар каталитик усуллар билан олиб борилади. Сульфат кислота, аммиак, спирт, каучук каби муҳим маҳсулотлар саноатда каталитик усуллар билан тайёрланади. Катализ химиянинг алоҳида муҳим бир қисмидир, бу соҳада олиб борилган илмий текшириш ишларининг натижалари химия саноатини ривожлантиришда катта хизмат қилади. Усимлик ва ҳайвон организмларида бўладиган процессларнинг деярли ҳаммаси катализаторлар ёрдами билан боради. Организмдаги катализаторлар *ферментлар* (энзимлар) деб аталади.

55-§. Химиявий мувозанат. Баъзи реакцияларда ҳосил бўладиган маҳсулотлар ҳам ўзаро реакцияга киришиб, дастлабки моддаларни ҳосил қилади. Масалан:

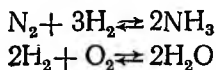


демак, H_2 ва J_2 дан ҳосил бўлган HJ парчаланиб, яна H_2 ва J_2 ни ҳосил қилади. Бундай реакциялар, одатда, бир тенглама билан

ёзилади ва тенглик ўрнига бир-бирига тескари стрелкалар (\rightleftharpoons) қўйилади:



Бундай реакциялар қайтар реакция бўлади. Водород ва азотдан аммиак ҳосил бўлиши, водород ва кислороддан сув ҳосил бўлиши ҳам қайтар реакциялардир. Бунда реакция маҳсулотлари бир томондан ҳосил бўлса, иккинчи томондан парчалана боради:

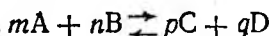


Умумийлаштириб айтганда, аини шароитда икки қарама-қарши томонга ҳам борадиган реакция *қайтар реакция* дейилади.

Реакция маҳсулотлари ўзаро таъсир этмайдиган реакциялар *қайтмас реакция* деб аталади.

Одатда, кўп реакциялар қайтар бўлади, аммо тескари реакция-гойт секин борса, унга аҳамият берилмай, реакция қайтмас дейилади.

Қайтар реакциялар устида тўхтаб ўтамиз. Масалан, А ва В моддалар реакцияга киришиб, С ва D моддаларни ҳосил қилсин, С ва D моддалар реакцияга киришиб эса А ва В моддаларни ҳосил қилсин:



Массалар таъсири қонунига мувофиқ, бу реакция учун қуйидаги тенгликларни ёзамиз:

$$v_1 = k_1[\text{A}]^m[\text{B}]^n \quad v_2 = k_2[\text{C}]^p[\text{D}]^q$$

m, n, p, q — стехиометрик коэффициентлар;

v_1 — тўғри реакция тезлиги;

v_2 — тескари реакция тезлиги;

k_1 — тўғри реакциянинг тезлик константаси.

k_2 — тескари реакциянинг тезлик константаси.

Реакция бошида, яъни ҳали С ва D моддалар ҳосил бўлмаганда, тескари реакция тезлиги $v_2 = 0$ бўлади v_1 эса муайян бир қийматга эга бўлади. Вақт ўтиши билан С ва D лар ҳосил бўла бошлайди, улар орасида реакция бошланади, v_2 эса 0 дан бошлаб кўпая боради. А ва В моддаларнинг концентратсияси вақт ўтиши билан камай бошлайди, шунинг билан бирга v_1 ҳам камайиб боради, чунки концентратсияси камайганда реакция ҳам сусаяди.

Шундай қилиб, v_1 муайян бир миқдордан камайиб боради, v_2 эса 0 дан бошлаб кўпая боради, демак, бир қадар вақт ўтгач, иккала реакциянинг тезликлари тенг бўлади:

$$v_1 = v_2$$

яъни:

$$k_1[\text{A}]^m[\text{B}]^n = k_2[\text{C}]^p[\text{D}]^q$$

Ана шу ҳолат *химиявий мувозанат* дейилади. Демак, иккала реакциянинг тезликлари тенглашганда химиявий мувозанат мавжуд бўлади. Лекин реакцияларнинг иккаласи ҳам тўхтамай, давом эта-

ди. Фақат вақт бирлиги ичида тўғри реакцияда неча молекула А ва В сарф бўлса, тескари реакцияда шунча молекула А ва В ҳосил бўлади. Худди шунингдек, қанча молекула С ва D ҳосил бўлса, шунча молекула С ва D қайтадан реакцияга киришади. Демак, А, В, С, D ларнинг концентрациялари ўзгармайди. Мувозанат ҳолатидаги бу ўзгармас концентрация мувозанат *концентрацияси* дейилади. Маълум система ҳолатига таъсир қилувчи ташқи факторлар ўзгармас бўлганда, система ҳолатининг ўзгармаслиги ҳам мувозанат ҳолат бўлади. Лекин иккала реакция тўхтамасдан давом этиб тургани учун бу мувозанат *ҳаракатчан (динамик) мувозанат* деб аталади. Аммо, одатда, қулай бўлиши учун тўғридан-тўғри *мувозанат* деб юритилади.

Шаронт ўзгармаса, яъни температура ва босим ўзгармаса, мувозанат бузилмай узоқ сақланади. Масалан, системада моддалар газ ҳолатида бўлса, босимнинг ўзгариши мувозанатга таъсир этади, агар газ ҳолатидаги моддалар бўлмаса, босимнинг ўзгариши мувозанатга таъсир этмайди.

Юқорида ёзилган тенгликдаги константаларни бир томонга ола- миз:

$$\frac{[C]^p[D]^q}{[A]^m[B]^n} = \frac{k_1}{k_2}$$

Икки константа қийматларининг нисбати ҳам константа бўлганидан уни K билан алмаштирамиз:

$$\frac{[C]^p[D]^q}{[A]^m[B]^n} = K$$

K *химиявий мувозанат константаси* деб аталади. Бу математик ифода қуйидагича таърифланади:

Ҳосил бўлган моддалар мувозанат концентрациялари қўпайтмасининг дастлабки моддалар мувозанат концентрациялари қўпайтмасига нисбати константа миқдордир. Агар реакцияга киришувчи моддаларнинг бири ёки ҳаммаси газ ҳолатида бўлса, мувозанат константаси парциал босимлар билан ифодаланади ва K_p билан белгиланади:

$$K_p = \frac{P_C^p \cdot P_D^q}{P_A^m \cdot P_B^n}$$

Ҳар қайси реакция учун, K , K_p муайян қийматга эга бўлиб, фақат температура ўзгариши билан ўзгаради, чунки температура ўзгариши билан тўғри ва тескари реакцияларнинг константалари баравар ўзгармайди, шунинг учун мувозанат константаси ўзгариб кетади. Демак, мувозанат константаси температурага боғлиқ, лекин дастлабки концентрацияга боғлиқ эмас.

Мувозанат константаси қайтар реакциянинг мувозанат ҳолатини ифода қилади, унинг қиймати эса реакциянинг унумини кўрсатади.

56-§. Ле-Шателье принципи. Мувозанатнинг силжиши. Қайтар реакцияларда мувозанатда бўлган бирор системанинг шароити ўзгармаса мувозанат узоқ сақланади, лекин иштирок этувчи моддалардан бирининг концентрацияси ё температура ёки босим ўзгарса, мувозанат дарҳод бузилади. Мувозанат бузилиши билан ҳамма моддаларнинг концентрациялари ўзгаради. Концентрацияларнинг ўзгариши яна мувозанат пайдо бўлгунча давом этади. Бундай мувозанат концентрацияларининг ўзгариши *мувозанатнинг силжиши* деб аталади. Реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияси ёки температурани ёхуд босимни ўзгартириб, мувозанатни ўнгга ёки чапга силжитиш мумкин:

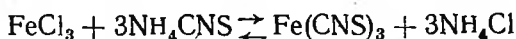
Мувозанат бузилиши сабабли тўғри реакциянинг тезлиги ортса, мувозанат ўнгга силжиган бўлади, тескари реакциянинг тезлиги ортганда эса мувозанат чапга силжийди.

Шароит ўзгариши билан мувозанатнинг қайси томонга силжини Ле-Шателье принципи кўрсатиб беради.

Мувозанатда бўлган системанинг температураси, босими ёки концентрацияси ўзгарса, *мувозанат шу ўзгаришга қаршилик қилиш томонга силжийди*. Бу принципга кўра, мувозанатда турган системага ташқаридан таъсир этилса, система шу ташқи таъсирнинг эффеќтини йўқотиш томонга силжийди.

Концентрация ўзгаришининг таъсири. Дастлабки моддалардан, яъни тенгламанинг чап томонида турган моддалардан бирининг концентрацияси ортса, тўғри реакциянинг тезлиги ошади, бу моддалар кўпроқ сарф бўла бошлайди, мувозанат ўнгга силжийди.

Тенгламанинг ўнг томонидаги бирорта модданинг концентрацияси оширилса, тескари реакциянинг тезлиги ошади, бу моддалар кўпроқ сарф бўла бошлайди, мувозанат чапга силжийди. Мисол учун аммоний роданид NH_4CNS билан темир (III)-хлорид FeCl_3 орасидаги реакцияни олайлик:



NH_4CNS , NH_4Cl лар рангсиз, FeCl_3 эса сарғиш моддалар, аммо $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ тўқ қизил рангли моддалар. FeCl_3 билан NH_4CNS эритмалари аралаштирилди дегунча мувозанат пайдо бўлади. Аралашмани тўртта пробиркага тақсимлаб, бир пробиркадаги аралашмани солиштириш учун сақлаб қоламиз.

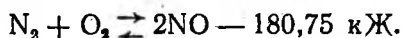
Икки пробиркадаги аралашмадан бирига озгина FeCl_3 , иккинчисига эса озгина NH_4CNS қўшамиз. Иккала пробиркада ранг қуюқлашади. Бу ҳодиса тўғри реакцияда $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ нинг концентрацияси ортганини, яъни тўғри реакциянинг тезлиги ошганини, мувозанатнинг эса ўнгга силжиганини кўрсатади.

Учинчи пробиркадаги аралашмага озгина — бир чимдим NH_4Cl ташлаймиз, ранг ўчади. Бу ҳодиса NH_4Cl ва $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ нинг кўп сарф бўла бошлаганини, тескари реакция тезлиги ошганини, мувозанатнинг чапга силжиганини кўрсатади.

Демак, бирор модда концентрациясининг ўзгариши билан барча моддаларнинг концентрацияси ўзгаради, мувозанат силжийди, лекин мувозанат константаси ўзгармайди.

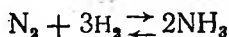
Температура ўзгаришининг таъсири. Мувозанатдаги системанинг температураси оширилса, система бу ўзгаришга қаршилиқ кўрсатади, эндотермик реакциянинг тезлиги ортади, яъни мувозанат иссиқлик ютиладиган томонга силжийди.

Системанинг температураси пасайтирилса, экзотермик реакциянинг тезлиги ортади, мувозанат иссиқлик чиқарадиган томонга силжийди, масалан:



Бу реакцияда температура оширилса, мувозанат ўннга томон, температура пасайтирилганда эса мувозанат чапга томон силжийди. Юқорида айтилгани каби, температура ўзгариши билан мувозанат константаси ҳам ўзгаради, шу температурага хос янги константа мавжуд бўлади.

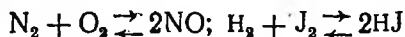
Босим ўзгаришининг таъсири. Системада газ ҳолатидаги моддалар иштирок этса, босим аҳамиятга эга бўлади, чунки босимнинг ўзгариши концентрациянинг ўзгариши демакдир. Мисол:



Бу реакцияда бир молекула азот ва уч молекула водороддан фақат икки молекула аммиак ҳосил бўлади. Берк идишда молекулалар сонининг камайиши босимнинг камайишига сабаб бўлади. Тескари реакция — аммиакнинг водород ва азот молекулаларига парчаланиши, яъни молекулалар сонининг ортиши босимни ошириб юборади. Агар мувозанат ҳолатидаги бу газлар аралашмасини сиқиб, унинг босимини оширсак, мувозанат Ле-Шателье принципига биноан ўннга томон силжий бошлайди ва босим қайтадан пасаяди. Аксинча, аралашманинг ҳажмини ошириб, босимни камайтирсак, мувозанат чапга томон силжийди, босим эса қайтадан ортади.

Умумлаштириб айтганда, *босимнинг ортиши мувозанатни молекулалар камайдиган томонга, босимнинг камайиши эса мувозанатни молекулалар кўпаядиган томонга силжитади.*

Молекулалар сони ўзгармайдиган системаларда босим ўзгаришининг таъсири бўлмайди, чунки босим ўзгаришида бундай системаларда тўғри реакция ва тескари реакция тезликлари баравар ўзгаради: масалан:



Бу системаларда иккала томондаги молекулалар сони тенг, шунинг учун босим ўзгариши билан, бари бир, мувозанат силжймайди. Демак, босим ўзгариши фақат молекулалар сонининг ўзгариши билан борадиган қайтар реакцияларнинггина мувозанатини буза олади.

Химиявий мувозанат қонуларини ўрганиш қайтар реакцияларни ёки, умуман, химиявий реакцияларни бошқаришда ва улардан кўпроқ маҳсулот олишда катта аҳамиятга эгадир.

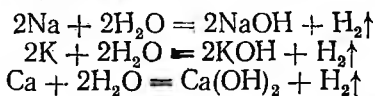
ТУҶҚИЗИНЧИ БОБ

ВОДОРОД

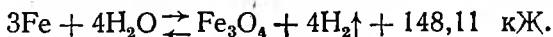
57-§. Водороднинг табиатда учраши. Водород табиатда эркин ҳолда ҳам, бирикма ҳолида ҳам учрайди. Эркин ҳолда оз учрайди ва енгил газ бўлгани учун, ҳавонинг юқори қатламларида бўлади. Водород сув, турли минераллар, нефть, табиий газлар, ҳайвон ва ўсимликлар организмидаги моддалар таркибига киради (сувда 11,11%, тупроқда 1% водород бўлади). Водород ер қобиғи* оғирлигининг 1 процентини ташкил этади. Эркин водород нефть газлари, вулкан газлари ва бошқа табиий газлар билан бирга чиқади. Эркин водород Қуёш ва юлдузларда кўп учрайди. Масалан, Қуёшнинг қарийб 50 проценти, ички қисмларининг 80 проценти водороддан иборат деб тахмин қилинади.

Водородни XVI асрда Парацельс кашф этган эди. 1766 йилда инглиз олими Кэвендиш, 1783 йилда Эса Лавуазье водороднинг хоссаларини аниқладилар.

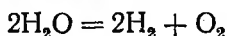
58-§. Водороднинг олиниши. 1. Сувга металллар таъсир эттириш усули. Na, K, Ca металлари одатдаги температурада сувдан водородни сиқиб чиқариб, ишқор ҳосил қилади:



Бошқа металллар ҳам сувдан водородни сиқиб чиқариши мумкин, лекин бунда реакция анча юқори температурада боради. Масалан, сувга темир таъсир эттириб, водород ажратиб олиш учун сув буғи 800° га қадар қиздирилган темир устидан ўтказилади:



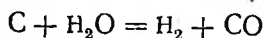
2. Электрохимиявий усул. Сув электр токи таъсирида водород ва кислородга ажралади:



Тоза сув электр токини ўтказмайди, шунинг учун сувга NaOH, KOH ёки H₂SO₄ дан бир оз қўшилади. Сувни электр таъсирида ажратиш учун лабораторияда ишлатиладиган асбоб 36-расмда кўрсатилган.

* Ер қобиғи атмосфера, гидросфера ва литосферадан иборат.

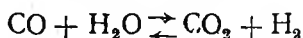
3. Конверсия усули. Агар кўмир чуғи устидан сув буғи ўтказилса, H_2 ва CO аралашмаси ҳосил бўлади:



Бу аралашма *сув газ* деб аталади. Соати-га 4000—10 000 m^3 сув газ

ишлаб чиқарадиган аппаратлар бор. Саноатда сув газининг аҳамияти жуда катта. Ундан кўпгина моддалар синтез қилинади, шунинг учун сув газ

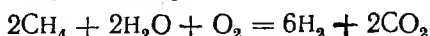
и, кўпинча, *синтез газ* деб ҳам юритилади. H_2 ни CO дан тозалаш учун синтез газга сув буғи аралаштирилади ва аралашма қиздирилган темир (III)-оксид устидан ўтказилади. Углерод (II)-оксид (CO) сувнинг кислородини бириктириб олиб, CO_2 ҳосил қилади, темир (III)-оксид эса бу реакцияда катализаторлик вазифасини ўтайди:



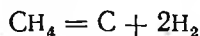
Бу иккала реакция натижасида ҳосил бўлган водородга CO_2 аралашган бўлади. Водородни CO_2 дан тозалаш қийин эмас. H_2 билан CO_2 аралашмаси 20 атм. босим остида сув орқали ўтказилса, CO_2 сувда қолади.

Конверсия усули водород ажратиб олишда энг кўп қўлланиладиган усулдир.

Метан (CH_4) ни ҳам конверсия қилиш мумкин:



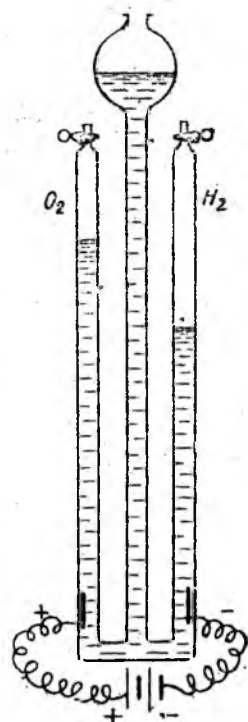
Бу реакция ҳам юқоридаги реакция каби, юқори температурада ($800—900^\circ$) катализаторлар иштирокида боради. Катализаторлар Ni ёки Co га алюминий, магний, германий, цирконий оксидлари қўшиб тайёрланади. Метан $950—1100^\circ$ температурада қуйидагича парчаланadi:



Чирчиқ электрохимия комбинатида аммиак синтез қилиш учун керак бўладиган водород шу вақтларгача сувни электр токи билан парчалаш ва тошкўмирни конверсия қилиш усуллари билан олинар эди, энди юқорида кўрсатилган усул билан метандан олина бошлади*.

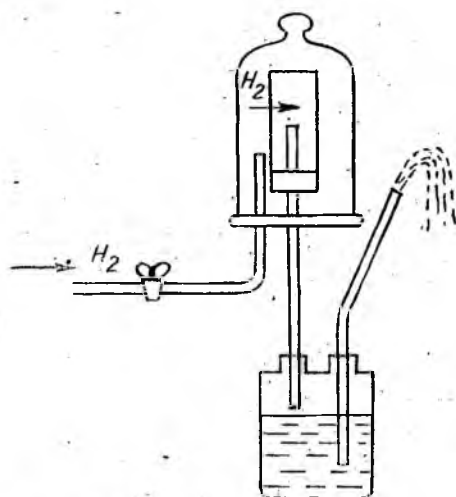
4. Қокс газидан водород ажратиб олиш. Тошкўмир ҳавасиз жойда қиздирилганда чиқадиған газлар аралашмаси — кокс газининг 50—60 проценти водород бўлади. Қокс газ

и паст температураларгача совитилса, барча газлар суяқ ҳолатга ўтади, водород эса газ ҳолатида ажралиб қолади.



36- расм.

* Табиий газ асосан метандан иборат.



37- расм. Водород диффузияси.

5. Кислоталардан водород ажратиб олиш. Суюлтирилган HCl ёки H_2SO_4 га рух таъсир эттирилса, водород ажралиб чиқади:

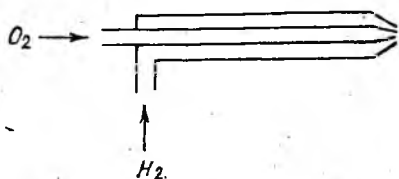


Лабораторияда водород ана шу усул билан олинади, бунда реакция Кипп аппаратида олиб борилади.

59- §. Водороднинг физик ва химиявий хоссалари. Водород рангсиз ва ҳидсиз, суюқланиш температураси $t_c = -259,^\circ$ қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = -253,^\circ$, энг энгил газ. У ҳаводан 14,5 марта энгил. Водород молекулалари ғоят тез ҳаракатланади, шунинг

учун яхши диффузиланади ва иссиқликни яхши ўтказади. Сувда водород оз эрийди, лекин никель, платина, палладий каби металлларда яхши эрийди. Водороднинг иккита аллотропик шакли — ортоводород ва параводород мавжудлиги аниқланган. Одатдаги водород уч ҳисса ортоводород ва бир ҳисса параводороддан иборат. Иккала аллотропик шаклининг формуласи ҳам H_2 дир, уларнинг химиявий хоссалари бир хил бўлиб, физикавий хоссалари бир-биридан фарқ қилади. Параводород одатдаги температурада барқарор; параводород катализатор—кўмир ёки платина иштирокида юқори температурада қиздирилса ортоводородга айланади. Ортоводород молекуласидаги иккала ядро ўз ўқи атрофида бир томонга, параводород молекуласида эса тескари томонга айланади.

Металл ҳолидаги водород. Водород химиявий хусусиятига кўра металлларга ўхшайди; қаттиқ ҳолатда металл эмас, диэлектрикдир. Унинг кристаллари ўзаро кучсиз боғланган икки атомли молекулалардан иборат бўлиб, шу хусусияти билан металллардан фарқ қилади. Молекуласидаги атомлари эса ковалент боғ орқали боғланган. Водороднинг бундай молекуляр кристаллари паст босимда кам энергиялидир. Атомлардан иборат кристаллари энергияси эса паст босимда ортиқ бўлиши керак. Шунга асосан юқори босимда энергиялари фарқи камаё бориб, нўлга тенглашганда молекуляр фазадан металл ҳолатга, яъни атом панжарали кристалларга айланади. Бунинг учун, назарий ҳисоботларга кўра, бир неча миллион атмосфера босим керак ва бунда олинган металл водород нормал босимга ўтилганда металл ҳолатида қолиши мумкин. Назарий мулоҳазалар шунини тақозо этадики, металл водород ўта электрўтказувчан бўлади. Одатдаги шароитда водород актив бўлмаса ҳам, юқори температурада кўп элементлар билан бириқади. У фтор билангина портлаб бириқади, ёруғлик таъсирида хлор билан бирика олади,

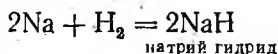


38- расм.

иситилганда кислород билан ва бошқа кўпгина элементлар билан реакцияга киришади.

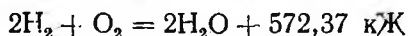
Водород металлоидлар билан ковалент боғланиб, полярмас ва поляр бирикмалар ҳосил қилади; масалан: H_2S , H_2O , NH_3 , CH_4 ва ҳоказо.

Водород металллар билан бирикишда водороднинг атоми металллардан битта электрон олиб, манфий ионга айланади:



КН — калий гидрид, СаН₂ эса кальций гидриддир. Гидридлар тузларга ўхшаб кетади. Улар беқарор бўлади ва сув таъсирида парчаланadi.

Водород кислородда ёки ҳавода ёндирилса, кислородни бириктириб олиб, сув ҳосил қилади:



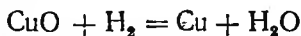
Водород ёнганда кўп иссиқлик чиққани учун алангасининг температураси 1000° га етади. Водород ёнаётганда унга кислород юборилса, аланганинг температураси 2500—3000° гача кўтарилади. Бундай аланга *водород-кислород* алангаси деб аталади ва техникада кўпгина металлларни суюқлантириш учун ишлатилади.

Водород-кислород алангаси махсус горелкаларда ҳосил қилинади (38- расм.)

Бу горелка бири иккинчиси ичига киритилган иккита металл найдан иборатдир. Ички найдан кислород, сиртқи найдан эса водород юборилади. Аралашма найлар учуда ёндирилади. Юқори температурали, водород-кислород алангаси шу тарзда ҳосил қилинади.

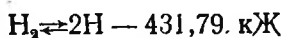
Водороднинг кислород билан бирикишидан ажралиб чиқадиган энергия келажакда ишон эҳтиёжлари учун зарур энергия манбаи бўлиши мумкин. Чунки, бу хилда энергия ҳосил бўлишида атроф муҳит зарарланмайди, энергия манбаи йўқолмайди — водород сувдан олинади, реакция натижасида сув ҳосил бўлади. Ҳозирги вақтда водород қазиб олинadиган табиий ёқилғилардан 3—4 марта қimmatга тушади. Келажакда водороднинг қиймати табиий ёқилғилар қийматига тенглашиб қолади.

Водород юқори температурада ҳатто бирикмалардаги кислородни ҳам бириктириб олади:



—Бу ҳесса водороднинг қайтариш хоссасидир.

Юқори температурада водород молекуласи атомларга ажралади:



Бу реакция қайтар реакциядир. Моддаларнинг парчаланиш реакцияси қайтар бўлса, бундай процесс *диссоциланиш* деб аталади. Иссиқлик таъсирида диссоциланиш *термик диссоциланиш* деб аталади.

Водороднинг диссоциланиши эндотермик реакция, бунинг тескарис, яъни водород атомларидан водород молекуласи ҳосил бўлиши эса экзотермик реакциядир. 1700° да водороднинг бир процентдан кам қисми, 4700° да тахминан 95 проценти диссоциланади.

Водороднинг ажралиб чиқиш пайтидаги атоми *атомар водород* деб аталади. Атомар водород ғоят активдир. У азот, фосфор, олтингурут каби элементлар билан одатдаги температурадаёқ бирикади. Кўпгина металлларнинг оксидларини соф металлларгача қайтади.

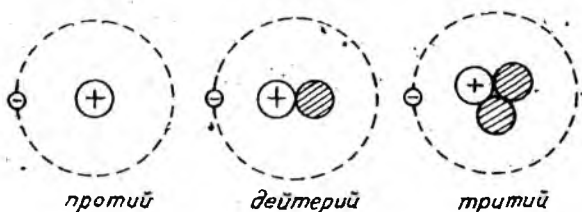
Молекуляр (молекула ҳолидаги) водород реакцияга киришганда энергиянинг кўп қисми молекулаларни атомларга ажратиш учун сарф бўлади. Атомар водород эса реакцияга тўғридан-тўғри киришади; шунинг учун у активдир. Молекуляр водород кириша олмайдиган кўпгина реакцияларга атомар водород осон кириша олади.

Атомар водород алангасининг температураси 4000° га етади. Бундай аланга қийин суюқланувчи металлларни қирқишда ва металлларни пайвандлашда ишлатилади. Бу мақсадда атомар горелкалардан фойдаланилади.

Атомар горелкада иккита вольфрам электрод орасида электр ёйи ҳосил қилинади ва горелкага водород юборилади. Электр ёйида водород молекулалари атомларга диссоциланади. Ҳосил бўлган атомар водород ёйдан нарига ўтгач яна бирикиб, молекула ҳосил қилади. Бу процесс вақтида чиққан энергия аланганинг температурасини 4000° га етказилади.

60- §. Водороднинг ишлатилиши. Водород халқ хўжалигининг турли соҳаларида, айниқса химия саноатида катта аҳамиятга эга. Водород суюқланиш температураси юқори бўлган металлларни оксидларидан ажратиб олишда ишлатилади. Водороддан аммиак синтез қилишда, кўмирни гидрогенлаб, сунъий ёқилғи тайёрлашда, метил спирт олишда, суюқ ёғларни гидрогенлаб, қаттиқ ёғларга айлантиришда ва бошқа кўпгина моддалар ишлаб чиқаришда фойдаланилади. Водород азростатларни тўлдириш учун ҳам ишлатилади.

61- §. Водороднинг изотоплари. Водороднинг учта изотопи бор. Уларнинг иккитаси барқарор, биттаси радиоактивдир. Одатдаги водород иккита барқарор изотопдан иборат. Булардан бири атомнинг масса сони 1 га (енгил водород), иккинчиси эса 2 га (оғир водород) тенг; водород радиоактив изотопининг масса сони 3 га тенгдир. Учала изотопнинг ядро заряди +1 га тенг. Демак, енгил водороднинг ядроси битта протондан иборат. Бу *ядро протон* дейилади. Енгил водороднинг атоми, баъзан, *протий* деб ҳам аталади



39- расм.

ва ${}^1_1\text{H}$ билан белгиланади. Оғир водороднинг ядроси битта протон ва битта нейтрондан иборат бўлиб, *дейтрон* деб аталади. Оғир водороднинг нейтрал атоми *дейтерий* дейилади ва ${}^2_1\text{D}$ билан белгиланади. Учинчи изотопининг, яъни ўта оғир водороднинг ядроси битта протон ва иккита нейтрондан иборат бўлиб, *тритон* деб аталади. Бу изотопнинг нейтрал атоми *тритий* деб аталади ва ${}^3_1\text{T}$ билан белгиланади. Водород ҳамма изотопларининг сиртқи қаватида биттадан электрон бўлади (39- расм).

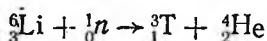
Бу изотопларда масса сонларининг нисбати катта (1 : 2 : 3) бўлгани учун уларга алоҳида-алоҳида ном берилган. Улар химиявий хоссалари жиҳатидан ҳам бир-биридан фарқ қилади. Бошқа элементлар изотоплари (масалан, ${}^{235}\text{U}$, ${}^{238}\text{U}$) атом массаларининг нисбати бу қадар фарқ қилмайди.

Одатдаги водород 99,98% ${}^1_1\text{H}$ ва 0,02% ${}^2_1\text{D}$ дан иборат. Одатдаги водородда 6000 атом ${}^1_1\text{H}$ га тахмишан 1 атом ${}^2_1\text{D}$ тўғри келади. Суюқ водородни ҳайдаш йўли билан ${}^2_1\text{D}$ олинади.

Дейтерийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси (D_2O) *оғир сув* деб аталади (72- параграфга қаранг). Сувни электролиз қилиб, оғир сув олинади; оғир сувдан ҳам ${}^2_1\text{D}$ олинishi мумкин. Бу усул электр. энергияси камроқ жойларда анча қимматга тушади, чунки жуда кўп электр энергияси сарф бўлади. Химиявий реакцияларнинг механизмини ва турли бирикмаларнинг тузилишини текширишда дейтерий нишонланган атом сифатида, водород бомбасида эса ёқилган сифатида ишлатилади.

Тритий водороднинг β - нурланадиган радиоактив изотопидир. У табиатда деярли йўқ даражада. Тритийнинг ер юзидаги барча миқдори 30 г дан ортмайди. У космик нурлардаги нейтронларнинг атмосфера азотга таъсиридан ҳосил бўлади.

Тритийни нейтронлар билан бомбардимон қилиб ҳам тритий олиш мумкин:



Тритийнинг ярим емирилиш даври 12,5 йилдир. Илмий текшириш ишларида тритий нишонланган атом сифатида ишлатилади.

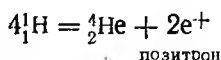
Қуёшнинг 50 проценти, ички қаватларининг эса 80 проценти водороддан, 20 проценти гелий, азот ва кислороддан иборат, темпе-

ратураси 13 млн. градус чамасида деб тахмин қилинади. Албатта, бундай температурада водород атомлари электронларини йўқотиб, протон ҳолида бўлади. Ҳозир олимлар енгил ядролар (протон ва нейтронлар) гелий ядросини ҳосил қилади. Қуёшнинг чексиз энергияси шу ядро реакциясидан чиққан иссиқликдир, деб тасаввур қиладилар. Бундай ядро реакцияларида ниҳоятда кўп энергия чиқади ва ҳосил бўладиган юқори температура енгил ядролардан бўладиган синтез реакциясини давом эттиради.

Қуёш ва юлдузларнинг энергияси ана шундай реакциялардан чиқади. Бундай реакциялар *термоядро реакциялари* деб аталади. Олимлар ҳисоблашига қараганда, Қуёшдан секундига $3,8 \cdot 10^{33}$ эрг энергия чиқади, яъни Қуёш массаси бир секундда 4,3 т камайиб туради. Аммо Қуёшнинг 1 г массасига тўғри келадиган энергиянинг чиқиш тезлиги ғоят кичик (1,9 эрг. сек) дир. Бу энергия, масалан, тирик организмдаги моддалар алмашинув иссиқлигининг фақат 1 процентига яқиндир. Демак, водороддан гелий ҳосил бўлиш процесси ниҳоятда секин боради. Шунинг учун Қуёш миллиард йиллардан буён нур сочаётганига қарамай, унинг массаси (тахминан $1,9 \cdot 10^{33}$ г) деярли ўзгаришсиз қолмоқда. Қуёш яна юзларча миллиард йил нур сочиб туради.

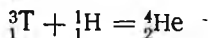
Ҳар қайсисининг қуввати Қуйбишев гидроэлектр станциясининг қувватига тенг келадиган 180 000 000 миллиард станциянинг қуввати қуёш энергиясига тенг келади, деб ҳисоблаш мумкин.

Водород ядроларидан гелий ҳосил бўлиш процесси тубандагича ёзилиши мумкин:

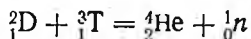


30 кг гелий синтез қилишда чиқадиган энергия Днепрогэсининг бир йилда берадиган энергиясидан ортиқдир.

Тритий билан водород ядроси орасида бўладиган реакция ниҳоятда тез (секунднинг ўндан бир улушларида) боради:

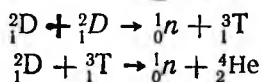


Тритий билан дейтерий орасида бўладиган реакция янада тез боради ва портлаш бўлади:



Бу реакция вақтида температура 10 млн. градусга етади. Водород бомбасининг портлаши ва кучи ана шу реакцияга асосланган. Бу реакцияда 1 г He ҳосил бўлишида $6,27 \cdot 10$ к. Жоуль иссиқлик чиқади, бу иссиқлик 15 т бензин ёқилганда чиқадиган иссиқликка тенгдир. Водород запаси табиатда ғоят кўп бўлгани учун водород термоядро реакциясининг аҳамияти ғоят каттадир. Аммо бундай реакцияларни бошқариш масаласи ҳанузгача ҳал қилингани йўқ. Ҳозир совет олимлари термоядро реакцияси устида илмий текши-

риш ишларини муваффақиятли олиб бормоқдалар. Бу реакциялар келажакда муҳим энергия манбаи бўлади. Бунда дейтерий изотопи керак. Дейтерийнинг запаси кўп — $4,3 \cdot 10^{13}$ т дир. Унинг энергияси кўмир, нефть, уран, торийнинг барча запаслари энергиясидан ортиқ келади. Дейтерий энергияси кўмир энергиясидан ҳам арзон тушади. Масалан, тубандаги термоядро реакциясига мувофиқ, бир грамм дейтерий гелийга айланганда 160 минг кВт/соат энергия чиқади.



Дейтерий ишлатишнинг яна бир яхши томони шуки, реакция учун лозим бўлган ${}^3_1\text{H}$ шу реакциянинг биринчи босқичида ҳосил бўлади ва ${}^2_1\text{D}$ билан дарҳол реакцияга киришиб кетади, натижада термоядро реакцияси маҳсулотлари орасида хавфли радиоактив модда қолмайди.

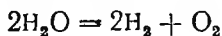
УНИНЧИ БОБ

КИСЛОРОД

62-§. Кислороднинг табиатда учраши. Ер қобиғининг тахминан ярмисини кислород ташкил этади. Кислород энг кўп учрайдиган элементдир. Ҳавонинг оғирлик жиҳатидан 23,2 проценти, ҳажм жиҳатидан эса 20,9 проценти кислороддан иборат. Сувнинг 88,89 проценти кислороддир. Тупроқ, қум, турли тоғ жинслари, кўпчилик минералларнинг таркибида кислород бўлади. Ҳусимлик, ҳайвон организмдаги оқсиллар, углеводлар, ёғлар — буларнинг ҳаммаси кислородли бирикмалардир. Одам гавдасининг тахминан 65 проценти кислороддан иборат.

Ёниш ва нафас олиш процессларида ҳавонинг бир қисми иштирок этишини қадимги олимлар ҳам айтиб ўтган эдилар. 1772 йилда швед олими Шееле кислородни бирикмалардан ажратиб олди. Лавуазье эса кислороднинг хоссаларини мукамал текширди.

63-§. Кислороднинг олиниши. Кислороднинг сувдан олиниши. Сув электролиз қилинганда водород билан бир қаторда кислород ҳам ажралиб чиқади:

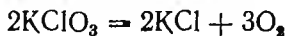


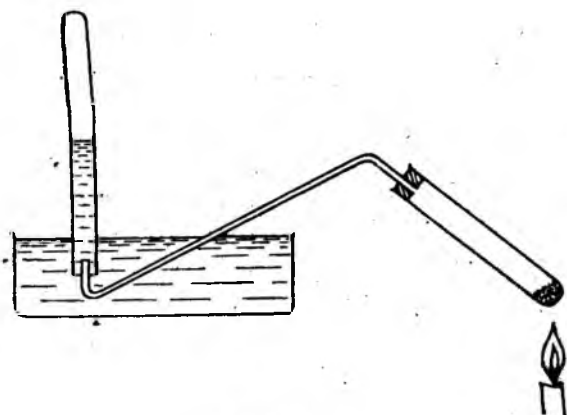
Водород катодга томон, кислород эса анодга томон боради. Икки ҳажм водород йиғилганда бир ҳажм кислород чиқади. Техникада тоза водород ва тоза кислород ана шу усул билан олинади.

Кислороднинг ҳаводан олиниши. Химия саноатида кислород, кўпинча, ҳаводан олинади, чунки ҳаводан олинган кислород арзон тушади.

Ҳаводан кислород ажратиб олиш учун, даставвал, ҳаво юқори босимда сиқилиб, суюқ ҳолатга ўтказилади (132-параграфга қараңг). Суюқ ҳаводан аввал азот буғланади, чунки унинг қайнаш температураси кислородникидан пастроқдир. Бу йўл билан олинган кислородга озроқ азот ва инерт газлар аралашган бўлади.

Кислороднинг лабораторияда олиниши. Лабораторияда кислород калий хлорат (бертоле тузи) KClO_3 дан олинади (40-расм). Бу туз қиздирилганда аввал суюқланади, сўнгра парчаланиб, калий хлорид KCl ҳамда кислород ҳосил қилади. Реакция катализатор — марганец (IV)-оксид MnO_2 иштирокида олиб борилади, туз анча паст температурада ва тез парчаланаяди:





49- расм.

64- §. Кислороднинг физик ва химиявий хоссалари. Кислород рангсиз ва ҳидсиз газ. Унинг атом оғирлиги 15,9984, суюқланиш температураси $t_c = -219^\circ$, қайнаш температураси $t_{қай} = -183^\circ$. Нормал шароитда 1 л кислород 1,43 г келади. 100 ҳажм сувда 0° да 5 ҳажм, 20° да 3 ҳажм кислород эрийди. Кислороднинг сувда эрувчанлиги азотникдан ортиқ, шунинг учун сувда кислород миқдори азот миқдоридан кўпроқ бўлади. Сувда эриган кислород миқдори сувда яшайдиган ҳайвонларнинг ҳаёт кеचериши учун етарлидир. Суюқ ва қаттиқ кислород кўкимтир тусда бўлади. Кислороднинг икки аллотропик шакли бор, булар кислород ва озондир.

Кислород магнитли, яъни магнитга тортилади. Унинг молекуласи $:O - O:$ ҳолида ёзилади, демак унда жуфтлашмаган икки электрон бор.

Кислород молекуласи икки атомдан (O_2), озон молекуласи эса уч атомдан (O_3) иборат. Кислород актив элементдир. У кўпгина элементлар билан бевосита бирика олади. Кислород баъзи элементлар билан одатдаги шароитда, баъзи элементлар билан эса қиздирилганда бирикади.

Моддаларнинг кислород билан тез бирикиши ёниш деб, секин бирикиши эса оксидланиш деб аталади.

Кислородни синаб кўриш учун газ оқимига ёки ичида кислород бўлган идишга учи яллиғланиб турган чўп киритилади, чўпнинг ўт олиб кетиши кислород борлигидан дарак беради.

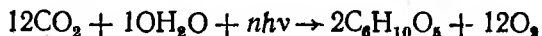
Кислороднинг ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O изотоплари маълум. Булар 99,76%, 0,04%, 0,2% нисбатда учрайди. ^{14}O , ^{15}O , ^{19}O радиоактивдир.

65- §. Кислороднинг ишлатилиши. Нафас олиш процессида организмдаги органик моддалар кислород билан бирикади. Нафас олинганда, ҳаво кислороди ўпқада қоннинг гемоглобини билан бирикиб, қон билан бирга организмнинг ҳамма жойига тарқалади. Бу қон *артериал қон* деб аталади. Кислороднинг гемоглобин билан ҳосил

қилган бирикмаси *оксигемоглобин* деб аталади. Қоннинг тоза қизил тусда бўлиши ана шу модда борлигидандир. Организмда кислород оксигемоглобиндан осон ажралиб, органик моддаларни оксидлайди ва гемоглобин вена қони таркибида ўпкага қайтади. Организмда углероднинг оксидланиш маҳсулоти (CO_2) вена қони билан бирга ўпкага келади ва ҳавога чиқариб юборилади. Бир суткада бир одам 11000 л ҳаво нафас олади. Инсон овқатсиз 30 кун, сувсиз 3 кун, ҳавосиз бир неча минутгина яшаши мумкин*.

Усимликлар ҳаводан, асосан, CO_2 ни олади. Қуёш нури таъсирида CO_2 ва сувдан органик моддалар ҳосил бўлади. Бу процессда кислород ажралиб, ҳавога чиқиб кетади. Усимликлар ҳаводан O_2 ни оз қабул қилади, аммо ҳавога кўп O_2 қайтаради, одам ва ҳайвонлар эса-кислородни кўп ўзлаштиради, шунинг учун ҳавода кислород мувозанати сақланиб туради. Қуёш энергияси ўсимлик хлорофили ёрдамида ютилади. CO_2 дан органик модда ҳосил бўлганда қуёш нури органик моддада химиявий (потенциал) энергияга айланади. Бу процесс *фотосинтез* деб аталади. Улуғ рус олими К. А. Тимирязевнинг машҳур тадқиқотлари фотосинтез процесси энергиянинг сақланиш қонуни асосида боришини аниқ кўрсатди.

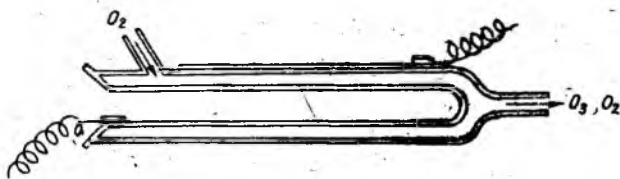
Фотосинтез процесси ҳануз текширилмоқда, аммо бу процесс натижасида CO_2 билан сув орасида бўладиган реакцияларнинг охирида крахмал ҳосил бўлиши маълум; шунинг учун реакция қисқача тубандагича ифодаланади:



бу ерда $h\nu$ — Қуёшдан ютилган нур кванти. Ажралиб чиққан кислород эса сувнинг кислородидир. Фотосинтез процессини текширишда CO_2 га кислороднинг ^{18}O изотопи киритилганда бу изотоп крахмал таркибига ўтиши ва сув кислороди ҳавога чиқиши аниқланди (162- параграф).

Кислород химия саноатида тобора кўп ишлатилмоқда. Металлар суюқлантириб олишда ва пулат ишлаб чиқаришда кислороддан фойдаланилади. Сўнгги вақтларда домна печларига ҳам кислород ҳайдаладиган бўлди. Кислород-водород, кислород-ацетилен алангалари автоген пайвандлашда (металларни қирқиш, улаш, суюқлантириш каби ишларда) кўп ишлатилади. Кислороддан медицинада, авиацияда, сув ости ишлари ва сув ости кемаларида фойдаланилади. Суюқ кислороднинг кўмир кукуни ва бошқа моддалар билан аралашмаси портловчи модда сифатида ишлатилади ва *оксидликвитлар* деб аталади. Оксидликвитлар туннеллар очиш ва руда конлари қазишда ишлатилиши мумкин. Суюқ кислород реактив двигателларда ишлатилади.

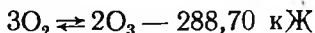
* Одам нафас олганда ҳаводан тахминан 21% O_2 , 0,03% CO_2 , 78,97% N_2 (ҳажми бўйича) ютади, нафас чиқарганда 16% O_2 , 5,03% CO_2 , 78,97% N_2 чиқаради.



41- расм.

66- §. Озон. Озон кислороднинг иккинчи аллотропик шаклидир; озоннинг молекуласида уч атом кислород бўлади. Озон оз миқдорда ҳавода учрайди. Кучли яшин вақтида ва ҳаво кислородига ультрагунафша нурлар таъсир этганда озон ҳосил бўлади. Баъзи органик моддаларнинг, масалан, дарахт смоласининг чиришида ҳам озон чиқади, шунинг учун қарағайзор ҳавосида озон миқдори кўп бўлади.

Лабораторияда ҳам электрсизлаш йўли билан озон олиш мумкин. Шу усулда озон олиш учун ишлатиладиган асбоб *озонатор* деб аталади (41- расм). Озонатор бири ичига иккинчиси жойлаштирилган иккита шиша найдан иборат. Электр симларидан бири ички найга киритилади, иккинчиси эса сиртқи най сиртига ўралган спиралга уланади. Иккала най орасидан кислород ўтказилади. Симлар ўзгарувчан электр токи манбаи (масалан, индукцион ғалтак) билан туташтирилади. Электрсизланиш натижасида ҳосил бўлган озон найдан чиқа бошлайди:



Ҳар 3 ҳажм кислороддан икки ҳажм озон ҳосил бўлади. Озон ҳосил бўлиш реакцияси қайтар ва эндотермик реакциядир. Озон ҳосил бўлишида кўп энергия ютилганидан, озон беқарордир. Озон ўз-ўзидан парчаланиб туради, шу сабабли мувозанат чапга томон сурилган бўлади. Аммо озонатордан таркибида 10% га яқин озон бўладиган аралашма олиш мумкин. Озонни ажратиб олиш учун аралашма совитилиб, суyoқ ҳолатга айлантирилади. Кислороднинг қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = -183^\circ$, озоннинг қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = -112^\circ$ бўлганидан аввал кислород буғланиб кетади, озон эса идишда қолади.

Озон газ ҳолатида кўкимтир, суyoқ ҳолда эса тўқ кўк тусли бўлади; қаттиқ озон қорамтир кўк моддадир. Озоннинг ўзига хос ҳиди бўлади. Озоннинг номи ана шундан олинган — озон сўзи грекча бўлиб, ҳидли демакдир.

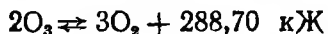
Озон ғоят актив модда, уни тоза ҳолда сақлаш қийин, у портлаб кетади, моддаларни кучли оксидлайди. Кўпгина бўёқларнинг рангини йўқотади, фосфор, скипидар озонда ёниб кетади, кумуш оксидланиб қораяди, умуман, озон олтин ва платинадан бошқа барча металлларни оксидлайди. Озон бактерияларни ўлдиради. Шу-

нинг учун ўрмон, айниқса, қарағайзор ҳавоси тоза ва фойдали бўлади. Озон ичиладиган сувларни тозалашда, матоларни оқартиришда ишлатилади.

Озоннинг жуда актив бўлишига сабаб шуки, у ўз-ўзидан парчланиб, атомар кислород чиқаради:



Озон қиздирилганда молекуляр кислород ажралиб чиқади



Озон 20—25 км баландликдаги ҳавода бўлади. Озон қуёшнинг организмлар учун зарарли бўлган ультрагунафша нурларини шимди ва ернинг иссиқлигини сақлашда катта роль ўйнайди.

ЎН БИРИНЧИ БОБ

СУВ

67- §. Табиатда сув. Сув табиатда энг кўп учрайдиган моддadir. Ер юзининг тахминан $\frac{3}{4}$ қисмини сув ташкил этади. Сувнинг қаттиқ агрегат ҳолати — қор ва муз баланд тоғлар чўққисида, ер шарининг қутбларида йилнинг тўрт фасли давомида эримай ётади. Ер куррасидаги барча сувнинг 2,15% ини чучук сув, 0,62% ини дарё, анҳор ва ер ости чучук сувлари, 97,2% ини океанларнинг шўрсуви 0,008% ини денгиз ва шўр кўллардаги сув ташкил этади. Атмосферадаги сув буғи 0,001% дир. Сув ернинг қаттиқ пўстлоғи — литосферада турли моддаларга шимилган ҳолда ҳам, турли тоғ жинслари ва минераллар, ўсимлик ва ҳайвонлардаги моддалар билан химиявий бириккан ҳолда ҳам бўлади.

Сув табиатда ҳамisha айланиб юради. Денгизлар, дарёлар, океанлар суви, қор ва муз, моддаларга шимилган сув буғланиб туради. Ўсимлик ҳамда ҳайвонлар органик моддасининг ёнишида ва чиришида чиқадиган сув буғи ҳам ҳавога ўтади. Осмонда сув буғи конденсатланиб, ёмғир, шудринг, қиров, қор ва дўл тарзида яна ерга тушади. Ёмғир ва қор сувларининг бир қисми тупроққа сингиб кетади, бир қисми эса дарёлар орқали денгиз ва океанларга қуйилади: сувнинг маълум қисмини ҳайвонлар ва ўсимликлар ичади. Ҳайвон организмда 65% чамаси, гўштда 75%, сутда 87%, ўсимликда эса ундан ҳам ортиқ сув бор; масалан, бодрингда 90% сув бўлади. Сув организмларда содир бўладиган турли биохимиявий ва физиологик процессларда, минералларнинг нурашида иштирок этади. Сув турли моддаларни эритиб ёки уларнинг майда заррачаларини илаштириб, денгизларга ва океанларга олиб боради.

Табиатда мутлақо тоза сув бўлмайди. Лекин турли табиий сувлар бир-бирига таққослаб кўрилса, уларнинг энг тозаси ёмғир суви эканлиги маълум бўлади. 1 л ёмғир сувида тахминан 0,03 г эриган модда (O_2 , N_2 , CO_2) бор. Анҳор ва дарё сувларининг 1 литрида ўрта ҳисоб билан 0,5 г, денгиз сувида ўрта ҳисоб билан 3,5% эриган моддалар бўлади. Сувда эриган моддаларнинг кўп қисми ош тузи $NaCl$ дир. Ер ости сувларида ҳам ҳар хил моддалар эриган бўлади. Одам организми учун фойдали ер ости сувлари *шифобахш минерал сувлар* деб аталади. Бизда минерал сувлар жуда кўп. Тошкент суви, Андижон областида Оламушук, Полвонтош, Чортоқ, Сурхондарё областида Жайронхона, Фарғона областида Қизилтепа, Бухоро областида Ситора, Моҳихоса, Ромитан сувлари шифобахш минерал сувлардир. Кавказда ҳам минерал сув манбалари бор. Ичиладиган сувда, яъни чучук сувда тахминан 0,25—

0,30 г/л эриган модда бўлиши керак. Қор, муз, ёмғир ва дарё сувлари чучук сувдир*, аммо денгиз ва океан сувлари шўр, ичишга яроқсиз сув. Мутлақо тоза сув организм учун зарарлидир.

68- §. Сувни тозалаш. Сувни муаллақ заррачалардан лойқадан тозалаш учун сув филтрланади (сузилади). Оз миқдордаги сув филтр қоғоз** ёрдамида тозаланиши мумкин.

Кўпроқ сувни тозалаш керак бўлиб қолса, уни қум, пахта, кўмир кукунидан ўтказиб филтрланади. Ичиладиган сувлар сув тозалаш станцияларида махсус тош-қум қаватларидан ўтказилган анҳор сувларидир. Ичиладиган ёки саноатда ишлатиладиган сувни тозалашда анҳор сувига алюминий сульфат, баъзан эса темир (III)-сульфат ва натрий алюминат қўшилади. Алюминий сульфат сувда эриганда алюминий гидроксидга, темир (III)-сульфат эса темир (III)-гидроксидга айланади. Бу моддаларда шимиш хусусияти бўлганлигидан улар сувнинг лойқаларини шимиб олади. Шундан кейин сув қум қатламидан ўтказилиб филтрланади. Сувни микроорганизмлардан тозалаш учун унга хлор ёки озон қўшилади.

Сувда кальций, магний тузлари эриган бўлса, бундай сув *қаттиқ сув* деб аталади. Сувни кальций ва магнийдан тозалаш учун унга сода, натрий фосфат каби тузлар қўшилиб, кальций ҳамда магний CaCO_3 , MgCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ тарзида чўктирилади. Сувни тозалашнинг бу усули сувни «юмшатиш» деб аталади.

Сўнгги вақтларда сувни «юмшатиш» ва, умуман, қўшимчалардан тозалаш учун ионит усули қўлланила бошлади. Ионитлар сувда эримайдиган табиий ёки сунъий материаллардан, масалан, сульфат кислота билан ишлов берилган (сульфоланган) кўмирдан, сунъий алюмосиликатлардан ёки турли смолалардан иборат бўлади. Сув-ионитлар орқали сузилганда ионитларнинг ионлари (зарядли заррачалари) сувдаги қўшимчалар ионига алмашинади. Масалан, кальций ва магний ионлари бор сувни шу ионлардан тозалаш учун сув натрий ҳамда водород ионлари бор ионитлар орқали сузилади. Кальций ва магний ионларининг натрий ҳамда водород ионларига алмашиниши натижасида сув шу ионлардан тозаланади (63- § га қ.).

Катионларга алмашинувчи ионлари бўлган ионитлар *катионитлар* деб, анионларга алмашинувчи ионлари бор ионитлар эса *анионитлар* деб аталади.

Химиявий тоза сув тайёрлаш учун сув буғлатилиб, кейин совилади. Бу процесс сувни *ҳайдаш* дейилади. Сувни эриган моддалардан фақат ана шу усулда тозалаш мумкин.

Тоза сув дистилланган сув деб аталади. Дистилланган сув олиш учун катта-кичик ҳар хил асбоблар ишлатилади.

* Чучук сув фақат ичиш учунига эмас, саноатда ҳам кўп талаб килинади. Маданият, фан ва саноатнинг тараққиёти бу масаланинг аҳамиятини кундан-кун оширмоқда. Денгиз шўр сувини чучуклаштириш устида кўп мамлакатларда ҳамда халқаро илмий муассасаларда тадқиқот ишлари олиб борилмоқда.

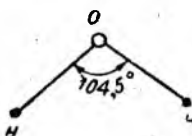
** Филтр қоғоз ғовакларининг диаметри 1,5 — 3,2 μ чамасида бўлади, лекин махсус тайёрланган филтрлар ғовагининг диаметри 0,2 μ га яқин келади.

69- §. Сувнинг физикавий хоссалари. Тоза сув рангсиз; мазасиз ва ҳидсиз моддадир. Сувнинг қалинроқ қатлами кўкимтир бўлиб кўринади.

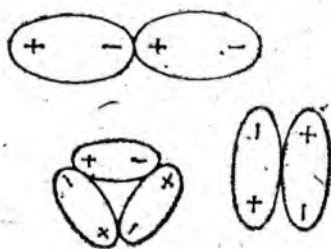
Сувнинг нормал босимда қотиш температураси 0° , қайнаш температураси 100° деб, 4° (аниқроқ айтганда $3,98^{\circ}\text{C}$) да бир мл сувнинг массаси 1 г деб олинган. Сувнинг энг катта зичлиги (солиштира оғирлиги) ана шу катталиқдир; 4° дан пастда ва юқорида сувнинг солиштира оғирлиги камаяди. Шунинг учун иссиқ сув совуқ сувдан енгиб бўлади, муз сувда чуқмайди. Сув музлаганда ҳажми кенгайиб, солиштира оғирлиги $0,92$ бўлиб қолади. Сув тоғ жинслари орасида музлаб кенгайишидан тоғ жинслари емиради. Сувнинг иссиқлик сиғими бошқа моддаларникидан анча каттадир. Масалан, миснинг иссиқлик сиғими $0,38 \frac{\text{Жоуль}}{\text{г. к.}}$, кумушники $2,34 \frac{\text{Жоуль}}{\text{г. к.}}$, сувники эса

$4,18 \frac{\text{Жоуль}}{\text{г. к.}}$ ёки $1 \frac{\text{кал}}{\text{г. град}}$ дир. Сув иссиқликни жуда ёмон ўтказди. Шунинг учун денгиз ва океан сувлари қишда секин совийди, ёзда эса секин исийди, бунинг натижасида Ер куррасининг иссиқлиги бир меъёрда сақланиб туради. Сувнинг устки қисми музлаганда остки қисми музлашдан сақланади. Бу ҳол сув остидаги ҳаёт учун аҳамиятлидир. Аксарият моддаларнинг солиштира оғирлиги температуранинг пасайиши билан ортиб боради; сувнинг солиштира оғирлиги эса 4° дан юқорида ҳам, ундан пастда ҳам камаяди.

Сув таркибида $11,11\%$ водород ва $88,89\%$ кислород бор. Сувнинг молекуляр массаси сув бугининг зичлиги орқали ўлчанганда, унинг 18 га тенглиги, яъни сувнинг формуласи H_2O эканлиги маълум бўлди. Сув молекуласини ташкил этувчи водород билан кислород ўзаро ковалент боғланган, лекин молекула симметрик тузилган эмас — жуфт электронлар кислородга томон силжиган, шунинг учун сувнинг молекуласи қутбдидир.



42- расм.



43- расм.

Кислород ҳамда водород атомлари ўзаро 42- расмда кўрсатилгандек жойлашади.

Сув молекулалари доимо ассоциланган бўлади. Бунинг сабаби қуйидагилардир: 1) сув молекулалари қутбланган; қарама-қарши ишорали қутблар бир-бирига тортилиши натижасида иккита, учта ва ҳоказо молекулалар ўзаро бирикади (43- расм); 2) сувда водород боғланишлар бор (бу асосий сабабдир).

4° да сув солиштира оғирлигининг энг катта бўлиши бу температурада сув молекулаларининг зич тахланганлигини кўрсатади. Шунинг учун 4° да сувнинг молекулалари (H₂O)₂ бўлса керак деб тахмин қилинади.

Ассоциланган молекулалар диссоциланганда иссиқлик ютилади, шунинг учун сувнинг иссиқлик сиғими катта бўлади ва иссиқликнинг бир қисми ассоциланган молекулаларнинг диссоциланиши учун сарф бўлади.

Рентген анализи муз кристаллари ғовак тузилганлигини кўрсатади. Шу сабабли, музнинг солиштира оғирлиги сувникидан кичик бўлади. Кристаллда ҳар бир молекула тетраэдр марказига жойлашган, яъни ҳар бир молекула тўртта молекула билан қуршалган бўлади. Молекулалар оралигининг 2,76 Å га тенглиги аниқланган. Бундай тузилиш ниҳоятда ғовак тузилишдир.

Муз эритилганда кристаллар емирилади, молекулаларнинг тетраэдрик тузилиши бузилади, натижада зичлик ортади. Аммо 4° дан юқори температурада молекулаларнинг иссиқлик энергияси ортганидан, ҳаракатланиш тезлиги ҳам ортиб, молекулалар оралиги узади ва сувнинг зичлиги камаяди.

Сувнинг юзидаги энг актив молекулалар пастки молекулаларнинг тортиш кучини енгиб, узилиб чиқади ва сув буғга айланади.

Агар идишнинг усти очиқ бўлса, суюқлик буғланиб тамом бўлади. Агар суюқлик солинган идишнинг оғзи ёпиб қўйилса, буғ кўпаяди ва буғ ҳолатидаги баъзи молекулалар яна суюқликка қўшилиб кетади, яъни буғ конденсатланади. Суюқлик устидаги буғ миқдорининг ортиши билан конденсатланиш ҳам тезлашади. Пировардида буғланиш тезлиги билан конденсатланиш тезлиги барабарлашади; бунда вақт бирлиги ичида буғланган молекулалар сони билан конденсатланган молекулалар сони тенг бўлади:

суюқлик ⇌ буғ — иссиқлик

Шундай қилиб, суюқлик билан буғ орасида мувозанат пайдо бўлади. Суюқлик билан шундай мувозанатда бўлган буғ *тўйинган буғ* деб аталади. Тўйинган буғ концентрацияси ўзгармас температурада ўзгармайди. Суюқлик билан мувозанатда бўлган буғнинг босими *тўйинган буғ босими* дейилади. Демак, тўйинган буғнинг ўзгармас температурадаги босими ўзгармас қийматдир.

Буғланиш процесси қайтар ва эндотермик процессдир. Температура кўтарилган сари мувозанат ўнг томонга силжийди ва буғнинг концентрацияси ортади, шунинг учун тўйинган буғнинг босими ҳам ортади. Шундай қилиб, моддаларнинг ҳар қайси температурага мувофиқ келадиган тўйинган буғ босими бўлади. Температура кўтарилган сари буғнинг босими оша боради. Тўйинган буғнинг босими суюқ моддалар учун хос бўлган физик константалардан **биридир**.

Қуйидаги жадвалда сувнинг температураси кўтарилиб борган сари тўйинган буғи босимининг ортиши кўрсатилган:

Сувга ўшаш, муз ҳам, қор ҳам буғланиб туради, лекин уларнинг буғланиш тезлиги сувниқидан анча кичикдир.

Суюқликнинг тўйинган буғи босими атмосфера босимига барабарлашганда суюқлик қайнай бошлайди. Суюқликнинг бу вақтдаги температураси унинг қайнаш температураси деб аталади. Шундай қи-

Температура, °С ҳисобида	Босим, мм симоб устуниси ҳисобида	Температура, °С ҳисобида	Босим, мм симоб устуниси ҳисобида
— 8	2,93	30	31,8
— 4	3,41	50	92,51
0	4,58	60	149,2
4	6,10	70	233,7
8	8,05	80	355,5
16	13,63	90	525,76
20	17,4	100	760,00

либ, суюқлик иситилганда температура аста-секин кўтарилиб, буғланиш тезлиги ортиб боради. Қайнаш нуқтасига етилгандан кейин температура кўтарилмай қўяди, чунки суюқликка берилган иссиқликнинг ҳаммаси буғланиш учун сарф бўлади, суюқликнинг бети ҳам, ичи ҳам қайнай бошлайди.

100° да сув буғининг босими очиқ ҳавода нормал атмосфера босимига (760 мм га) тенг бўлади. Тоза сув 100° да қайнайди.

Агар атмосфера босими 760 мм дан паст бўлса, сув 100° дан пастроқ температурада, 760 мм дан юқори бўлса, 100° дан юқори температурада қайнайди. Лиммо-лим қилиб сув солинган идишнинг оғзи кавшарлаб беркитилгандан кейин сув иситилса, у 100° дан юқори температурада қайнайди; шу билан бирга, сувнинг буғланиши ҳам тезлашиб, буғнинг босими орта боради. Аммо суюқ ҳолатдаги сувнинг ҳажми кенгайиб, зичлиги камаё боради. Температура 374,2° га етганда суюқ ҳолатдаги сувнинг зичлиги 0,324 га тушади, буғнинг зичлиги 0,324 га етади, яъни уларнинг зичликлари барабарлашади. Буғнинг босими 218,5 атм. бўлади. Сув билан буғ орасидаги чегара йўқолади. Бунда сув батамом буғга айланади. 0,324 сувнинг критик зичлиги деб, 374,2° сувнинг критик температураси деб, 218,5 атм. эса сувнинг критик босими деб аталади.

Суюқликларнинг критик температураси улар учун хос константадир. Буни Д. И. Менделеев топган эди.

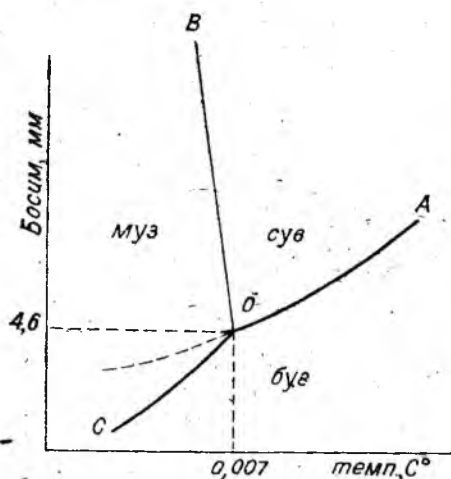
100° да бир моль сув буғланганда 40,58 кЖ иссиқлик ютилади, бу қиймат сувнинг буғланиш иссиқлиги деб аталади. Бир моль сув буғи конденсатланганда эса 40,58 кЖ иссиқлик ажралиб чиқади.

Бир моль муз эриганда 5,94 кЖ иссиқлик ютилади, бир моль сув музлаганда эса шунга тенг иссиқлик ажралиб чиқади.

Нормал босимда сув 0° да музлайди (қоғади), аксинча, муз иситилса, 0° да эриб, сувга айланади.

0° да сувнинг буғ босими 4,6 мм симоб устунига тенг. 0° да музнинг буғ босими ҳам 4,6 мм симоб устунига тенгдир.

Моддаларнинг қаттиқ ҳолатдаги буғ босими билан суюқ ҳолатдаги буғ босими барабарлашган температура қотиш температурасидир. Демак, 0°С да сувнинг буғ босими музнинг буғ босимига тенглашади, шу сабабдан, музнинг эриш (сувнинг қотиш) температураси 0°С га тенг. Бу температурада муз билан сув мувозанатда туради.



44- расм.

Маълум шароитда муз — сув — буғ бир вақтда мувозанатда бўлиши мумкин.

Сувнинг буғ босими билан температура орасидаги боғланиш 44-расмда кўрсатилган. Бунда муз, сув ва буғнинг мувозанат ҳолати ҳам кўриниб турибди. Бу температура ва босимнинг ўзаро муносабатининг график ифодаси сувнинг ҳолат диаграммаси деб аталади.

Диаграммада абсциссалар ўқига температура, ординаталар ўқига эса босим қўйилган. ОА чизиғи сувнинг буғ босими температура таъсирида қандай ўзгаришини, яъни сув — буғ фазаларининг мувозанат ҳолатини кўрсатади. ОС чизиғи

муз — буғ босимининг температурага қараб ўзгаришини, яъни муз — буғ фазаларининг мувозанатини кўрсатади. Бу икки эгри чизиқ О нуқтада кесишади. Бу нуқта муз, сув ва буғнинг мувозанат нуқтаси, яъни учлама нуқта деб аталади. Сувнинг бу учлама нуқтаси 4,6 мм симоб устуни ва 0,007° га тўғри келади.

ОВ эгри чизиғи босимнинг ўзгариши натижасида эриш нуқтасининг қандай ўзгаришини, яъни муз — сув фазаларининг мувозанатини кўрсатади.

Бу учта эгри чизиқ диаграммани уч соҳага ажратади. АОВ соҳадаги температура ва босим сувнинг фақат «суюқ» ҳолатига, ВОС соҳа сувининг фақат «муз» ҳолатига, АОС соҳа эса сувнинг фақат «буғ» ҳолатига оиддир. «Буғ» ва «суюқ» ҳолатлар соҳаси критик нуқтадан юқори температурада қўшилиб кетади.

Моддаларнинг хоссаларини ўрганишда ҳолат диаграммалари катта қулайлик туғдиради.

70-§. Сувнинг химиявий хоссалари. Сув ғоят барқарор модда бўлиб, уни таркибий қисмларга — водород билан қислородга ажратиш (термик диссоцилаш) учун юқори температурагача иситиш лозим. Фақат 1000° дан юқори температурада сув водород билан қислородга ажрала бошлайди. 2000° да 1,9% сув ажралади, 6000° дан юқорида сув водород билан қислородга батамом ажралиб кетади.

Сув кўпгина моддалар билан реакцияга яхши киришади. Масалан, ишқорий ва ишқорий-ер металллар билан одатдаги температурадаёқ реакцияга актив киришади. Бошқа металллар билан юқори температурадагина ўзаро таъсир этади. Симоб, кумуш, олтин, платина, рутений, родий, палладий ва иридий билан реакцияга киришмайди. Фтор ва хлор одатдаги температурада, фосфор ва углерод

қиздирилганда сув билан реакцияга киришади. Сув кўпгина оксидлар билан бирикиб, асослар ва кислоталар ҳосил қилади.

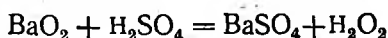
Сув баъзи реакцияларда катализатор ролини ўтайди.

Сувда кўпгина моддалар яхши эрийди, эриган баъзи моддалар билан эса сув химиявий бирикма ҳосил қилади. Моддаларнинг сув билан реакцияга киришиб, парчаланиш процесси *гидролиз* деб аталади. Ёғоч қипиғи, пахта шулхаси ва қамишни гидролизлаб, вино спирти ва қимматбаҳо бир қанча моддалар олинади.

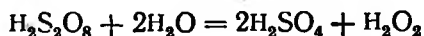
Тузларнинг гидролизланиши ҳақида 99-параграфга қаранг.

71-§. Водород пероксид H_2O_2 . Икки атом водороднинг икки атом кислород билан бирикишидан водород пероксид H_2O_2 ҳосил бўлади. Бу моддада кислород сувдагига қараганда икки ҳисса ортқдир.

Водород пероксид лабораторияларда, одатда, барий пероксид BaO_2 га сульфат кислотанинг суюлтирилган эритмасини таъсир эттириш йўли билан олинади. BaSO_4 чўкмаси филтрлаб олинса, эритмада H_2O_2 қолади.

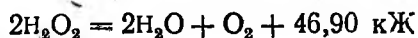


Водород пероксид саноатда сульфат кислотанинг 50% ли эритмасидан электролиз йўли билан олинади, бунда аввал персульфат кислота ҳосил бўлади, кейин персульфат кислота сув билан реакцияга киришиб парчаланади, бу реакциянинг тенгламаси қуйидагича ёзилади:



Водород пероксид рангсиз суюқликдир. Унинг қотиш температураси $t_{\text{кот}} = -0,43^\circ$, $t_{\text{кай}} = 151^\circ$, солиштирма массаси 1,46 га тенг. Сув билан яхши аралашади.

Водород пероксид ғоят беқарор бирикмадир, у портлаб, парчаланади:



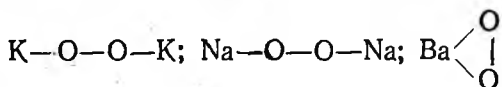
Одатда, водород пероксиднинг 30% ли эритмаси сотилади, бундай эритма *пергидрол* деб аталади. Водород пероксид эритмада ҳам секин-аста парчаланиб туради, лекин нурёки MnO_2 (катализатор) таъсир эттирилса, парчаланиш тезлашади.

Водород пероксид қуйидагича тузилган: $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

Атомларнинг боғланиши $\text{H}:\text{O}:\text{O}:\text{H}$ тарзида ифодаланади.

Водород атомлари ёнидаги жуфт электронлар кислород атомлари томон силжиган, шунинг учун водород пероксид молекуласи сал кўтбланган бўлади. H_2O_2 да кучсиз кислоталик хоссалари бор. Бошқа кислоталарга ўхшаш, водород пероксид ҳам асослар билан реакцияга киришиб туз ҳосил қилади, яъни у водородларни металл-

га алмаштиради. Масалан, K_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 водород пероксид-нинг тузларидир. Бу тузлар қўйидагича тузилган:



Пероксидларда кислород занжири $-O-O-$ бўлади, бу занжир *кислород кўприги* деб аталади.

Водород пероксид бир атом кислородини осон ажратиб чиқаради, шунинг учун у яхши оксидловчи моддadir. Водород пероксид-нинг эритмалари ипак ва мўйна буюмларни оқартишда, медицинада эса дезинфекцияловчи модда сифатида — томоқни чайқаш, жараларни ювиб тозалашда ишлатилади.

Водород пероксид сўнгги вақтларда техникада ҳам ишлатила бошлади. Техникада унинг концентрланган эритмаларидан фойдаланилади.

72-§. Оғир сув D_2O . Водороднинг изотопи дейтерий (D) нинг кислород билан бирикмаси *оғир сув* деб аталади ва D_2O формула билан ифодаланади; оғир сув 1933 йилда олинган. Табиатдаги сув таркибида оғир сув 1:5000 нисбатда учрайди. Электролиз қилинганда сув парчаланadi. D_2O эса бу шароитда парчаланмай, идишда аста-секин йиғилиб боради. 165 т сувдан 1 кг га яқин D_2O олиш мумкин; 1 т сувни электролиз қилиш учун 5—6 минг *квт соат* электр энергияси сарф қилинади.

Қўйидаги жадвалда H_2O ва D_2O ларнинг баъзи хоссалари келтирилган:

Хоссалари	H_2O	D_2O
Молекуляр массаси	18	20
Солиштира оғирлиги (0° да)	Муз 0,9168	1,0148
Солиштира оғирлиги (25° да)	Сув 0,9970	1,1047
Солиштира оғирлиги энг юқори бўладиган температура	$3,96^\circ$	$11,6^\circ$
$t_{\text{кот}}$	0°	$3,82^\circ$
$t_{\text{қай}}$	100°	$101,42^\circ$

Шундай қилиб, оғир сув кўпгина хоссалари жиҳатидан оддий сувдан анча фарқ қилади: солиштира оғирлиги, қайнаш ва қотиш температуралари оддий сувниқидан юқорироқдир. Оғир сув ядро реакторларида нейтронлар тезлигини сусайтириш каби мақсадлар учун ишлатилади.

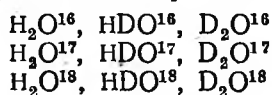
Оғир сув организмга биологик таъсир этади. Ҳозир оғир сув билан кўп илмий текшириш ишлари олиб борилмоқда. H_2O ва D_2O лар доимо ўзаро таъсирлашиб туради:



Бунда мувозанат, асосан, ўнг томонга силжиган бўлади; шунинг учун табиий сувларда D_2O эътиборга олинмаса ҳам бўлади. Сув электролиз қилингандагина мувозанат чапга силжийди ва D_2O ажратиб олинади.

Сувда фақат водород изотопларининг бирикмалари эмас, балки кислород изотопларининг бирикмалари ҳам бўлади.

Умуман, водороднинг икки изотопи билан кислороднинг уч изотопидан қуйидаги туққиз изотоп бирикма ҳосил бўлиши мумкин:



Табиий сувдаги изотоп бирикмалар қуйидагича миқдорларда бўлади:

$H_2^{16}O$ — 99,743 %, $H_2^{18}O$ — 0,20 %, $H_2^{17}O$ — 0,04 %, $HD^{18}O$ — 0,017 %.

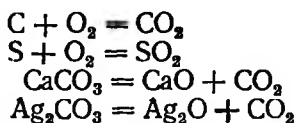
ЎН ИККИНЧИ БОБ

АНОРГАНИК БИРИКМАЛАРНИНГ МУҲИМ СИНФЛАРИ

Анорганик бирикмалар хоссаларининг ўхшашлигига қараб, бир неча синфга бўлинади. Булар оксидлар синфи, асослар синфи, кислоталар синфи ва тузлар синфидир.

73-§. Оксидлар. Элементларнинг кислород билан ҳосил-қилган бирикмалари *оксидлар* деб аталади*.

Оксидлар ё элементларнинг кислород билан бевосита бирикшидан ёки тегишли баъзи бирикмаларнинг парчаланишидан ҳосил бўлади:



Оксидларда кислород ҳамийша манфий икки валентли, водород ўрнини олган элемент эса мусбат валентли бўлади.

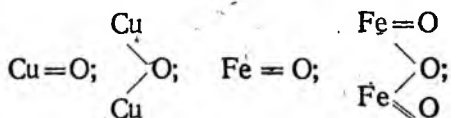
Ўзгармас валентли элемент фақат битта оксид ҳосил қилади. Масалан:



Булар тўғридан-тўғри водород оксид, натрий оксид, калий оксид, кальций оксид ва алюминий оксид деб аталади.

Ўзгарувчан валентли элементлар, реакция қандай шароитда боришига қараб, ҳар хил оксидлар ҳосил қилади. Уларнинг формуласи элементларнинг валентлигига мувофиқ ёзилади ва номлари ҳам бири-бирдан фарқ қилади. Масалан, Си ва С кислород билан реакцияга киришганда кислород етарли миқдорда бўлса, SiO ва CO_2 , кислород етишмаганда Si_2O ва CO ҳосил бўлади. Худди шунга ўхшаш, азотнинг ҳам N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 ва N_2O_5 оксидлари бор.

Ўзгарувчан валентли элемент оксидининг тузилиши элементнинг шу оксиддаги валентлигига қараб ёзилади:

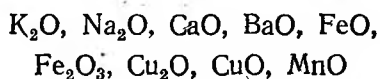


* Металларнинг кислород билан яна бир хил бирикмалари — K_2O_2 пероксидлар бўлиб, булар тузлар жумласига киради. Масалан, BaO_2 , яна Pb_2O_3 , Pb_3O_4 ҳам тузлардир.

Оксидларнинг номига, кўпинча, улардаги кислород билан бириккан элементларнинг валентлиги қўшиб айтилади: Cu_2O — мис (I)-оксид, CuO — мис (II)-оксид (CuO барқарор ва муҳимроқ оксид бўлгани учун, баъзан, тўғридан-тўғри мис оксид деб ҳам юритилади); FeO — темир (II)-оксид, Fe_2O_3 — темир (III)-оксид, SO_2 — олтингугурт (IV)-оксид, SO_3 — олтингугурт (VI)-оксид ва ҳоказо.

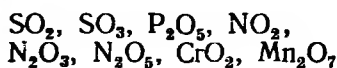
Оксидлар сув билан бирикканда ҳосил қиладиган маҳсулотларнинг (гидратларининг) характериға қараб, бир неча гуруҳға бўлинади:

1. Асосли оксидлар. Сув билан бирикиб, асос ҳосил қиладиган оксидлар *асосли оксидлар* деб аталади. Типик металллар, яъни ишқорий ва ишқорий-ер металллар (иккинчи группанинг бош группчаси) ва баъзи кичик валентли металллар асосли оксидлар ҳосил қилади, масалан:



Асосли оксидлар кислотали оксидлар билан, шунингдек, кислоталар билан реакцияға киришиб, туз ҳосил қилади.

2. Кислотали оксидлар. Сув билан бирикиб, кислоталар ҳосил қиладиган оксидлар *кислотали оксидлар* деб аталади. Актив металлоидлар (галогенлар, олтингугурт, фосфор) ва актив бўлмаган юқори валентли металлларнинг оксидлари кислота ҳосил қилади, масалан:



ва ҳоказо. Баъзи кислоталардан сув ажратиб олинса, кислотали оксидлар ҳосил бўлади, шу сабабли бундай оксидлар *ангидрид* деб ҳам аталади, масалан: SO_3 — сульфат ангидрид; SO_2 — сульфит ангидрид; CO_2 — карбонат ангидрид.

Кислотали оксидлар асосли оксидлар билан ва асослар билан реакцияға киришиб, туз ҳосил қилади.

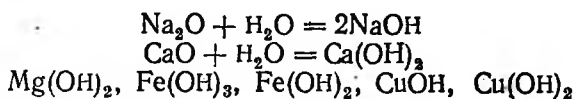
3. Амфотер оксидлар. Амфотер оксидлар сув билан бирикканда кислота хоссаларини ҳам, асос хоссаларини ҳам намоён қиладиган бирикмалар ҳосил бўлади, яъни амфотер оксидларнинг гидратлари ҳам кислота, ҳам асос хоссаларига эгадир.

Амфотер оксидлар кислотали оксидлар билан ҳам, асосли оксидлар билан ҳам, шунингдек, кислоталар билан ҳам, асослар билан ҳам реакцияға кириша олади. Буларнинг ҳаммасида ҳам туз ҳосил бўлади.

Асосли оксидлар, кислотали оксидлар ва амфотер оксидлар умумий ном билан *туз ҳосил қилувчи оксидлар* деб аталади.

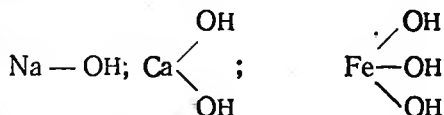
4. Бетараф оксидлар. На кислота, на асос ҳосил қиладиган оксидлар *бетараф оксидлар* деб аталади. Бунга мисол қилиб, CO ва NO ни кўрсатиш мумкин. Бетараф оксидлар туз ҳосил қилмайдиган оксидлардир.

74- §. Асослар. Асосли оксидларнинг гидратлари асослар деб аталади:



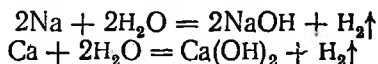
Гидратлар мусбат валентли металл билан OH^- группалардан иборат. OH^- группа гидроксил деб аталади. Гидроксил группа бир валентлидир.

Асослар қуйидагича тузилган:

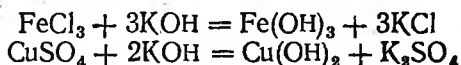


Асослар, қўпинча, гидроксид деб ҳам аталади. Гидроксидларда гидроксил группанинг сони шу гидроксидни ҳосил қилган металлнинг валентлигига тенг бўлади.

Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг гидроксидлари сувда яхши эриб, кучли асослар ҳосил қилади. Бундай асослар *ишқорлар* деб аталади. Ишқорлар металлларга бевосита сув таъсир эттириш йўли билан ҳам олиниши мумкин:

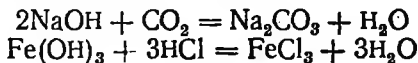


Активмас металлларнинг асослари бу металлларнинг тузларига ишқорлар таъсир эттириш йўли билан олинади:



Ишқорлардан фарқли ўлароқ, бошқа асослар сувда ё эримайди ёки жуда оз эрийди.

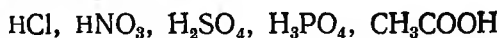
Асослар металлоидларнинг оксидлари ва кислоталар билан реакцияга киришиб, тузлар ҳосил қилади:



Асосли муҳитда қизил лакмус кўкаради, фенолфталеинни туқ пушти рангга, металлоранжни эса сариқ рангга киритади.

Ишқорлар газламаларни, терини ва ёғочни емиради.

75- §. Кислоталар. Таркибида металл атомига алмашиб, туз ҳосил қилиш хоссасига эга бўлган водородли бор моддалар *кислоталар* деб аталади, масалан:



Кислота таркибидаги водороднинг металлга ўрин бера оладиган сони кислотанинг неча негизли эканлигини кўрсатади. Хлорид кислота HCl , нитрат кислота HNO_3 ва сирка кислота CH_3COOH бир негизли кислоталардир, чунки уларнинг молекуласидаги бир атом водород металлга ўрин беради. Сирка кислота молекуласида тўрт

этом водород бўлса-да, у бир негизли кислотадир, чунки водороднинг фақат битта атоми (карбоксил группа COOH дагиси) металлга ўрин бера олади, қолган учта атоми (метил группа CH_3 дагилари) металлга ўрин бера олмайди.

Кислоталарда металлга ўрин бера оладиган водородларнинг (шароитга қараб) баъзан ҳаммаси, баъзан эса бир қисми металлга ўрин бериши мумкин. Масалан, H_3PO_4 да водороднинг бир атоми, икки атоми ёки учала атоми ҳам металлга ўрин бериши мумкин. Шунга кўра, водороднинг битта атоми металлга ўрин берганда кислотадан — H_2PO_4 , икки атом водород металлга ўрин берганда $=\text{HPO}_4$, учта атом водород металлга ўрин берганда эса $\equiv\text{PO}_4$ қисмлар қолади, булар *кислота қолдиқлари* деб аталади*. — H_2PO_4 бир валентли, $=\text{HPO}_4$ икки валентли, $\equiv\text{PO}_4$ эса уч валентлидир. Демак, кислота қолдиқларининг валентлиги металлга ўрин берган водород атомлари сонига тенг бўлади. Кислота қолдиқлари айрим модда ҳолида тура олмайди, улар фақат сувдаги эритмалардагина мустақил суратда мавжуд бўла олади.

Кислоталарда водород мусбат валентли, кислота қолдиқлари эса манфий валентлидир (90- параграфга қаранг).

Кислоталар кислородли ва кислородсиз кислоталарга бўлинади. Кислородли кислоталар: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 ; кислородсиз кислоталар; HCl , HBr , HI , HF , H_2S ва ҳоказо.

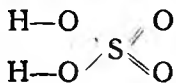
Кислородсиз кислоталарнинг тузилиши:



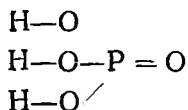
Буларда металлмасларнинг валентликлари металлга ўринини бера оладиган водород атомлари сонига тенг.

Кислородли кислоталар формуласини тузишда аввал металлмас ёзилади ва металлга ўрин бера олувчи водород атомлари металлмасга кислород атомлари орқали бириктирилади, ортиб қолган кислород эса металлмасга бириктириб ёзилади. Шу қондага мувофиқ, сульфат, фосфат, нитрат ва карбонат кислоталарнинг формулалари қуйидагича ёзилади.

Сульфат кислота:



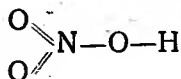
Фосфат кислота:



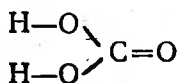
* Кислота қолдиқлари ва гидроксил группа радикаллар қаторига киради. Радикаллар таркибда жуфтлашмаган электронлари бўлган, яъни эркин валентли атом ёки атомлар группаси (молекулаларнинг булаклари) дир. Улар, кўпинча, *эркин радикаллар* деб аталади ва ниҳоятда химиявий актив зарралар бўлиб, ўзаро ва бошқа молекулалар билан бирика олади. Уларнинг кўпи жуда беқарордир. Эркин радикалларнинг баъзилари электронейтрал, баъзилари эса ионлардир. Молекулаларнинг эркин радикалларга парчаланиши *радиолиз* деб аталади. Реакцияларда радикаллар бир модда таркибидан иккинчи модда таркибига ўзгармасдан ўтади ёки ўзгариб, бошқа радикалларга айланади.

Эркин радикаллар Қуёшда, юлдузларда, юлдузлараро фазода ва Ер атмосферасининг юқори қатламларида мавжудлиги аниқланган.

Нитрат кислота:



Карбонат кислота



Кислородли кислоталардаги металлоиднинг валентлигини топиш учун кислород валентликларининг йиғиндисидан металлга ўрин бера олувчи водород атомлари сонини айириш лозим. Масалан, H_2SO_4 ни олайлик. Бунда тўртта атом кислород валентликларининг йиғиндиси саккизга тенг, металлга ўрин бера олувчи водород атомлари валентликларининг сонини саккиздан айириб ташласак, олти қолади. Демак, сульфат кислота таркибидаги олтингугуртнинг валентлиги олтига тенг.

H_2SO_3 да олтингугурт тўрт валентлидир.

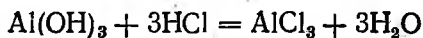
Кислоталарнинг номини аташда шу кислотадаги металлоиднинг латинча номи асос қилиб олинади. Масалан, азотнинг энг муҳим кислотаси (HNO_3) нитрат кислота деб, олтингугуртнинг энг муҳим кислотаси (H_2SO_4) сульфат кислота деб, кислороди сульфат кислотадагидан кам бўлгани (H_2SO_3) сульфит кислота деб аталади. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ да кислород сони сульфат кислотадагига қараганда кўп бўлгани учун, у персульфат кислота деб аталади. H_2S сульфид кислота дейилади. Сульфид сўзи охиридаги «ид» қўшимчаси кислотанинг кислородсиз эканлигини билдиради. Шунинг учун барча кислородсиз кислоталарнинг номи «ид» қўшимчаси билан тугайди. Кислородсиз кислоталардан, масалан, HCl — хлорид кислота, HBr — бромид кислота деб аталади ва ҳоказо.

Кислоталар металллар, асосли оксидлар ва асослар билан реакцияга киришганда туз ҳосил қилади.

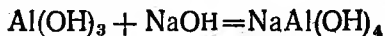
Кислоталар лакмусни қизартиради, метилоранжни пушти ранга киритади. Фенолфталеинга кислоталар таъсир эттирилса, у рангсизлигича қолади.

76- §. Амфотер гидроксидлар. Амфотер оксидларнинг гидратлари *амфотер гидроксидлар* дейилади. Амфотер гидроксидларда ҳам кислота, ҳам асос хоссалари бўлади. Амфотер гидроксидларга $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ва бошқалар мисол бўла олади.

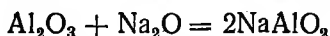
Амфотер гидроксидлар кислоталар билан реакцияга киришганда асос хоссаларини намоён қилади:



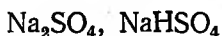
Асослар билан реакцияга киришганда эса кислота хоссаларини намоён қилади:



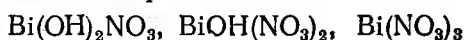
Алюминий оксидга металл оксидлар қўшиб қиздирилганда сув-сиз (гидратланмаган) алюминат ҳосил бўлади:



77- §. Тузлар. Металл-билан кислота қолдигидан иборат бирик-ма *туз* деб аталади. Тузлар кислота молекуласидаги водород ато-мининг металлга ўрин алмашиниши натижасида ҳосил бўлган маҳ-сулот деб қаралиши мумкин. Масалан, сульфат кислотанинг нат-рийли қуйидаги тузлари бор:



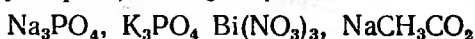
Тузлар гидроксидлардаги гидроксил группанинг кислота қолди-ғига ўрин алмашинишидан ҳосил бўлган маҳсулот деб ҳам қарали-ши мумкин. Масалан, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ даги гидроксилларни нитрат кисло-та қолдиги билан алмаштирамиз:



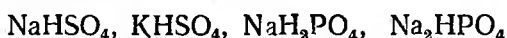
Демак, туз кислота қолдиги билан асос қолдигининг бирикмасидир.

Тузлар бир неча гуруҳга бўлинади:

I. Нормал (ўрта) тузлар. Кислота молекуласининг ме-таллга алмашина оладиган ҳамма водород атомлари ўринни металл олиши натижасида ҳосил бўлган ёки гидроксидлардаги ҳамма гид-роксил группаларнинг ўринни кислота қолдиги олиши натижасида ҳосил бўлган тузлар *нормал тузлар* деб аталади. Масалан:

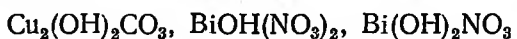


II. Нордон тузлар. Таркибида металлга ўрин бера олади-ган водород атомлари бўлган тузлар *нордон тузлар (гидротўзлар)* деб аталади. Масалан:



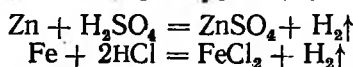
Нордон тузларнинг номини аташда нормал тузлар номидаги иккин-чи сўз олдига «би» ёки «гидро» аффикси қўшилади, масалан: NaHSO_4 — натрий бисульфат (гидросульфат) KHSO_4 — калий бисульфат (гид-росульфат) ва ҳоказо.

III. Асос тузлар. Таркибида гидроксиллар бўладиган туз-лар *асос тузлар* деб аталади. Асос тузлар гидроксид тузлар деб ҳам юритилади. Масалан:

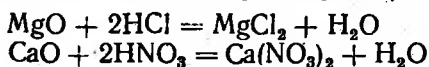


Тузлар ҳар хил усуллар билан ҳосил қилиниши мумкин. Бу усуллардан баъзиларини кўриб чиқамиз.

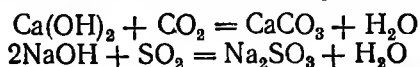
1. Кислотага металл таъсир эттириш усули:



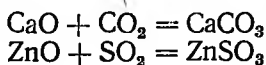
2. Асосли оксидга кислота таъсир эттириш усули:



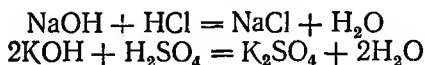
3. Гидроксидга кислотали оксид таъсир эттириш усули:



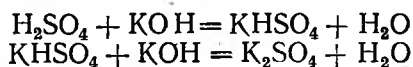
4. Асосли оксид билан кислотали оксидни ўзаро бириктириш усули:



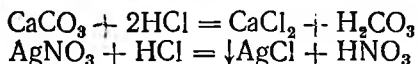
5. Гидроксидга кислота таъсир эттириш усули:



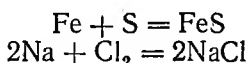
Кислоталар билан асосларнинг ўзаро таъсир реакцияси *нейтралланиш реакцияси* деб аталади. Нейтралланиш реакцияси бир неча босқичда бориши мумкин:



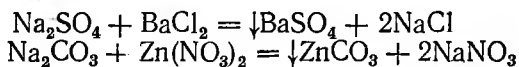
6. Туз билан кислотани ўзаро таъсир эттириш усули; бунда янги туз ва янги кислота ҳосил бўлади:



7. Металл билан металлloidни бириктириш усули:



8. Икки тузни ўзаро таъсир эттириш усули; бунда янги тузлар ҳосил бўлади:



Лекин бундай алмашилиш реакциялари реакция натижасида ҳосил бўладиган туз реакцияга киришувчи тузга қараганда ёмон эрийдиган бўлсагина боради.

Сўвда яхши эрийдиган, ёмон эрийдиган ва эримайдиган тузлар бўлади. Назарий жиҳатдан олганда, сўвда эримайдиган модда бўлмайди, лекин ниҳоятда оз эрийдиган моддалар одатда эримайдиган моддалар деб юритилади.

IV. Тузларнинг аталиши. Тузнинг номи металл номи билан кислота номидан тузилади. Қуйидаги жадвалда кислоталар билан тузларнинг қандай аталиши кўрсатилган:

Кислоталар	Тузлар
HF — фторид кислота	NaF — натрий фторид CaF ₂ — кальций фторид
HCl — хлорид кислота	NaCl — натрий хлорид CaCl ₂ — кальций хлорид
HBr — бромид кислота	NaBr — натрий бромид CaBr ₂ — кальций бромид
HI — йодид кислота	NaI — натрий йодид CaI ₂ — кальций йодид
H ₂ S — сульфид кислота	Na ₂ S — натрий сульфид NaHS — натрий гидросульфид
	CaS — кальций сульфид Ca(HS) ₂ — кальций гидросульфид (кальций бисульфид)
H ₂ SO ₃ — сульфит кислота	Na ₂ SO ₃ — натрий сульфит Ca(HSO ₃) ₂ — кальций гидросульфит (кальций бисульфит)
	NaHSO ₃ — натрий гидросульфит (натрий бисульфит)
H ₂ SO ₄ — сульфат кислота	Na ₂ SO ₄ — натрий сульфат NaHSO ₄ — натрий гидросульфат (натрий бисульфат)
	CaSO ₄ — кальций сульфат Ca(HSO ₄) ₂ — кальций гидросульфат (кальций бисульфат)
HNO ₃ — нитрат кислота	NaNO ₃ — натрий нитрат Ca(NO ₃) ₂ — кальций нитрат
HNO ₂ — нитрит кислота	NaNO ₂ — натрий нитрит Ca(NO ₂) ₂ — кальций нитрит
H ₃ PO ₄ — фосфат кислота	Na ₃ PO ₄ — натрий фосфат Na ₂ HPO ₄ — натрий гидрофосфат NaH ₂ PO ₄ — натрий дигидрофосфат
	Ca ₃ (PO ₄) ₂ — кальций фосфат CaHPO ₄ — кальций гидрофосфат Ca(H ₂ PO ₄) ₂ — кальций дигидрофосфат
H ₂ AsO ₄ — арсенат кислота	NaAsO ₄ — натрий арсенат Na ₂ HAsO ₄ — натрий гидроарсенат NaH ₂ AsO ₄ — натрий дигидроарсенат
	Ca ₃ (AsO ₄) ₂ — кальций арсенат CaHAsO ₄ — кальций гидроарсенат Ca(H ₂ AsO ₄) ₂ — кальций дигидроарсенат
H ₂ CO ₃ — карбонат кислота	Na ₂ CO ₃ — натрий карбонат NaHCO ₃ — натрий гидрокарбонат (натрий бикарбонат)
	CaCO ₃ — кальций карбонат Ca(HCO ₃) ₂ — кальций гидрокарбонат (кальций бикарбонат)

1	2
H_2SiO_3 — силикат кислота	Na_2SiO_3 — натрий силикат
$HClO$ — гипохлорит кислота	$NaHSiO_3$ — натрий гидросиликат
$HClO_2$ — хлорит кислота	$CaSiO_3$ — кальций силикат
$HClO_3$ — хлорат кислота	$Ca(HSiO_3)_2$ — кальций гидросиликат
$HClO_4$ — перхлорат кислота	$NaClO$ — натрий гипохлорит
H_2MnO_4 — марганат кислота	$NaClO_2$ — натрий хлорит
$HMnO_4$ — перманганат кислота . .	$NaClO_3$ — натрий хлорат
H_2CrO_4 — хромат кислота	$NaClO_4$ — натрий перхлорат
$H_2Cr_2O_7$ — дихромат кислота (бихромат кислота)	Na_2MnO_4 — натрий марганат
	$NaMnO_4$ — натрий перманганат
	Na_2CrO_4 — натрий хромат
	$Na_2Cr_2O_7$ — натрий дихромат (натрий бихромат)

УН УЧИНЧИ БОБ

ЭРИТМАЛАР

78-§. Гомоген ва гетероген системалар. Бирор ҳажмда бўлган бир ёки бир неча модда йиғиндиси *система* деб аталади. Системадаги айрим моддалар *компонентлар* дейилади. Бир ёки бир неча компонентдан иборат бўлиб, аммо таркибий қисмлари бир-биридан айрим турмай, бир текис аралашган система *гомоген система* деб аталади. Бундай системада физик хоссалари ёки химиявий таркиби жиҳатидан ўзаро фарқ қилувчи айрим соҳалар бўлмайди. Гомоген система бир фазали бўлади. Масалан, айрим суюқликлар (сув, спирт), айрим газлар (азот, водород), газлар аралашмаси (ҳаво), бир-бирида тула эрийдиган суюқликлар аралашмаси (сув билан спирт аралашмаси), суюқликларда яхши эрийдиган қаттиқ моддалар эритмаси (тузнинг сувдаги, шакарнинг сувдаги эритмаси), бир жинсли қаттиқ моддалар — гомоген системалардир.

Физик хоссалари ёки химиявий таркиби жиҳатидан бир-биридан фарқ қилувчи икки ёки бир неча соҳалари бўлган ва бу соҳалари бир-биридан юзалар билан ажралиб турган система *гетероген система* деб аталади. Гетероген система ҳам бир компонентдан ёки бир неча компонентдан иборат бўлиши мумкин, аммо гомоген системадек бир фазали эмас. Уларнинг фазалари икки ёки иккидан ортиқ бўлади ва бир-биридан юзалар билан ажралиб туради. Масалан, муз, сув ва сув буғидан иборат система гетероген системадир. Бундаги бир-биридан айрим соҳалар — муз, сув, буғ — айрим фазалардир. Демак, бу система бир компонентли, уч фазали гетероген система бўлади. Шакар эритмаси олинса-да, унинг тагида эримай қолган кристаллар бўлса, бу икки фазали, икки компонентли гетероген система бўлади. Компонентлари сув ва шакар фазалари эса шакар кристаллари ва эритмадир. Шакар кристаллари қаттиқ фаза, эритма эса суюқ фаза бўлади. Ўзаро эримайдиган икки суюқлик бир-бирига қуйилса, улар аралашмайди. Бу икки суюқлик маълум юза орқали ажралиб туради. Бу икки компонентли ва икки фазали гетероген система. Унинг иккала фазаси ҳам суюқ фазалардир. Бир неча қаттиқ моддалар аралашмаси бир неча қаттиқ фазалари бўлган гетероген системадир.

Системалар ичида турли физик ва химиявий реакциялар бориши мумкин.

79-§. Дисперс системалар. Дисперс системалар икки моддадан,

яъни икки компонентдан иборат бўлиб*, улардан бирининг майда заррачалари иккинчисининг ичида бир текис тарқалган бўлади. Тарқалган модда *дисперс модда* деб, иккинчиси эса *дисперс муҳит* деб аталади.

Моддаларнинг агрегат ҳолатларига қараб, турли дисперс системалар бўлиши мумкин. Булар қуйидагилардир:

газ + газ;	қаттиқ модда + суюқлик;
суюқлик + газ;	газ + қаттиқ модда;
қаттиқ модда + газ;	суюқлик + қаттиқ модда;
газ + суюқлик;	қаттиқ модда + қаттиқ модда.
суюқлик + суюқлик;	

Кўпинча, дисперс модда *эриган модда* деб, дисперс муҳит *эритувчи* деб аталади. Дисперс система эса *эритма* дейилади.

Дисперс модда заррачаларининг майдалигига қараб, дисперс системалар бир неча гуруҳга бўлинади:

1. Муаллақ заррачали системалар.
2. Коллоид эритмалар.
3. Молекуляр ёки чин эритмалар.

Муаллақ заррачали системалар. Буларда дисперс модда заррачалари 100 м μ дан катта бўлади ва одатдаги микроскопда кўринади. Баъзан, бу заррачалар йирик бўлса, уларни ҳатто микроскопсиз ҳам кўриш мумкин бўлади. Дисперс заррачалари йирик системалар беқарор бўлади ва идиш тубига чўка боради. Дисперс заррачалар майда бўлса, улар муаллақ ҳолда узоқ сақланади. Муаллақ заррачали системалар гетероген системалардир.

Дисперс моддаси қаттиқ моддадан, дисперс муҳити суюқ моддадан иборат система *суспензия* деб аталади.

Дисперс моддаси ҳам, дисперс муҳити ҳам суюқликлардан иборат системалар *эмульсия* дейилади.

Коллоид эритмалар. Бундай системаларнинг дисперс моддаси заррачаларининг ўлчами 1 м μ билан 100 м μ оралиғида бўлади. Бу заррачалар кўпдан-кўп молекула ёки ионлардан иборат бўлади, аммо улар одатдаги микроскопда кўринмайди, уларни ультрамикроскопдагина кўриш мумкин (174- параграфга қаранг). Коллоид эритмалар ҳам гетероген системалардир.

Молекуляр (чин) эритмалар. Бундай системаларда дисперс модда молекулаларга ёки ионларга қадар бўлинган бўлади, яъни дисперс модданинг заррачалари айрим молекулалардан ёки ионлардан иборат бўлади. Бундай системанинг дисперс заррачалари 1 м μ дан кичик бўлади ва уларни ҳеч қандай оптик асбоблар билан кўриб бўлмайди.

Муаллақ заррачали системалар, коллоид эритмалар ва чин эритмалар орасига-кескин чегара қўйиб бўлмайди, албатта.

Умуман айтганда, дисперс муҳити, яъни эритувчиси сув бўлган системаларнинг аҳамияти каттадир. Бу бобда биз ана шундай системаларни кўриб чиқамиз.

* Иккидан ортиқ ҳам бўлиши мумкин.

80- §. Чин эритмалар. Эриш процесси. Чин эритмалар та-
моман гомоген системадир. Эриган модда ва эритувчи заррачалари
бир-бири орасида бир текис тарқалган — диффузиланган бўлади.

Эритмаларнинг таркиби химиявий бирикмаларнинг таркиби ка-
би турғун, яъни эквивалент миқдорларда бўлмайди. Эритмадаги ик-
ки компонент миқдорлари бир қадар ўзгариши мумкин. Масалан,
100 г сувда 1 г, 2 г, 3 г ва ҳоказо шакари ёки, 1 г шакари 100 г
сувда ёки 105 г сувда эритиш мумкин. Шунинг учун эритмаларни
механик аралашма деб қараса бўлар эди. Лекин эритмаларнинг ме-
ханик аралашма эмаслигига кўпгина далиллар бор. Модда эритув-
чида эриганда, баъзан, иссиқлик ютилади, баъзан эса иссиқлик чи-
қади.

Масалан, сульфат кислота сувда эриганда жуда кўп иссиқлик
чиқади. Аксинча, аммоний нитрат NH_4NO_3 сувда эриганда иссиқ-
лик ютилиб, эритма жуда совиб кетади.

1887 йилда Д. И. Менделеев эриш процессида содир бўладиган
иссиқлик эффектини (иссиқлик ютилиши ва чиқишини) текшириб,
бунда эрувчи модда ва эритувчи (сув) ўзаро химиявий таъсир эта-
ди, деган назарияни, яъни гидратланиш назариясини яратди.
Эритмада эриган модда эритувчи (сув) билан кўпинча химиявий
бирикади, бу бирикма *гидрат* деб аталади, процесснинг ўзи эса *гид-
ратланиш* дейилади. Фақат сувдаги эритмаларда эмас, бошқа эри-
тувчилардаги эритмаларда ҳам шундай процесс бўлиши мумкин.
Бу процесс умумлаштириб, *сольватланиш* деб, бирикмалар эса
сольватлар деб аталади.

Гидратланиш (шунингдек, сольватланиш) процессининг сабаби
шуки, эритувчи ва эрувчи моддаларнинг молекулалари қутбли бў-
лади. Уларнинг қанчалик қутбли эканлигига қараб, сольватланиш
ва сольватларнинг барқарорлиги турлича бўлади. Қутблилик қан-
ча юқори бўлса, сольватланиш хусусияти шунча ортиқ, сольватлар-
нинг барқарорлиги ҳам шунча юқори бўлади. Гидратланиш процес-
сида эрувчи модда ва сув орасида қутбли боғланишдан ташқари,
водородли боғланиш ҳам бўлиши мумкин.

Сув молекулалари қутбли бўлганидан, сувда эриган моддалар
гидратланиб, гидратлар ҳосил қилади. Эритувчининг эриган мод-
дага бирикадиган миқдори ўзгариб туради ва эритувчининг бир-
мунча миқдори сольват таркибига кирмай қолади.

Эриш процессида иссиқлик чиқиш ёки ютилиш ҳодисалари соль-
ватлар ҳосил бўлишини ва эритманинг механик аралашма эмасли-
гини кўрсатади. Эритма химиявий бирикма билан механик аралаш-
ма оралигидир. Баъзи эриш процессида эрувчи модда ва эритувчи
орасида бир қадар химиявий бирикиш бўлишини кўрсатиб берган
Д. И. Менделеевнинг гидратланиш назариясини ҳозир фанда кўп-
чилик эътироф этган.

Эритма буғлатилганда, кўпинча, сув билан бирга, гидрат тарки-
бига кирган сув ҳам буғланиб кетади, яъни гидрат емирилади ва
эриган модданинг ўзи қолади. Баъзан эса гидрат шу қадар беқарор
бўладики, эритма буғлатилганда ёки концентрланган эритма сови-
тилганда фақат гидрат таркибига кирмаган сув буғланиб, гидрат

эса емирилмайди; у муайян миқдор сув билан боғланган ҳолда кристалланади. Бундай кристалллар *кристаллгидратлар* деб; уларнинг таркибидаги сув эса кристалл *суви* деб аталади. Кристаллгидратларнинг формуласи ёзилганда бир молекула эриган моддага тўғри келган кристалл суви молекулалари кўрсатилади. Масалан:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мис сульфат (тўтиёйи);

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — натрий карбонат (сода);

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — натрий сульфат;

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — магний сульфат;

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — темир (II)-сульфат;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — калий-алюминий сульфат (аччиқтош).

Қаттиқ моддалар эриганда кристалллар сиртқи қаватларидан бошлаб, аста-секин емирилади. Молекулалар ва ионлар эритувчи ичига тарқалади. Кристаллда бир-бирини тортиб турган молекуларнинг, айниқса, ионларнинг тарқалиб, бир-бирига таъсир қилмайдиган даражада узоқлашуви, яъни кристаллнинг емирилиб кетиш процесси энергия талаб қилади. Бир моль модда кристалларнинг емирилиши учун кетадиган энергия *кристалл панжара энергияси* деб аталади ва жоуль билан ифодаланади. Қаттиқ моддаларнинг эриш процессига кетадиган бу энергия (иссиқлик) эритманинг ўзидан чиқади, шунинг учун эритма совийди. Агар эриш процесси фақат кристалларнинг емирилишидан иборат бўлса, сарф қилинадиган иссиқлик кристалл панжара энергиясига тенглашади. Аммо баъзи эриш процессларида иссиқлик чиқади, бу эса химиявий процесс борлигини — гидрат ҳосил бўлишини кўрсатади. Гидратланиш, одатда, иссиқлик чиқарадиган — экзотермик процессдир. Гидратланиш иссиқлигининг бир қисми модда кристалларининг емирилиши учун сарф бўлади, бир қисми эса ажралиб чиқади. Демак, модда эригандаги иссиқлик эффекти кристалларнинг емирилиш процесси билан гидратланиш процесси иссиқлик эффектларининг йиғиндисига тенг. Гидратланиш иссиқлиги кристалларнинг емирилиш иссиқлигидан кўп бўлса, иссиқлик ортиб қолади ва ажралиб чиқади, яъни эритма исийди. Бунда эриш иссиқлиги мусбат бўлади. Гидратланиш иссиқлиги кристалларнинг емирилиш иссиқлигидан оз бўлса, иссиқлик етмайди, яъни эритма совийди, система ўз иссиқлигини сарф қилади. Бунда эриш иссиқлиги манфий бўлади.

81- §. Тўйинган ва тўйинмаган эритмалар. Қаттиқ модда эритувчига туширилганда унинг ионлари ёки молекулалари ва эритувчи молекулаларининг қутблари тортилиши натижасида поляр боғланиш билан водородли боғланиш вужудга келиб, эриш процесси бошланади. Қаттиқ модда ионлари ёки молекулалари узилиб-узилиб, эритувчи орасида бир текис тарқала бошлайди — диффузияланади.

Иккинчи томондан, эритмага ўтган ва эритма ҳажмида эркин ҳаракатда бўлган бу ионлар ёки молекулалар қаттиқ модда сиртига яқин келиб қолганда, унга тортилиб, яна боғланиб олади. Шундай қилиб, бир томондан, эриш процесси борса, иккинчи томондан,

эриган моддалар яна қаттиқ ҳолатга ўтиб туради — кристаллана боради. Эритмада эриган модда миқдори қанча кўп бўлса, кристалланиш ҳам шунча тез бўлади. Эриш процесси даставвал тез бориб; сўнгра тобора секинлашади, кристалланиш процессининг тезлиги эса аввал нулга тенг бўлиб, сўнгра ортиб боради. Маълум вақт ўтгандан сўнг, бу иккала процесснинг тезликлари тенглашади. Эриш ва кристалланиш процесслари тўхтамайди, ammo вақт бирлигида қанча модда эриса, шунча модда яна кристалланиб туради; динамик мувозанат қарор топади:

Қаттиқ модда ↔ эриган модда.

Демак, мувозанат қарор топгач, аynи температурада эритмадаги эриган модданинг концентрацияси ўзгармайди. Бундай эритма *тўйинган эритмадир*.

Эриш ва кристалланиш процесслари тезлиги барабарлашган эритма тўйинган эритма деб аталади.

Агар эритмада эриш процессининг тезлиги кристалланиш процессининг тезлигидан ортиқ бўлса, яъни бу иккала процесс орасида мувозанат бўлмаса, бундай эритма *тўйинмаган эритма* дейилади.

Эриган моддасининг концентрацияси шу температурадаги тўйинган эритманинг концентрациясидан кам бўлган эритма тўйинмаган эритма деб аталади.

Демак, тўйинмаган эритмада эриган модданинг концентрацияси шу температурадаги тўйинган эритманинг концентрациясидан паст бўлади.

82-§. Эритма концентрациясининг ифодаланиши. Эритмадаги эриган модданинг концентрацияси унинг миқдорини кўрсатади. Баъзи эритмаларнинг концентрацияси жуда паст, баъзиларининг концентрацияси эса жуда юқори бўлиши мумкин. Паст концентрацияли эритмалар *суюлтирилган эритмалар* деб, юқори концентрацияли эритмалар эса *концентрланган эритмалар* деб аталади.

Эритмалардаги эриган модданинг концентрациясини турлича ифодалаш мумкин:

1. Процент концентрация. Бундай эритманинг 100 оғирлик қисмидаги эриган модданинг оғирлик миқдори процент билан ифодаланади. Масалан, ош тузининг 15% ли эритмаси — эритманинг ҳар 100 грамида 15 г ош тузи ва 85 г сув бор демакдир.

2. Моляр концентрация. Бундай эритманинг бир литридаги эриган модданинг миқдори унинг грамм-молекулалари сони билан ифодаланади. Масалан, сульфат кислота эритмасининг 1 литрида 1 моль (98 г) сульфат кислота бўлса, бундай эритма бир моляр (М) эритма деб, 1 литрида 9,8 г сульфат кислота бўлса, децимоляр (0,1 М) эритма деб аталади ва ҳоказо.

3. Молял концентрация. 1000 г эритувчида эриган модданинг грамм-молекулалари сони моляллик деб аталади. Масалан 1000 г сувда 1 моль (36,5 г) HCl эриган бўлса, бундай эритма 1 молял эритма деб, 73,0 г эриган бўлса, 2 молял эритма деб, 3,65 г эриган бўлса, децимолял эритма деб аталади.

4. Нормал концентрация. Бундай эритманинг бир литридаги эриган модданинг миқдори грамм эквивалентлар сони билан ифодаланади. Масалан, сульфат кислота нормал эритмасининг 1 литрида 49 г сульфат кислота бўлади ($\mathcal{E} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49$). Бу эритма 1 нормал (1 н.) эритма дейилади. Агар эритманинг 1 литрида 4,9 г сульфат кислота бўлса, бу эритма децинормал (0,1 н.) деймиз. Агар эритманинг 1 литрида 9,8 г сульфат кислота бўлса, бу эритма 0,2 н. дейилади ва ҳоказо.

Лабораторияларда нормал эритмалар кўп ишлатилади. Моддалар ўзаро эквивалент миқдорларда реакцияга киришади. Концентрациялари нормаллик билан ифодаланган эритмалар билан ишлаш анча қулайдир, чунки нормалликлари тенг эритмаларнинг тенг ҳажмларида эквивалентлари ҳам тенг бўлади ва тенг ҳажмларда олинган бундай эритмалар батамом ўзаро таъсир этади. Икки эритманинг нормаллиги бир-бирига тенг бўлмаса, улардан эквивалент миқдорларда олиш учун, бирининг нормаллиги иккинчисининг нормаллигидан неча марта ортиқ эканлигини билиш керак. Бунинг учун биринчисининг ҳажми иккинчисининг ҳажмидан неча марта кичиклигини аниқлаш кифоя. Демак, эритмаларнинг нормалликлари ҳажмларига тескари пропорционалдир:

$$v_1 : v_2 = n_2 : n_1$$

Нормал эритмаларнинг нормалликлари билан ҳажмларининг кўпайтмаси ўзаро тенг бўлади:

$$v_1 \cdot n_1 = v_2 \cdot n_2$$

Бунга асосланиб, икки эритманинг ҳажми ва улардан бирининг нормаллиги маълум бўлса, иккинчисининг нормаллигини (концентрациясини) топиш қийин эмас.

Масалан, бирор кислота эритмасининг концентрациясини аниқлаш керак бўлса, маълум концентрацияда ишқор эритмаси тайёрланади ва муайян ҳажмдаги кислота эритмаси олиниб, ишқор эритмаси билан нейтралланади, сарф бўлган ишқор ҳажми ўлчанади ва ҳажмлар ҳамда ишқор концентрациясининг қиймати юқоридаги ифодага қўйилиб, кислотанинг концентрацияси топилади:

$$n_2 = \frac{v_1 n_1}{v_2}$$

Баъзан эритмаларнинг концентрацияси юқорида айtilганлардан бошқача ҳам ифодаланади. Масалан: 1) 100 мл эритмадаги эриган модданинг г ҳисобидаги миқдори, 2) 100 г эритувчидаги эриган модданинг г ҳисобидаги миқдори, 3) 100 мл эритувчидаги эриган газнинг ҳажми ва ҳоказо.

Агар концентрацияси процент билан ифодаланган икки эритмадан учинчи эритма тайёрлаш ёки бир эритмадан суюқроқ иккинчи эритма тайёрлаш лозим бўлса, аралаштириш қондасидан фойдаланилади.

1- мисол. 64% ли ва 28% ли эритмалардан 38% ли эритма тайёрлаш учун уларни қандай оғирлик қисмларда олиб аралаштириш керак?

Е ч и ш: берилган эритмаларнинг концентрациялари чап томонга, тайёрланиши керак бўлган эритманинг концентрацияси эса ўнг томонга ёзилади:

$$\begin{array}{ccc} 64 & & \\ & \searrow & \\ & & 38 \\ & \nearrow & \\ 28 & & \end{array}$$

Тайёрланиши керак бўлган эритманинг концентрацияси дастлабки эритмалар концентрацияларининг оралиғида бўлса, дастлабки эритмаларнинг концентрацияларини ифодаловчи сонларнинг каттаси (64) дан тайёрланиши керак бўлган эритма концентрацияси (38) айрилади, чиққан натижа эса ўнг томоннинг пастига ёзилади, кейин тайёрланиши лозим бўлган эритманинг концентрациясидан суюқроқ эритманинг концентрацияси айрилади ва айirma ўнг томоннинг юқорисига ёзилади:

$$\begin{array}{ccc} 64 & & 10 \\ & \searrow & \nearrow \\ & & 38 \\ & \nearrow & \searrow \\ 28 & & 26 \end{array}$$

Демак, 38% ли эритма тайёрлаш учун 64% ли эритманинг 10 оғирлик қисмига 28% ли эритманинг 26 оғирлик қисмини аралаштириш лозим экан.

2- мисол. 45% ли эритмадан 15% ли эритма тайёрлаш учун унга қанча сув қўшиш керак?

Е ч и ш:

$$\begin{array}{ccc} 45 & & 15 \\ & \searrow & \nearrow \\ & & 15 \\ & \nearrow & \searrow \\ 0 & & 30 \end{array}$$

Демак, 45% ли эритманинг 15 оғирлик қисмига 30 оғирлик қисм сув қўшиш керак экан.

Аралаштириш қондасига асосланиб ҳисоблашда эритмаларнинг солиштирма оғирликларидан фойдаланиш ҳам мумкин.

3- мисол. Солиштирма оғирлиги 1,40 бўлган сульфат кислотадан солиштирма оғирлиги 1,60 бўлган сульфат кислота тайёрлаш учун берилган кислотани солиштирма оғирлиги 1,84 бўлган кислота билан қандай нисбатда аралаштириш керак?

Е ч и ш: бу масала ҳам аралаштириш қондасига мувофиқ, диагональ схема билан ечилади:

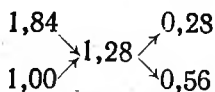
$$\begin{array}{ccc} 1,84 & & \\ & \searrow & \\ & & 1,60 \\ & \nearrow & \\ 1,40 & & \end{array} \begin{array}{ccc} & & 0,20 \\ & \searrow & \nearrow \\ & & 1,60 \\ & \nearrow & \searrow \\ & & 0,24 \end{array}$$

Қасрдан қутулиш учун 0,20 ва 0,24 ларни 100 га кўпайтирамиз.

Демак, сульфат кислотанинг солиштирма оғирлиги 1,60 бўлган эритмасини тайёрлаш учун солиштирма оғирлиги 1,84 ли 20 ҳажм кислота билан солиштирма оғирлиги 1,40 ли 24 ҳажм кислота аралаштирилиши керак экан.

4- мисол. Солиштира оғирлиги 1,84 ли сульфат кислотадан солиштира оғирлиги 1,28 бўлган сульфат кислота (аккумулятор кислотаси) тайёрлаш учун кислота билан сув қандай нисбатларда аралаштирилиши керак?

Ечиш: сувнинг солиштира оғирлигини 1,00 га тенг деб оламиз:



Демак, солиштира оғирлиги 1,84 бўлган 1 ҳажм сульфат кислота билан 2 ҳажм сув аралаштирилиши керак экан.

83- §. Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги. Модда бир эритувчида эриши, бошқа эритувчида эримаслиги ёки бир эритувчида яхши; бошқа эритувчида ёмон эриши мумкин. Модданинг хоссалари текширилганда, унинг эритувчиларда қандай эриши ҳам текширилади. Модданинг эриш хусусияти унинг эрувчанлиги дейилади ва, кўпинча, маълум температурада 100 г эритувчида эриган модда миқдори билан ифодаланади. Демак, эрувчанлик аини температурада тўйинган эритманинг концентрациясини билдиради.

Назарий жиҳатдан олганда, сувда мутлақо эрмайдиган модда йўқ, аммо турли моддаларнинг сувда эрувчанлиги турлича бўлади. Шунинг учун моддалар яхши эрийдиган, ёмон эрийдиган ва сувда амалда эрмайдиган бўлади.

Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги кристалл панжара энергиясига боғлиқдир. Одатда, кристалл панжара энергияси қанча кўп бўлса, яъни моддалар эриганда кристаллларнинг емирилиши учун қанча кўп энергия талаб этилса, уларнинг эриши шунча қийин бўлади.

Кристалл панжара энергияси кам моддалар яхши эрийди. Қуйидаги жадвалда моддаларнинг эрувчанлиги билан кристалл панжара энергияси кўрсатилган:

Калий галогенидлар	Кристалл панжара энергияси, моль ккал ҳисобида	Эрувчанлиги (20° да 100 мл сувда эриган миқдори) в ҳисобида
KCl	165	34
KBr	159	65,5
KJ	151	144

Температуранинг ўзгариши билан моддаларнинг эрувчанлиги ҳам ўзгаради. Одатда, кўпгина қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги температура кўтарилиши билан ортади; температура кўтарилганда эрувчанлиги камайдиган моддалар ҳам бор. Демак, температура кўтарилганда кўпгина моддаларнинг

тўйинган эритмалари тўйинмаган эритмага айланади ва уни тўйинтириш учун яна маълум миқдор моддани эритиш керак бўлади. Аксинча, температура пасайганда тўйинган эритмадаги эриган моддаларнинг бир қисми кристалланиб, идиш тубига чуқади, чунки эрувчанлик камаяди.

Эрувчанликнинг температурага қараб ўзгаришига сабаб шуки, кристаллдаги заррачаларнинг тебраниш ҳаракати турли температурада турлича бўлади. Масалан, температура кўтарилганда туз

нинг кристалларини ташкил этган ионларнинг тебраниш ҳаракати кучаяди ва ионлар осон узилиб, кристаллар осон емирилади, яъни эрувчанлик ортади.

Эрувчанлик, баъзан, график тарзда ифодаланади (46-расм). Бу усул моддалар эрувчанлигининг температурага қараб ўзгаришини яхши тасаввур этишга ва ҳар хил моддаларнинг эрувчанлигини таққослаб кўришга имкон беради.

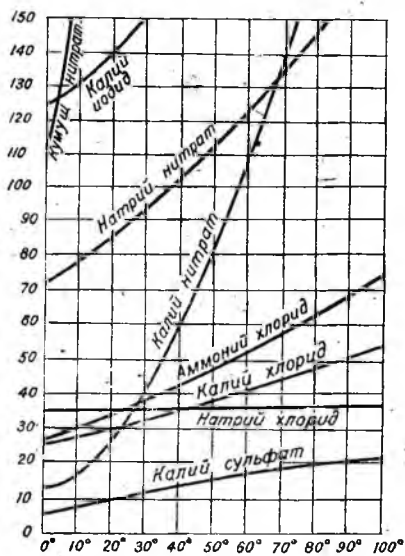
45-расмда бир неча хил тузларнинг эрувчанлик эгри чизиқлари кўрсатилган. Бу эгри чизиқларга қараб, температуранинг кўтарилиши билан KNO_3 нинг эрувчанлиги тез ортишини, $NaCl$ нинг эрувчанлиги эса кам ўзгаришини кўраимиз.

Температуранинг кўтарилиши билан эрувчанлиги камайдиган моддаларга $Ca(OH)_2$ ни мисол қилиб келтириш мумкин. Температура кўтарилиши билан унинг эрувчанлик эгри чизиги пасая боради (46-расм).

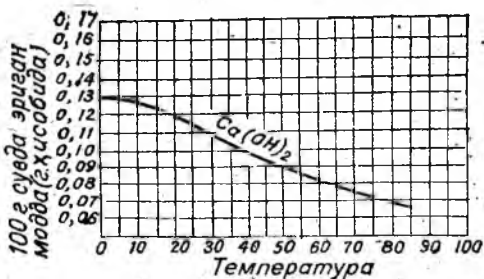
Эрувчанлик эгри чизиқлари температура кўтарилганда баъзи моддалар таркибининг ўзгаришини ҳам кўрсатади. Масалан, натрий сульфат кристаллгидратининг эрувчанлик эгри чизигини кўриб чиқайлик (47-расм).

Температуранинг кўтарилиши билан $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ нинг эрувчанлиги ортиб, эрувчанлик эгри чизиги кўтарила бошлайди. Температура $32,4^\circ$ га етганда эрувчанлик камая бошлаб, эрувчанлик эгри чизиги пасая боради.

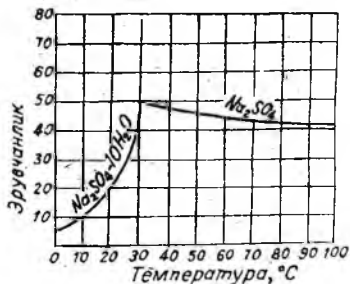
Эрувчанлик эгри чизиги синган жойдаги нуқтада натрий сульфат кристаллгидратининг кристалл суви ажралиб чиқади, шу нуқтадан бошланган эгри чизиқ сувсиз натрий сульфат (Na_2SO_4) нинг



45-расм. Эрувчанлик эгри чизиқлари.



46-расм. Кальций гидроксиднинг эрувчанлик эгри чизиги.



47-расм. Натрий сульфатнинг эрувчанлик эгри чизиги.

эрувчанлик эгри чизигидир. Демак, 32,4° дан юқорида $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ парчаланиб, Na_2SO_4 га айланади. 50-расмдаги эгри чизикни иккита чизикдан, яъни $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ билан Na_2SO_4 нинг эрувчанлик эгри чизикларидан иборат деб тасаввур қилиш мумкин.

Бошқа моддалар кристаллгидратларининг ҳам ўзига хос эрувчанлик эгри-чизиклари бўлади.

Қуйидаги жадвалда температуранинг ўзгариши билан баъзи тузлар эрувчанлигининг ўзгариши кўрсатилган:

Температура, °С ҳисобда	100 мл сувда эриган миқдорлари, г ҳисобда		
	KCl	NaCl	AgNO ₃
0	28,5	35,6	115
20	34,0	36,0	218
40	40,0	36,6	376
60	45,5	37,1	471
80	51,1	38,4	669
100	56,2	39,1	1010

84-§. Ўта тўйинган эритмалар. Моддаларнинг эрувчанлиги температуранинг пасайиши билан камайганлигидан, тўйинган эритма совитилганда, эриган модданинг бир қисми кристалланади ва эритма тўйинганлигича қолади. Аммо баъзи моддаларнинг, масалан натрий сульфат, натрий ацетат ва натрий тиосульфатнинг

тўйинган эритмаси аста-секин совитилса, эриган модданинг шу температурага хос миқдоридан ортиғи кристалланмайди. Бундай эритма *ўта тўйинган* эритма дейилади. Демак, ўта тўйинган эритмада айни температурада эриши керак бўлганидан ортиқ миқдор модда эриган бўлади. Эҳтиёт қилинса, ўта тўйинган эритмалар йиллар давомида сақланиши мумкин. Лекин ўта тўйинган эритмага эриган модданинг кичик бир кристали ёки шу шаклда кристалланган бошқа модданинг кичик бир кристали ташланса, ўта тўйинган эритмадаги ортиқча эриган модда ташланган кристалл атрофида дарҳол кристалланади — ўта тўйинган эритма тўйинган эритмага айланади.

Ўта тўйинган эритмалар силжитилганда ёки шиша таёқча билан аралаштирилганда ҳам кристалланиш бошланади.

85-§. Сууюқлик ва газларнинг эрувчанлиги. Сууюқликларнинг сууюқликларда эриши ҳам турлича бўлади. Баъзи сууюқликлар бири-бирида чексиз эрийди. Масалан, сув билан спирт ва сув билан глицерин ҳар хил нисбатларда аралаштирилганда ҳам бири-бирида эрийверади.

Баъзи сууюқликлар маълум чегарага қадаргина эрийди. Бундай сууюқликларга анилин билан сувни ёки эфир билан сувни мисол келтириш мумкин. Сув билан эфир яхши аралаштирилиб, сўнгра тиндирилса, икки қават ҳосил бўлади. Пастки қават эфирнинг сувдаги эритмаси, юқориги қават эса сувнинг эфирдаги эритмаси бўлади. Температура кўтарилиши билан уларнинг эрувчанлиги ҳам ортади, муайян бир температурадан бошлаб, бири-бирида ҳар қандай нисбатда эрийдиган бўлиб қолади ва қаватлар қўшилиб кетади. Бу температура эрувчанликнинг *юқори критик температураси* дейилади. Бири-бирида маълум чегарагача эрийдиган баъзи сууюқликлар-

нинг эрувчанлиги температуранинг пасайиши билан ошиб боради. Бундай суюқликлар температура муайян бир нуқтага етганда ва ундан пастда ҳар қандай нисбатда ҳам аралашадиган бўлиб қолади. Бу температура эрувчанликнинг *пастки критик температураси* деб аталади. Лекин, кўпинча, температуранинг кўтарилиши билан эрувчанлик орта боради. Умуман айтганда, суюқликларнинг ўзаро эрувчанлиги турли характерга эга бўлади ва анча мураккаб системалар ҳосил қилади.

Газларнинг эрувчанлиги температурага, босимга, газнинг табиатига ва эритувчиларга боғлиқ бўлади.

Одатда, газларнинг эрувчанлиги суюқликнинг ҳажм бирлигида (0° да ва эрувчан газнинг 760 мм парциал босимида) эрийдиган газ ҳажми билан ифодаланади.

Қуйидаги жадвалларнинг биринчисида айрим газларнинг сувда эрувчанлиги кўрсатилган.

Берк идишдаги сув устида газ бор деб фараз қилайлик. Газ молекулалари жуда тез ҳаракатланади; улар суюқлик устига урилганда шу суюқликда эриши мумкин. Лекин эриган молекулалар суюқлик устига чиқиб қолса, суюқликдан бутунлай чиқиб кетиши мумкин. Суюқликда эриган газнинг концентрацияси ошган сари унинг чиқиб кетиш тезлиги ҳам ортиб боради. Газнинг эриш тезлиги билан суюқликдан чиқиб кетиш тезлиги тенглашганда суюқлик устидаги газ билан эриган газ орасида мувозанат вужудга келади:

Суюқлик устидаги газ \rightleftharpoons эриган газ + энергия.

Газларнинг эриш процесси экзотермик процессдир; Ле-Шателье принципига мувофиқ, температура кўтарилиши билан мувозанат чапга томон силжийди, суюқлик устидаги газ кўпаяди ва эрувчанлик камаяди. Температура пасайганда эрувчанлик ортади. Қуйидаги жадвалда баъзи газларнинг сувда эрувчанлигига температуранинг қандай таъсир этиши кўрсатилган (эрувчанлик 0° да ва газнинг 760 мм парциал босимида 100 мл сувда эриган газнинг ҳажми билан ифодаланган).

Газларнинг суюқликларда эрувчанлигига босим кучли таъсир этади. Босимнинг таъсир этиш қонунини Генри кашф этган эди (1803). Генри қонуни қуйидагидек таърифланади:

Газ	Эрувчанлик (0° да ва газнинг 760 мм парциал босимида 100 мл сувда эриган газнинг ҳажми, мл ҳисобида)
H ₂	2,15
O ₂	4,89
N ₂	2,35
CO ₂	17,13
NH ₃	117600
HCl	52520
Ҳаво	2,9

Температура, °C ҳисобида	H ₂ , мл ҳисобида	O ₂ , мл ҳисобида	N ₂ , мл ҳисобида
0	2,15	4,89	2,39
20	1,84	3,10	1,64
40	1,66	2,31	1,18
60	1,62	1,95	1,00
80	1,60	1,76	0,96
100	1,60	1,70	0,95

Узгармас температурада газнинг суюқликда эрувчанлиги шу газнинг босимига тўғри пропорционалдир.

Дарҳақиқат, суюқлик устидаги газнинг босими ортса, газнинг концентрацияси ортган бўлади, мувозанат ўнг томонга силжийди ва эрувчанлик ортади.

Агар суюқлик устида бир газ эмас, бир неча газ бўлса, ҳар бир газнинг эрувчанлиги фақат ўзининг парциал босимигагина боғлиқ бўлади, яъни айрим газнинг эрувчанлиги газларнинг умумий босимига боғлиқ бўлмайди.

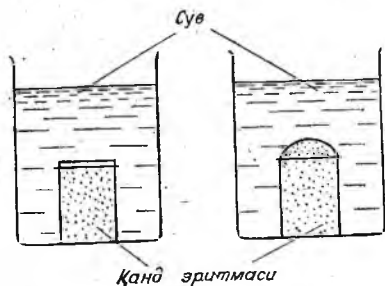
Масалан, сув устида ҳаво бўлса, бу ҳаво сувда эрийди, лекин ҳаво таркибидаги кислород ва азотнинг эрувчанликлари ҳавонинг умумий босимига эмас, балки ўзларининг парциал босимларига боғлиқ бўлади.

86-§. Осмос ва осмотик босим. Шакар эритмаси устига эҳтиётлик билан сув қўйилса, шакар молекулалари сув молекулалари орасига, сув молекулалари эса шакар молекулалари орасига аста-секин кира бошлайди. Маълум вақт ўтгандан сўнг шакар ва сув молекулалари бир-бири орасида текис тарқалган бўлади. Шакарнинг концентрацияси ҳамма жойида бараварлашади. Бу ҳодиса, яъни бир (ёки бир неча) модданинг бошқа модда ичида тарқалиши *диффузия* деб аталади.

Температура кўтарилганда молекулаларнинг энергияси ортганлиги ва шу сабабдан тезлиги ҳам ортганлигидан диффузия тезлашади. Аммо эриган модда молекулаларининг йириклиги ва эритувчи суюқликнинг қовушоқлиги каби хоссалар диффузияни сустлаштиради.

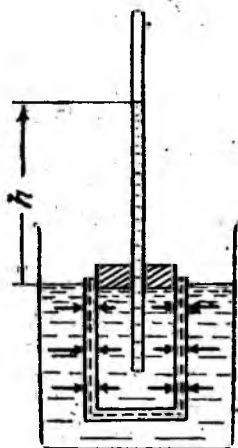
Шакар эритмасини стаканга тўлдириб, стакан оғзини ярим ўтказувчи парда деб аталадиган пергамент қоғоз ёки ҳайвон пуфағи билан ёпиб, унинг четини маҳкам боғлаймизда, стаканни сув тўлдирилган катта идишга ботирамиз (48-расм). Парда эритувчининг молекулаларини ўтказидади, лекин эриган модданинг заррачаларини ўтказмайди. Ярим ўтказувчи парда секин-аста қавара бошлайди. Шакар молекулалари сув молекулаларига қараганда йирик бўлгани учун ярим ўтказувчи парда орқали сиртқи идишга ўта олмайди, сув молекулалари эса парда орқали иккала томонга ҳам ўтаверади, лекин сувнинг иккала томонга ўтиш тезлиги бир-бирига баравар бўлмайди. Сувнинг сиртқи идишдан эритма ичига ўтиш тезлиги эритмадан сиртқи идишга ўтиш тезлигидан ортқи бўлади.

Шунинг учун эритмага кўпроқ сув ўтади ва пуфак қаваради. Бу ҳодиса *осмос* дейилади. Осмос ҳодисасининг сабаби сувнинг стакандаги концентрацияси сиртқи идишдаги концентрациясидан озлигида ва сувнинг эриган модда ни гидратлашида бўлса керак, деб тахмин қилинади, чунки шакарнинг ҳар хил концентрацияли иккита эритмаси орасига ярим ўтказувчи парда қўйилса, вақт



48.-расм

бирлигида парда орқали оз концентрацияли эритмадан кўп концентрацияли эритмага сувнинг кўпроқ молекулалари ўтади, аксинча, кўп концентрацияли эритмадан оз - концентрацияли эритмага сувнинг камроқ молекулалари ўтади. Кўп концентрацияли эритманинг ҳажми ортади, оз концентрацияли эритманинг ҳажми эса камаяди. Шунинг учун, таранг тортилган ярим ўтказувчи парда оз концентрацияли эритма томон қаваради. Осмос ҳодисаси иккала томондаги эритмаларнинг концентрациялари тенглашгунча давом этади. Агар парданинг иккала томонига тенг концентрацияли эритма қўйилса, осмос ҳодисаси сезилмайди, чунки сувнинг иккала томондан парда орқали ўтиб турадиган молекулалари сони тенг бўлади ва, шунинг учун, парда букилмай, текис тураверади.



49- расм.

Эриган модданинг сольватланган (эритувчи сув бўлганда гидратланган) заррачаларининг ярим ўтказувчи пардага босими *осмотик босим* деб аталади.

Туби ва деворлари ярим ўтказувчи қилиб тайёрланган махсус идишга қанд эритмасидан қўйиб, уни сув тўлдирилган идишга ботирамиз (49-расм). Бунда осмос ҳодисаси бошланади. Сувнинг сиртдан эритмага ўтаётган молекулалари сони эритмадан сиртга ўтаётган молекулалари сонидан ортиқ бўлгани учун эритманинг ҳажми ошиб, най бўйича кўтарила боради. Эритманинг бундай кўтарилишидан ҳосил бўлган устун (h) нинг гидростатик босими сувнинг сиртдан ичкарига кираётган молекулаларига қаршилик қила бошлайди, лекин эритмадаги сув молекулаларининг ярим ўтказувчи парда орқали сиртқи идишга чиқишига ёрдам беради. Ниҳоят, найда эритманинг кўтарилиши тўхтайтиди, чунки сувнинг парда орқали иккала томонга ўтувчи молекулалари сони тенглашади, яъни устуннинг босими эритманинг осмотик босимига тенглашади ва осмос ҳодисаси тўхтайтиди.

Найда кўтарилган эритма устунининг баландлиги (h) га қараб, осмотик босимни ҳисоблаб топиш, осмотик босим орқали эса осмос ҳодисасининг даражаси ҳақида тасаввур ҳосил қилиш мумкин. 49-расмда тасвирланган асбобдаги h устуни босимини аниқ ўлчаш учун най орқасига даражалли шкала қўйилади. Бу асбоб энг оддий осмометрдир. Анча аниқ ўлчашга имкон берадиган осмометрлар ҳам бор.

Тоza эритувчиларнинг, масалан, сувнинг осмотик босими нулга тенг. Тоza сув олиб, унда оз-оздан шакар эрита бошлаймиз. Эритмада қанднинг концентрацияси ортиб боради, сиртдан эритмага сувнинг ўтиши кўпаяди, осмотик босим пайдо бўлиб, сўнгра орта бошлайди. Кўпгина тажрибалар натижасида, ўзгармас температурада осмотик босим эриган модда концентрациясига тўғри пропорционал эканлиги аниқланди. **Масалан:**

0° да накар эритмаси (моль/л)	Осмотик босим (атм)
0,12	2,75
0,18	4,04
0,5	11,9
1,00	24,8

T	Шакернинг 1,05 моляр эритмаси босими (атм)
273	24,8
283	25,7
293	26,6

Концентрацияси тенг бўлган эритмаларнинг осмотик босими ҳар хил температураларда ўлчаниб, температуранинг кўтарилиши билан осмотик босимнинг ортиши аниқланди.

Демак, осмотик босим абсолют температурага тўғри пропорционалдир. Масалан:

Юқоридаги қонуният асосида, голланд олими Вант-Гофф (1887) эритмаларнинг осмотик босимига Менделеев тенгламасини татбиқ этиш мумкинлигини аниқлади. Бунда у тенгламадаги ҳажм ўрнига эритманинг моляр концентрациясини қўйди ва осмотик босим билан температура ҳамда концентрация орасидаги боғланишни қўйидагича ифодалади:

$$p = c \cdot RT$$

бу ерда: p — осмотик босим; c — эриган модданинг моляр концентрацияси; T — абсолют температура; R — газ константаси.

$$c = \frac{n}{v},$$

бу ерда: n — эриган модданинг грамм-молекулалари сони.

Демак, эритмаларнинг концентрацияси ва температураси орқали осмотик босимни ҳисоблаб топиш қийин эмас. R ўрнига унинг қиймати (масалан, $0,082, \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{град} \cdot \text{моль}}$ ни) қўйиш лозим.

Бу тенглама барча моддаларнинг суюлтирилган эритмалари учун татбиқ этилиши мумкин. Лекин асослар, кислоталар ва тузлар эритмасининг осмотик босими учун бу тенгламага тузатма киритилади (бу ҳақда 92-параграфга қаранг).

Юқорида айтилганларга кўра, газларнинг босими маълум ҳажмдаги газ молекулаларига боғлиқ бўлгани каби, осмотик босим ҳам эритмадаги эриган модданинг заррачалари сонига боғлиқ бўлиб, эриган модда ва эритувчининг табиатига боғлиқ бўлмайди. Аммо бу қонуният фақат суюлтирилган эритмаларгагина оид эканлигини назарда тутиш лозим. Демак, эквимолекуляр эритмаларнинг осмотик босимлари бир-бирига тенгдир. Бундай эритмалар *изотоник эритмалар* деб аталади. R нинг сон қиймати газларнинг универсал константасига тенг бўлишига асосланиб, газлар ва эритмаларнинг ўхшашлик қонуниятини Вант-Гофф қўйидагича таърифлади:

Эритманинг осмотик босими эриган модданинг газ ҳолатидаги босимига тенгдир (Вант-Гофф қонуни). Бунда, албатта, эритма билан газнинг ҳажмлари тенг ва температуралари тенг бўлиши назарда тутилади.

Масалан, газ ҳолатидаги 1 моль модда 0° ва 1 атм босимда 22,4 л ҳажмни эгаллайди. 1 моль модда эритилганда ҳосил бўлган эрит-

манинг температураси 0° , ҳажми эса 22,4 л бўлса, унинг осмотик босими 1 атм бўлади.

Газ ҳолатидаги 1 моль модда 0° да 1 л ҳажмда бўлса, унинг босими 22,4 атм бўлади. Бир моль модда 0° да 1 л эритмада бўлса, унинг осмотик босими 22,4 атм бўлади.

Демак, суюлтирилган эритмалар Бойл-Мариотт, Гей-Люссак ва Авогадро қонунарига, яъни газларга оид ана шу қонуналарга буйсунади.

Осмос ҳодисаси муҳим аҳамиятга эгадир, бу ҳодиса табиатда ҳам, химия саноатида ҳам кўп учрайди. Ўсимлик ҳужайралари деворларидаги протоплазмада ярим ўтказиш хусусияти бор. Ҳужайралар ичида турли моддалар эритмаси бўлади. Ҳужайра деворлари сувни ичкарига кўпроқ ўтказганидан, ҳужайралар таранг бўлиб туради. Бу таранглик *тургор* деб аталади. Ўсимлик узилганда ва ўрилганда протоплазманинг ярим ўтказиш хусусияти йўқолиб, ўсимлик сўлийди. Узилганда сўлиган гулнинг сувга солинганда озроқ вақтинча тирилиши ҳужайраларга сув кириши, яъни осмос ҳодисаси бўлиши натижасида ҳужайраларнинг қаваришидандир.

Ҳайвонлар еган овқат ичак деворларидан осмос ҳодисаси туфайли ҳужайраларга сўрилади.

Ўсимлик ҳужайраларидаги эритманинг осмотик босими тупроқдаги эритманинг осмотик босимидан ортиқ бўлиши керак. Агар тупроқ эритмасининг осмотик босими ортиқ бўлса, ўсимлик сўлиб, ҳалок бўлади. Шўр тупроқда ўсимликлар ўса олмаслигининг сабаби ҳам ана шу, чунки шўр тупроқда осмотик босим ўсимлик ҳужайраси эритмасининг осмотик босимидан ортиқ бўлади.

87-§. Эритмаларнинг буғ босими. Эритмалардаги эритувчининг концентрацияси тоза эритувчиникига қараганда кичик бўлгани учун, барабар температураларда эритувчи билан эритманинг буғ босимлари тенг бўла олмайди. Масалан, 15° да тоза сувнинг буғ босими 12,79 мм симоб устунига тенг, аммо 15° да H_2SO_4 нинг сувдаги 50% ли эритмасини олсак, сувнинг эритма устидаги буғ босими 4,50 мм симоб устунига тенг бўлади. Вақт бирлиги ичида тоза сув устидан узилиб чиққан молекулалар сони билан эритма устидан узилиб чиққан сув молекулалари сони тенг бўлмайди, чунки эритма устининг бирор қисми эриган модда молекулалари билан банд бўлади. Бундан ташқари, эритувчининг бир қисми эриган моддани гидратлашга сарф бўлади. Шунинг учун, бир хил температурада эритма устидаги буғ тоза эритувчи устидан буғга қараганда ҳамisha кам бўлади. Бу фарқ *эритма буғ босимининг пасайиши* деб аталади.

Тоза эритувчининг буғ босими p_0 — билан, эритма устидаги буғ босими p билан белгиланса (эриган модда уммайдиган модда бўлганда), эритма буғ босимининг пасайиши $p_0 - p$ бўлади, бу фарқ Δp билан ифодаланади.

Эритмадаги эриган модданинг концентрацияси қанча катта бўлса, буғ босимининг пасайиши (Δp) шунча ортиқ бўлиши тажрибаларда аниқланган.

Эритма буғ босими пасайишининг тоза эритувчининг буғ босимга нисбати $\left(\frac{p_0 - p}{p_0}\right)$ эритма устидаги эритувчи буғ босимининг нисбий пасайиши деб аталади.

1887 йилда француз олими Рауль буғ босимининг нисбий пасайиши эриган модданинг моляр қисмига тенг эканлигини аниқлади. Моляр қисм концентрациянинг ифодаси бўлиб, маълум модда моллари сонининг эритмадаги барча моддалар моллари сони йиғиндисига бўлган нисбатига тенгдир:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n}{n_0 + n} = N$$

бу ерда N — моляр қисм, n — эриган модданинг моллари сони; n_0 — эритувчининг моллари сони.

Бу қонун электролитмасларнинг суюлтирилган эритмаларига тааллуқлидир. Суюлтирилган эритмаларда эриган модда молекулаларининг сони ғоят оз бўлгани учун $n + n_0 \approx n_0$ деб олиш мумкин. Бунда юқоридаги математик ифода қуйидаги шаклни олади:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} \approx \frac{n}{n_0}$$

Электролитмасларнинг суюлтирилган эритмаларида буғ босимининг нисбий пасайиши эриган модда моллари сонининг эритувчи модда моллари сонига бўлган нисбатига тенгдир.

Демак, буғ босимининг пасайиши фақат эриган модда молларининг сонига боғлиқдир, лекин эриган модданинг табиатиға боғлиқ бўлмайди.

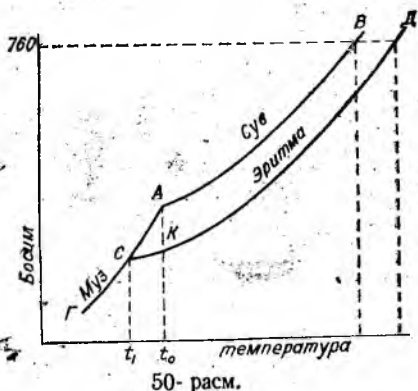
88-§. Эритмаларнинг қотиш ва қайнаш температуралари. Суюқлик иситилганда унинг устидаги буғ босими атмосфера босимиға тенглашганда, у қайнай бошлайди. Эриган модда эритувчининг буғ босимини пасайтиради, шунинг учун эритма эритувчининг қайнаш температурасида қайнай олмайди ва эритувчининг қотиш температурасида қота олмайди. Масалан, сув 100° да қайнайди, 0° да қотади, чунки 100° да буғ босими аҳово босимиға, яъни 760 мм сим. уст. га тенг. 0° да эса 4,6 мм бўлади. Модданинг суюқ ва қаттиқ ҳолатларидаги буғ босимининг тенг бўлиш нуқтаси шу модданинг қотиш нуқтасидир. Бу нуқтада модда ҳам суюқ ҳолатда, ҳам қаттиқ ҳолатда мавжуд бўла олади ва бу ҳолатлар буғ билан мувозанатда туради. 0° да сувнинг буғ босими 4,6 мм, музнинг ҳам буғ босими 4,6 мм, шунинг учун сувнинг қотиш нуқтаси 0° дир. Аммо сувдаги эритмаларнинг буғ босими 100° да 760 мм бўлмай, ундан паст бўлади, чунки 100° да буғ босими ҳаво босимиға, яъни 760 мм сим. уст. нинг буғ босимлари 100° дан юқорида 760 мм га тенг бўлади. Эритмаларнинг буғ босими 0° да 4,6 мм бўлмайди, 0° дан пастда эса 4,6 мм га тенглашади; ана шунда эритмалар қотади. Лекин тоза суюқлик билан эритмаларнинг қотиш нуқталарида бир фарқ бор. Тоза суюқлик бир температурада тамом қотади, эритмаларда эса аввал эритувчи қота бошлайди, сўнгра температура пасайиб, муайян бир нуқтага етганда бутун эритма бирдан қотади. Демак, эритма бир

нуқтада қотмасдан, маълум бир температуралар интервалида қо- тади. Эритмада қотиш бошланган нуқта шу эритманинг қотиш тем- ператураси дейилади.

Шундай қилиб, эриган модда эритувчининг қайнаш нуқтасини кў- тариб, қотиш нуқтасини пасайти- ради. Эригманинг қайнаш нуқтаси билан тоза эритувчининг қайнаш нуқтаси орасидаги фарқни $\Delta t_{\text{қай}}$ би- лан белгилаймиз ва бу айирмани қайнаш нуқтасининг кўтарилиши

деб, эритманинг қотиш нуқтаси билан эритувчининг қотиш нуқтаси орасидаги фарқни эса $\Delta t_{\text{қот}}$ билан белгилаймиз ва бу фарқни қотиш нуқтасининг пасайиши деб атаймиз.

Эритмалар қайнаш нуқтасининг тоза эритувчи қайнаш нуқтаси- дан юқорилигини, эритмалар қотиш нуқтасининг эса эритувчи қо- тиш нуқтасидан пастлигини графикда ифодалаш қулайдир. Маса- лан, сувнинг буғ босимини ва сувдаги бирор эритманинг буғ боси- мини ординаталар ўқиға, температурани эса абсциссалар ўқиға қўямиз:



50- расм.

Расмдаги АВ эгри чизиғи тоза сувға тааллуқли бўлиб, темпера- туранинг ўзгариши билан сув буғи босимининг ўзгаришини ифодала- йди. СД эгри чизиғи эритма устидаги сув буғи босимининг, АСГ эгри чизиғи эса муз буғ босимининг температура ўзгариши билан қандай ўзгаришини ифодалайди. А нуқтада, яъни t_0 температурада эритувчининг буғ босими билан музнинг буғ босими тенглашади. Демак, t_0 эритувчининг қотиш температураси бўлади. С нуқтада, яъни t_1 температурада эритманинг буғ босими билан музнинг буғ босими тенглашади. Демак, t_1 эритманинг қотиш температураси- дир. Графикда t_1 нинг t_0 дан паст бўлиши ҳам кўриниб турибди.

Рауль қонунига мувофиқ, эритмалар қайнаш температурасининг кўтарилиши ва қотиш температурасининг пасайиши маълум миқ- дор эритувчида эриган модданинг молекулалари сонига боғлиқ бўлиб, эриган модда табиатига боғлиқ бўлмайди.

Бу қонун икки қисмга бўлиниб таъриф қилинади:

1. Эритмалар қайнаш температурасининг кўтарилиши ва қотиш температурасининг пасайиши молял концентрацияға пропорцио- налдир, яъни тенг миқдорлардаги эритувчида эриган моддаларнинг миқдорлари қанча кўп бўлса, эритма қотиш температурасининг па- сайиши ва қайнаш температурасининг кўтарилиши шунча ортқ бўлади.

2. Турли моддаларнинг эквимолекуляр миқдорлари бир эритувчи- нинг тенг миқдорларида эриганда эритмалар қайнаш температу- расининг кўтарилиши тенг бўлади, қотиш температурасининг па- сайиши ҳам тенг бўлади, яъни эритувчининг тенг миқдорларида тур-

ли моддаларнинг тенг gM лари эритилса, ҳосил бўлган эритмалар тенг температураларда қотади ва тенг температураларда қайнайди (уларнинг $\Delta t_{\text{кай}}$ лари тенг бўлади ва $\Delta t_{\text{кот}}$ лари тенг бўлади). Масалан, исталган модданинг бир грамм-молекуласи 1000 г сувда эритилганда эритманинг қайнаш температураси $0,52^\circ$ кўтарилади, қотиш температураси эса $1,86^\circ$ пасаяди. $1,86$ сон сув учун ўзгармас катталиқ бўлиб, сувнинг криоскопик* константаси деб аталади; $0,52$ сон сувнинг эбулиоскопик** константасидир.

Қуйидаги жадвалда баъзи эритувчиларнинг криоскопик ва эбулиоскопик константалари кўрсатилган.

Эритувчилар	Криоскопик константаси	Эбулиоскопик константаси
Сув	1,86	0,52
Бензол	5,10	2,57
Ацетат кислота	3,90	3,10
Анилин	5,87	3,69

Юқорида баён этилган хулоса қуйидаги тенглама билан ифодаланади:

$$\Delta t = Kc$$

бу ерда Δt — қайнаш температурасининг кўтарилиши ёки қотиш температурасининг пасайиши; K — эбулиоскопик константаси ёки криоскопик константаси; c — молял кон-

центрация, яъни 1000 г эритувчидаги эриган модданинг моллари сони. Агар a г модда G г эритувчида эриган бўлса, эриган модданинг 1000 г эритувчига туғри келадиган миқдори (m) қуйидагича топилади:

$$m = \frac{a}{G} \cdot 1000 \quad (1)$$

m ни эриган модданинг молекуляр массасига бўлиб, молял концентрациянинг қиймати c ни топамиз ва чиққан натижани (1) тенгламага қўямиз:

$$\Delta t = K \frac{m}{M} \quad (2)$$

Бу тенгламадан M ни аниқлаш мумкин:

$$M = \frac{Km}{\Delta t} \quad (3)$$

Демак, Рауль қонунидан фойдаланиб, эриган модданинг молекуляр массасини аниқлаш мумкин экан.

Мисоллар. 1. 200 г сувда 7,6 г қанднинг эришидан ҳосил бўлган эритма — $0,207^\circ$ да қотади. Қанднинг молекуляр массаси топилади. $K_c = 1,86$.

1000 г сувда эриган модданинг миқдори:

$$m = \frac{7,6 \cdot 1000}{200} = 38 \text{ г.}$$

* Грекча *kruos* — совуқ, *skopeo* — қарайман демакдир.

** Грекча *ebullire* — қайнаш демакдир.

(3) тенгламага K_k ва m қийматлари қўйилади:

$$M = \frac{K m}{\Delta t} = \frac{1,86 \cdot 38}{0,207} = 342.$$

2. 100 г сувда 9 г глюкозанинг эришидан ҳосил бўлган эритма $100,26^\circ$ да қайнайди. Глюкозанинг молекуляр массаси топилсин.
 $K_p = 0,52$.

1000 г сувда эриган модданинг миқдори:

$$m = \frac{9 \cdot 100}{100} = 90 \text{ г.}$$

3) тенгламага K_p ва m қийматлари қўйилади:

$$M = \frac{K \cdot m}{\Delta t} = \frac{0,52 \cdot 90}{0,26} = 180.$$

ЭЛЕКТРОЛИТИК ДИССОЦИАЦИЯ НАЗАРИЯСИ

89- §. Электродитик диссоциация. Электродитмас моддаларнинг суюлтирилган эритмаларидаги осмотик босими, эритувчи буғ босимининг пасайиши, қайнаш температурасининг кўтарилиши ва қотиш температурасининг пасайиши эриган модданинг молекулалари сонига тўғри пропорционалдир. Аммо электродитлар — туз, кислота ва асосларнинг сувдаги эритмалари бу қонундан бир оз четга чиқади. Масалан, 1000 г сувда 1 моль (342 г) қанд, 1000 г сувда 1 моль (94,1 г) глицерин $C_3H_8O_3$ эритилса, бу эритмалар қотиш температураларининг пасайиши, Рауль қонунига мувофиқ, $1,86^\circ$ бўлади. Агар 1000 г сувда 1 моль (74,5 г) KCl , 1000 г сувда 1 моль (208 г) $BaCl_2$ эритилса, KCl эритмасида қотиш температурасининг пасайиши $1,86^\circ$ эмас, ундан тахминан икки марта ортиқ, яъни $3,60^\circ$ бўлади, $BaCl_2$ эритмасида эса $1,86^\circ$ ўрнига ундан тахминан уч марта ортиқ, яъни $5,05^\circ$ бўлади. Шунга ўхшаш, KCl нинг осмотик босими ҳам, қайнаш температурасининг кўтарилиши ҳам тахминан икки марта ортиқ, $BaCl_2$ да эса тахминан уч марта ортиқ бўлади. Молекуляр массалари ҳисобланса, KCl нинг молекуляр массаси ҳақиқий молекуляр массасидан тахминан икки марта кичик, $BaCl_2$ молекуляр массаси эса тахминан уч марта кичик бўлади. Электродитларнинг ўзига хос яна бир хусусияти бор — улар суюқ ҳолатда, шунингдек, уларнинг сувдаги эритмалари электр токини ўтказида. Сувсиз кислоталар, қаттиқ ҳолатдаги тузлар ва асослар электр токини ўтказмайди. Тоза сув ҳам электр токини ўтказмайди. Туз, кислота ва асосларнинг сувдаги эритмаларида электр токи ўтказиш хоссалари билан уларнинг Вант-Гофф ҳамда Рауль қонуларидан четга чиқиш хоссалари орасида боғланиш бор.

1887 йилда швед олими С. Аррениус электродитларнинг молекулалари сувдаги эритмаларда мусбат ва манфий зарядли ионларга ажралади деган гипотезани майдонга ташлади.

Дарҳақиқат, KCl сувда эриганда мусбат зарядли калий иони билан манфий зарядли хлор ионига ажралади. Ҳар бир молекуладан иккита ион — иккита заррача ҳосил бўлади, яъни заррачалар сони икки марта ортади. Шунинг учун эритманинг осмотик босими, қайнаш температурасининг кўтарилиши, қотиш температурасининг пасайиши, қутилгандан икки марта ортиқ бўлади. Молекуляр массасини Δt бўйича ҳисоблаб, ўртача ион массасини топамиз. Натижада, ҳақиқий молекуляр массасидан тахминан икки баравар кичик сон чиқади.

$BaCl_2$ нинг эритмасида ҳар бир молекула $BaCl_2$ дан учта ион —

битта барий иони ва иккита хлор иони ҳосил бўлса, демак, эритмадаги заррачалар сони уч марта ортади. Шу сабабдан, осмотик босим тахминан уч марта, қайнаш температурасининг кўтарилиши ва қотиш температурасининг пасайиши ҳам тахминан уч марта ортади. Молекуляр масса ҳисобланганда у тахминан уч марта кам чиқади.

Электролитларнинг сувдаги эритмалари электр токини ўтказишига сабаб ҳам уларда ионлар мавжудлигидир. Эритмага икки электрод туширилиб, электр манбаи билан туташтирилса, мусбат зарядли ионлар катодга, манфий зарядли ионлар эса анодга тортилади. Шунинг учун мусбат зарядли ионлар катион деб, манфий зарядли ионлар эса анион деб аталади.

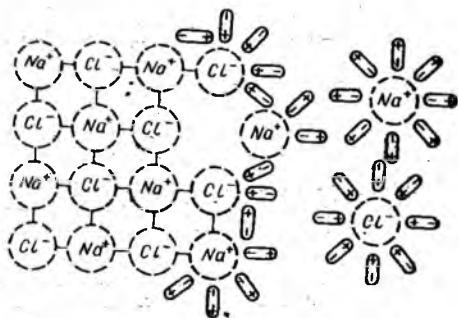
Молекулаларнинг эритмада ионларга ажралиши *электролитик диссоциация* ёки *ионланиш* дейилади.

Аррениус ионланиш гипотезасини майдонга ташлар экан, молекулалардан эркин ионлар ҳосил бўлади, деган фикрни айтди. Бу фикр унинг гипотезасидаги нуқсон эди. И. А. Каблуковнинг (1887—1942) илмий текшириш ишлари ионланиш гипотезасини ривожлантирди, молекулаларнинг диссоциланишидан гидратланган ионлар ҳосил бўлишини ва диссоциланишнинг сабабларини тушунтириб берди.

NaCl , KCl , NaNO_3 ва бошқаларнинг кристаллари ионли панжарага эга бўлиб, сувга солинганда, сув молекулалари поляр бўлгани учун, улар натрий ионларини манфий қутблари билан, хлор ионларини эса мусбат қутблари билан тортиб узади (51-расмда кўрсатилган схемага қаранг).

51-параграфда ионли боғланишга эга бўлган моддаларнинг кристаллари молекулалардан эмас, балки ионлардан тузилганлиги айтиб ўтилган эди. Кристаллари шундай тузилган моддаларнинг ионланиши 54-расмда кўрсатилгандек бўлади.

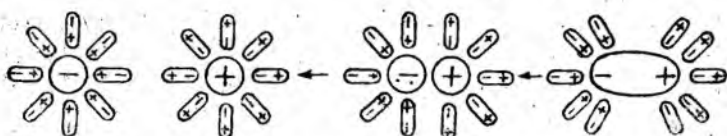
Ковалент боғланишли моддалар, масалан, HCl , H_2S поляр молекулалардақ иборатдир. Улар сувда молекулаларнинг қутбларига сув молекулалари тескари зарядли қутблари билан таъсир этади, натижада модданинг молекулалари ионларга ажралади (52-расмга қаранг).



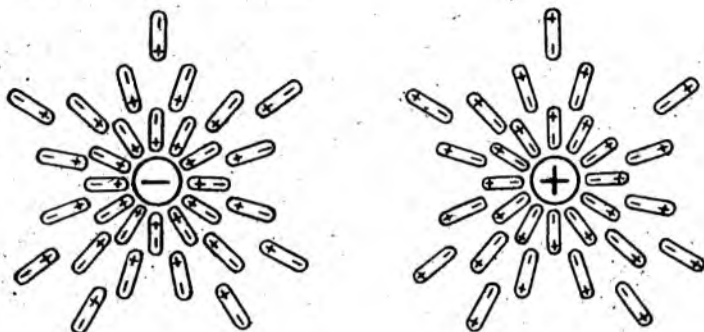
51-расм. Кристаллнинг ионланиш процесси.

53-расмда ионларнинг гидратланиши кўрсатилган. Сув молекулаларининг полярлиги бошқа эритувчиларнинг полярлигига қараганда катта бўлгани учун, электролитлар сувда диссоциланади. Чумоли кислота (формиат кислота), этил спирт, ацетон каби эритувчиларнинг ҳам молекулалари бир қадар полярдир, шунинг учун электролитлар бу эритмаларда ҳам бир оз диссоциланади.

Демак, эритувчилар молекуласининг полярлиги қанчалик юқо-



52- рasm. Ионланиш схемаен.



53- рasm.

ри бўлса, улар электролитларни шунчалик яхши диссоцилайди. Молекулалари поляр эмас ёки оз поляр эритувчиларда электролитлар диссоциланмайди. Эритувчиларнинг ионлаш хусусиятини диэлектрик константалари ёрдами билан ҳам ифодалаш қулайдир.

Бир-бирига қарама-қарши ишорали иккита заряд ҳамиша ўзаро тортишади. Агар улар бўш фазода бўлса, бошқа муҳитда турганларига қараганда кучлироқ тортишади. Муҳит молекулалари поляр бўлиб, уларнинг полярлиги қанча юқори бўлса, бу муҳитга тушган зарядларнинг бир-бирига тортилиши кучи шунча заифлашади. Бу муҳитга кирган зарядларнинг ўзаро тортилиш кучи бўш фазодаги тортилишга қараганда неча марта заифлашганини кўрсатувчи сон шу муҳитнинг диэлектрик константаси деб аталади. Сувнинг диэлектрик константаси 81 га тенг, демак икки заряднинг бир-бирига тортилиш кучи сувда бўш фазодагига қараганда 81 марта камаяди. Шунинг учун ионли боғланишда ёки поляр боғланишда бўлган моддалар сувда эриганда ионларга ажралиб кетади.

Эритувчиларнинг қуйидаги жадвалда берилган диэлектрик константаларини бир-бирига таққослаб кўринг:

Эритувчилар	Диэлектрик константалари
Сув	81
Чумоли кислота	58
Этил спирт	27
Ацетон	21
Эфир	4,3
Бензол	2,3

Эритувчиларнинг ионлаш хоссасига водород боғланиш ҳам таъсир этади. Аррениуснинг ионланиш гипотезасини ривожлантиришда И. А. Каблуковдан ташқари, В. А. Кистяковский, Л. В. Писаржевский ва бошқалар ҳам катта ҳисса қўшдилар.

Натижада бу гипотеза мукамал бир назарияга айланиб, *электролитик диссоциация ёки ионланиш назарияси* деб аталди. Бу назария кўпгина химиявий ва физик-химиявий процессларни тўғри тасаввур этишга ва тушунишга имкон берди.

Шундай қилиб, электролитик диссоциация назариясига мувофиқ, электролитлар сувда эриганда қисман ионларга ажралади. Ионлар мусбат ва манфий зарядли бўлади. Мусбат зарядлар йиғиндиси манфий зарядлар йиғиндисига тенг. Шунинг учун эритма электронейтралдир.

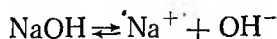
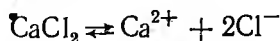
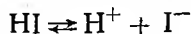
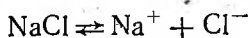
Электролитларнинг йўналишидан ҳосил бўлган металл ионлари ва металлларга алмашина оладиган водород ионлари ҳамиша мусбат зарядли, кислота қолдиқлари ва гидроксил группалар эса манфий зарядли бўлади.

Эритмада эркин юрган ва гидратланган ионларнинг мусбат зарядлари «+», манфий зарядлари эса «—» билан ифодаланади. Масалан: Na^+ , Cl^- . Аммо гидратланган иондаги сув молекулалари кўрсатилмайди.

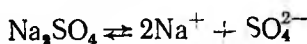
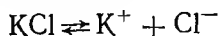
Ионлар ўз хоссалари жиҳатидан нейтрал атомлардан фарқ қилади. Масалан, NaCl сувда Na^+ ва Cl^- ионларга ажралади. Натрийнинг нейтрал атомлари сувга шиддатли таъсир этиб, водородни сиқиб чиқаради. Эритмадаги натрий ионлари эса сувнинг водородини сиқиб чиқармайди. Нейтрал хлор яшил, сариқ, қўланса ҳидли ва заҳарли газдир. Хлор иони рангсиз ва ҳидсиз бўлиб, заҳарли эмас. Демак, нейтрал атомлар ион ҳолига ўтганда уларнинг баъзи хоссалари ўзгаради, аммо массалари ўзгармайди.

Ионнинг зарядлари сони шу ион валентлигига мувофиқ бўлади. Масалан, Na^+ мусбат бир валентли, Cl^- манфий бир валентли, Ca^{2+} мусбат икки валентли, SO_4^{2-} манфий икки валентлидир ва ҳоказо.

Диссоциаланиш процесси қайтар процессдир. Бу процесс вақтида, бир томондан, ионлар ҳосил бўлиб турса, иккинчи томондан, қарама-қарши зарядли ионлар ўзаро тўқнашганда бирикиб, молекула ҳосил қилади. Бу процесс *моляризация (молярланиш)* деб аталади. Эритмада ионланиш ва молярланиш процесслари тўхтовсиз давом этиб туради. Бу процессларнинг тезликлари бараварлашганда иккала процесс мувозанатда бўлади, масалан:

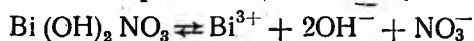
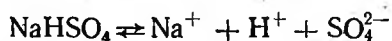


90- §. Асос, кислота ва тузларга диссоциация назарияси нуқтан назаридан қараш. Тузлар сувдаги эритмаларда металл иони билан кислота қолдиғи ионига диссоциаланади:



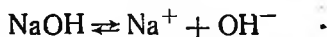
Шунга кўра, сувдаги эритмаларида катион ҳолида металл ионларини, анион ҳолида эса кислота қолдиғи ионларини ҳосил қилувчи моддалар *тузлар деб аталади*.

Агар туз нордон туз бўлса, металл катионидан ташқари, водород катиони ҳам, асос туз (гидроксид туз) бўлса, кислота қолдиғи анионидан ташқари, OH^- аниони ҳам ҳосил бўлиши мумкин:



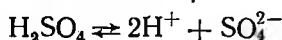
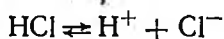
Лекин тузларнинг эритмаларида металл катиони қаторида кислота қолдиғи аниони албатта бўлади.

Асослар сувдаги эритмаларида диссоциаланиб, катион ҳолида металл ионларини, анион ҳолида эса гидроксид ионларини ҳосил қилади:



Бунда OH^- анионидан бошқа анион ҳосил бўлмайди. Шунинг учун, электролитик диссоциация нуқтаи назаридан, сувдаги эритмасида гидроксид иони ҳосил қиладиган ва ундан бошқа анион ҳосил қила олмайдиган бирикмалар *асослар* деб аталади. Асосларнинг умумий хоссалари, яъни кислоталарга таъсир этиб туз ҳосил қилиш, индикаторларга таъсир этиш хоссалари гидроксид ионлар борлигидан келиб чиқади.

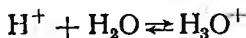
Сувдаги эритмаларида катион ҳолида фақат водород ионларини ҳосил қилувчи электролитлар кислоталар деб аталади. Кислота қолдиғи анион ҳолида бўлади:



Кислоталар водород катионидан бошқа катион ҳосил қилмайди.

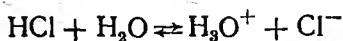
Кислота, асос ва тузларга электролитик диссоциация назарияси нуқтаи назаридан қараганда уларнинг эритмалардаги кўпгина хоссаларини яхши тушуниш мумкин. Энг кучли кислоталар — HCl , H_2SO_4 ҳам сувсиз ҳолда ёки сувдан бошқа бирор эритувчида эриганда уларда кислота хоссалари бўлмайди, яъни улар ўз водородларини металларга алмаштира олмайди ва индикаторларга таъсир этмайди. Кислоталар сувдаги эритмаларида ўз водородларини металлга алмаштириб, туз ҳосил қила олади ва индикаторларга таъсир этади, чунки кислоталардан сувдаги эритмада водород ионлари узилиб чиқади. Шунинг учун уларнинг кислотали хоссалари водород ионларига хосдир.

Водород иони ёлғиз бир протондан иборат, яъни у водород атомининг ядросидир, унда электрон қавати бўлмайди. У бир молекула сув билан дарҳол бирикиб олади:



H_3O^+ *оксоний*, баъзан эса *гидроксоний* деб аталади.

Кислоталарнинг диссоциаланишида оксоний ҳосил бўлишини кўрсатиш учун уларнинг ионланишини қуйидагича ёзиш мумкин эди:



Лекин қулайлик учун, қисқа қилиб $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ҳолида ёзилади, аммо бунда H^+ гидратланган H_3O^+ ҳолида бўлиши назарда тутилади.

Асослар металл оксидларининг сув билан ҳосил қилган бирикмаси дейилса, кислородли кислоталарни ҳам металлонд оксидларининг сув билан ҳосил қилган бирикмаси дейиш мумкин.

Металл гидроксидлари сувда диссоциаланиб, гидроксил ионини ажратиб чиқаради, шунинг учун улар асос бўлади. Металлоид оксидларига мувофиқ, гидроксидлар сувда водород иони ва кислота қолдиғи иони ҳосил қилади, бу ҳолда улар кислота бўлади.

Демак, гидроксидлар икки хил диссоциаланиши: кислота типида диссоциаланиши ва асос типида диссоциаланиши мумкин. Гидроксидлар учун умумий формулани ROH деб олайлик. Масалан, NaOH , B(OH)_3 бирикмаларда R натрий ва бордир. Баъзан R бутун бир радикал ҳам бўлади, масалан, H_2SO_4 ни $\text{SO}_2(\text{OH})_2$ деб ёзиш мумкин, R бунда SO_2 бўлади.

ROH нинг асос типида диссоциаланиши:



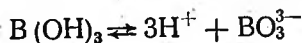
ROH нинг кислота типида диссоциаланиши:



Шундай қилиб, ROH да R билан O орасидаги боғланиш узилса, гидроксид асос типида, H билан O орасидаги боғланиш узилганда эса кислота типида диссоциаланади. Аммо бу икки боғланишдан қайси бирининг узилишини билиш учун R нинг даврий системадаги ўрнига қараймиз ва, шунга асосланиб, R билан O орасидаги боғланишни, R билан H орасидаги боғланишга солиштирамиз. Бу икки боғланишнинг қайси бири кўпроқ поляр бўлса, шуниси сув молекулалари билан яхшироқ таъсирлашади ва узилади.

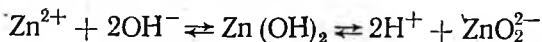
Масалан, NaOH ни олайлик. Натрий биринчи группа элементи, актив металл, унинг металллик хоссалари водородникига қараганда кучли. Шунинг учун натрийнинг кислородга боғланишида полярлик кўпроқ, O билан H орасидаги боғланишда эса полярлик камроқдир. Демак, NaOH асос типида диссоциаланади.

B(OH)_3 ва H_2SO_4 да O билан H орасидаги боғланиш B билан O орасидаги ва SO_2 билан O орасидаги боғланишларга қараганда кўпроқ полярдир, чунки S металлоид, B ҳам кучсиз бўлсада, металлоиддир. Буларнинг металлоидлик хоссалари H никидан кучли; бу бирикмаларда H металллик хоссаларни намоён қилади. Шунинг учун H билан O орасидаги боғланиш кўпроқ полярдир, шу сабабдан, бу боғланиш узилиб, гидроксид кислота типида диссоциаланади:



Шуниинг учун $\text{B}(\text{OH})_3$ ни кислота деб H_3BO_3 ҳолида ёзамиз.

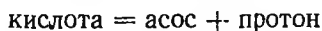
Амфотер гидроксидларда кислота хоссалари ҳам, асос хоссалари ҳам борлигини электролитик диссоциаланиш нуқтаи назаридан тушуниш қийин эмас. Уларда O билан R орасидаги ва O билан H орасидаги боғланишлар ўзаро унча фарқ қилмайди. Шуниинг учун улар иккала типда ҳам диссоциаланади:



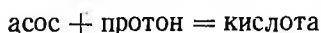
Бирор гидроксидда кислота ё асос ёки амфотерлик хоссалар борлигини билиш учун бу гидроксид эритмасига индикатор таъсир эттириб кўрамиз. Агар гидроксид эримайдиган бўлса, унга кучли кислота ёки ишқор таъсир эттираемиз. Агар у кислота бўлса, кислотода эримай, ишқорда эрийди, агар асос бўлса, ишқорда эримай, кислотода эриб, реакцияга киришади. Агар у амфотер гидроксид бўлса, кислотода ҳам эрийди, ишқорда ҳам эрийди.

91-§. Протон назарияси. Электролитик диссоциация назариясига кўра, кислота ва асослар фақат сувдаги эритмалардагина олинади. Кўпгина тажрибалар сувдан бошқа эритувчилардаги эритмаларга юқорида баён этилган кислота, асос назариясини татбиқ этиб бўлмаслигини кўрсатди. Сувдаги эритмаларга ҳам, сувдан бошқа эритувчилардаги эритмаларга ҳам татбиқ қилиб бўладиган умумий назария яратиш мақсадида Бренстед 1923 йилда протон назариясини таклиф этди.

Бу назарияга мувофиқ кислоталар протон ажратиб чиқариб, асосларга айланадиган ионлар ёки молекулалардир:

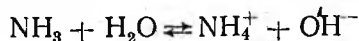


Асослар протонлар бириктириб олиб, кислоталарга айланади:



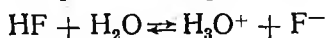
Кислоталар ҳам, асослар ҳам *протолитлар* деб аталади. Протолитлар ион билан нейтрал молекула бўлиши мумкин.

Аммиак билан сув орасида бўладиган реакцияда сув протон ажратиб чиқаради, аммиак эса протон бириктириб олади:



Бунда сув кислота, аммиак эса асосдир. Аммиакнинг протон бириктириб олиш хусусияти сувнинг протон бириктириб олиш хусусиятидан кучлидир.

HF билан сув ўзаро таъсир эттирилганда сув протон бириктириб олади, HF эса протон ажратиб чиқаради:



Бунда сув — асос, HF эса кислотадир. Сувнинг протон бириктириб олиш хусусияти HF никидан кучли; NH_3 , H_2O , HF қаторида протон бириктириб олиш хусусияти чапдан ўнгга қараб сусаяди.

Ҳам кислота, ҳам асос бўлиши мумкин бўлган протолит амфолит деб аталади. Сув амфолитдир.

92-§. Диссоциланиш даражаси. Электролитик диссоциация қайтар процесс бўлганидан, эритмада, бир томондан, ионланиш процесси борса, иккинчи томондан, молярланиш процесси боради, бу икки процесс орасида мувозанат бўлади ва ионланмаган молекулалар сонининг ионлар сонига нисбати ўзгармайди.

Электролитнинг кўп ёки оз диссоциланганини диссоциланиш даражаси кўрсатади. Диссоциланган молекулалар сонининг эриган барча молекулалар сонига нисбати *диссоциланиш даражаси* дейилади. Демак, диссоциланиш даражаси эриган молекулаларнинг қанча қисми диссоциланганини кўрсатади. Диссоциланиш даражаси α билан белгиланади.

Масалан, KCl сувда эритилганда унинг ҳар 100 молекуласидан 85 таси диссоциланса,

$$\alpha = \frac{85}{100} = 0,85$$

бўлади. Демак, эриган молекулаларнинг 0,85 қисми ионланган бўлади. Бу сон 100 га кўпайтирилса, диссоциланиш даражаси процент билан ифодаланган бўлади, бунда диссоциланиш даражаси 85% дейилади.

Диссоциланиш даражаси электролит ва эритувчи табиатига ҳамда эритманинг концентрациясига боғлиқдир. Эритма суюлтирилганда концентрация камаяди. Эритмада сувнинг кўпайиши диссоциланувчи молекулаларга унча таъсир этмайди, чунки уларга сувнинг яқинда турган молекулаларигина таъсир этади, лекин моляризация процессининг тезлиги камайиб кетади, чунки ионлар концентрацияси камайганда, бу ионларнинг тўқнашуви ҳам камаяди. Шунинг учун, Ле-Шателье принципига мувофиқ, мувозанат ўнгга силжийди, ионланиш процессининг тезлиги ортади. Демак, эритма суюлтирилганда диссоциланиш даражаси ортади. Эритманинг концентрацияси оширилганда юқорида айтилганларнинг тескариси бўлиб, диссоциланиш даражаси камаяди.

Диссоциланиш даражаси 0 билан 1 орасида бўлиши мумкин. Агар барча молекулалар диссоциланган бўлса, $\alpha = \frac{100}{100} = 1$ бўлади.

Диссоциланиш даражасини эритманинг электр ўтказувчанлиги орқали ёки эритма қайнаш температурасининг кўтарилиши ёхуд қотиш температурасининг пасайиши орқали ҳисоблаб топиш мумкин.

KCl диссоциланганда ҳар бир молекуладан иккита ион ҳосил бўлади.

Агар калий хлориднинг барча молекулалари диссоциланса, заррачалар сони икки марта кўпаяди ва эритманинг осмотик босими P , қайнаш температурасининг кўтарилиши $\Delta t_{\text{қай}}$, қотиш температурасининг пасайиши $\Delta t_{\text{кот}}$ ҳам икки марта ортади. Лекин тажрибалардан маълумки, KCl эритмасида заррачалар сони икки барабар эмас, балки салкам икки барабар ортади. Шунга ўхшаш, BaCl₂ нинг ҳар молекуласидан учта ион ҳосил бўлади, лекин барча молекулалар диссоциланмаганидан, заррачалар сони уч марта эмас, ундан камроқ кўпаяди.

Вант-Гофф электролит эритмалари учун тажрибада топилган P' , $\Delta t'_{\text{кай}}$, $\Delta t'_{\text{кот}}$ ларнинг Рауль қонуни асосида назарий жиҳатдан ҳисоблаб чиқарилган P , $\Delta t_{\text{кай}}$, $\Delta t_{\text{кот}}$ ларга нисбатини i билан белгилади:

$$i = \frac{P'}{P} = \frac{\Delta t'_{\text{кай}}}{\Delta t_{\text{кот}}} = \frac{\Delta t'_{\text{кай}}}{\Delta t_{\text{кот}}}$$

i — Вант-Гофф коэффиценти (баъзан, изотоник коэффицент) деб аталади ва электролитнинг осмотик босими, қайнаш температурасининг кутарилиши, қотиш температурасининг пасайиши Рауль қонуни асосида ҳисоблаб топилган, P , $\Delta t_{\text{кай}}$, $\Delta t_{\text{кот}}$ лардан неча марта ортиқ эканини, электролит заррачалари эритмада неча марта ортганини кўрсатади. Электролитмас моддалар эритмасида осмотик босим $P = iC \cdot RT$ бўлса, электролитлар эритмасида осмотик босим $P = i \cdot CRT$ бўлади.

Масалан, KCl нинг 0,01 м/л эритмаси ва $BaCl_2$ нинг 0,0114 м/л эритмаси тайёрланиб, улар қотиш температураларининг пасайиши ўлчанса, тубандаги жадвалда кўрсатилган натижалар чиқади:

Моддалар	Концентрация (м/л)	Диссоциланиш даражаси (α)	Назарий жиҳатдан ҳисоблаб топилган $\Delta t_{\text{кот}}$ ($^{\circ}C$)	Тажрибада ўлчанган $\Delta t_{\text{кот}}$ ($^{\circ}C$)	Изотоник коэффицент (i)
KCl	0,01	0,94	0,0361 $^{\circ}$	0,0181 $^{\circ}$	1,94
$BaCl_2$	0,0114	0,86	0,0577 $^{\circ}$	2,72 $^{\circ}$	2,72

Диссоциланиш даражаси (α) ни i орқали тубандагича ҳисоблаб топиш мумкин. N эриган молекулалар сони; α — диссоциланиш даражаси, $N\alpha$ — диссоциланган молекулалар сони, $N - N\alpha$, яъни $N(1 - \alpha)$ — диссоциланмай қолган молекулалар сони, n — ҳар бир молекуладан ҳосил бўлган ионлар сони, $N\alpha n$ — ҳосил бўлган ионлар сони бўлса, эритмадаги барча ионлар ва молекулалар сони:

$$N(1 - \alpha) + N\alpha n = N[(n - 1)\alpha + 1]$$

бўлади, бундан:

$$i = \frac{N[(n - 1)\alpha + 1]}{N}$$

келиб чиқади, N ни қисқартириб, α ни топамиз:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

i ни $\Delta t_{\text{кай}}$ орқали топиш қулайдир.

Бу формуладан фойдаланиб, i ни ҳам, шунингдек P' , $\Delta t'_{\text{кай}}$, $\Delta t'_{\text{кот}}$ ларни ҳам ҳисоблаб топса бўлади.

93-§. Кучли ва кучсиз электролитлар. Турли электролитнинг тенг концентрацияли эритмаларида диссоциланиш даражалари

турлича бўлади. Демак, турли электролитларнинг диссоциланиш хусусияти ҳар хилдир.

Яхши диссоциланувчи электролитлар *кучли электролитлар* деб, ёмон диссоциланувчи электролитлар эса *кучсиз электролитлар* деб аталади. Диссоциланиш даражаси 30% дан ортиқ бўлган электролитлар кучли электролитларга, 3% дан 30% гача диссоциланувчи электролитлар ўртача кучли электролитларга, 3% дан кам диссоциланувчи электролитлар эса кучсиз электролитларга киради.

Кислота ва асослар орасида кучли, ўртача кучли ва кучсиз электролитлар бор, ammo тузлар бутунлай деярли кучли электролитлардир, улар орасида кучсиз электролитлар жуда оз.

Қуйидаги жадвалда баъзи электролитларнинг диссоциланиш даражаси келтирилган:

Электролитлар (0,1 н. эритмалари)	Диссоциланиш даражалари (18° да % билан)	Электролитлар (0,1 н. эритмалари)	Диссоциланиш даражалари (18° да % билан)
Асослар:		H ₂ SO ₃	34
NaOH	91	H ₂ SO ₄	58
KOH	91	H ₂ S	0,07
Ba(OH) ₂	77	H ₃ PO ₄	27
NH ₄ OH	1,3	H ₂ CO ₃	0,17
Кислоталар:		HCH ₃ CO ₂	1,3
HF	8,5	H ₃ BO ₃	0,01
HCl	92	Тузлар:	
HBr	92	NaCl	84
HJ	92	KCl	88
HNO ₃	92	NH ₄ Cl	56

Бир зарядли ионлардан тузилган NaCl, KCl, NaNO₃, KBr каби тузлар яхши диссоциланади, икки зарядли ионлардан таркиб топган ZnSO₄, MgSO₄ каби тузлар эса юқоридагиларга қараганда камроқ диссоциланади, бир зарядли ион билан икки зарядли иондан таркиб топган тузлар, масалан, K₂SO₄, Ca(NO₃)₂ тузлари юқорида айtilган икки тип оралигида туради. Демак, ионлар зарядларининг кўп-озлиги аҳамиятли экан. Бир зарядли ионлар орасида тортилиш кучи икки зарядли ионлар орасидаги тортилиш кучидан кам, шунинг учун улар осон ионланади. Ионларнинг тортилиши уларнинг радиусига ҳам боғлиқ бўлади. Тенг зарядли ионларда, уларнинг радиусларига қараб, электр зарядининг зичлиги ҳар хил бўлади. Радиус кичик бўлса, заряднинг зичлиги катта бўлади. Ионнинг тортилиш кучи зарядининг зичлигига пропорционалдир.

Кучсиз электролитларнинг эритмалари электр токини ёмон ўтказади. Улар ҳатто жуда суюлтирилган эритмаларда ҳам оз ионланади, эритмада улар, асосан, молекула ҳолида бўлади. Кучли электролитлар ион боғланишли кучли поляр моддалардир. Уларнинг кўпчилиги қаттиқ ҳолдаёқ ионлардан иборат бўлади, улар ионли кристалл панжарали бўлиб, эриганда тўғридан-тўғри ион ҳолида эритмага ўтади. Кучли электролитлар суюлтирилган эритмаларда бутунлай деярли диссоциланган бўлади. Оптик ва спектрал текши-

ришлар уларнинг эритмаларида молекулалар бўлмаслигини кўрсатди.

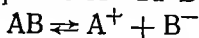
Шундай қилиб, кучли электролитларнинг суюлтирилган эритмаларида молекулалар йўқ деярли, диссоциланиш даражаси эса 100% га яқин бўлади. Улар концентрланган эритмаларида ҳам фақат ионлардан иборатдир. Аммо эритманинг концентрацияси ошган сари диссоциланиш даражаси камай боради. Бундай диссоциланиш даражаси ҳақиқий эмас, балки *кўринма диссоциланиш даражаси* дейилади. Кучли электролитларнинг эритмалари нуқул ионлардан иборат дейилади, лекин концентрация ошганда ионлар ўзаро яқинлашади, уларнинг оралиқлари қисқаради ва ҳар бир ион қарама-қарши зарядли ионлар билан ўралади, уларнинг ўзаро таъсири кучайиб, эркин ҳаракати сусаяди. Кучли электролитларнинг эритмаларидан электр токи ўтказилса, уларнинг тажрибада топилган электр ўтказувчанликлари назарий ҳисоблангандан кам бўлиб чиқади, чунки баъзи ионлар қуршовдан чиқиб кетолмайди ва электродга етолмайди. Тажрибада олинadиган диссоциланиш даражаси ҳақиқий диссоциланиш даражасидан кам бўлиб чиқади. Шунга қарамаздан, биз уларнинг кўринма диссоциланиш даражаларида фойдаланамиз, чунки улар ҳақиқий диссоциланиш даражасига пропорционал бўлиб, электролитларни бир-бири билан таққослаб кўришга имкон беради.

Демак, кучли электролитларда концентрация ошган сари ионларнинг зичлиги ортиб боргани учун кўринма диссоциланиш даражаси камай боради. Ионларнинг ўзаро таъсири кучайиб, ҳаракатчанлиги ва активлиги камайгани учун бизга ионлар концентрацияси ҳам кам бўлиб кўринади. Тажрибаларда бизга шундай камайиб кўринган концентрациялар орқали ионлар эффеқтини, уларнинг активлигини тасаввур этиш мумкин. Бу нарса *актив концентрация* ёки, тўғридан-тўғри *активлик* деб аталади. Демак, кўринма диссоциланиш даражаси ионлар активлигини кўрсатади, кучли электролитнинг эритмаси суюлтирилган сари бу активлик орта боради, яъни кучли электролитларнинг суюлтирилган эритмаларида кўринма диссоциланиш даражаси ҳақиқий диссоциланиш даражасига тенглашиб боради, бинобарин, актив концентрация (активлик) ҳақиқий концентрациядан кам бўлади. Ҳақиқий концентрацияни c билан, актив концентрацияни эса a билан белгиласак:

$$a = f \cdot c$$

бўлади, бу ерда f — пропорционаллик коэффициентини, бу коэффициент a нинг c дан қанча кичиклигини кўрсатади ва *активлик коэффициентини* деб аталади. Актив концентрация ҳақиқий концентрацияга яқинлашган сари f бирга яқинлашиб боради, $f = 1$ га тенг бўлганда барча ионлар актив дейилади, яъни актив концентрация ҳақиқий концентрацияга тенглашади. Идеал эритмаларда (заррачалар орасида ўзаро таъсир бўлмаганда), $f = 1$ ва $a = c$ бўлади. Демак, f нинг қиймати маълум эритманинг идеал эритмадан қанчалик узоқ эканлигини миқдорий жиҳатдан ифода қилади.

94- §. Диссоциланиш константаси. Электролитнинг диссоциланиш процесси қайтар бўлгани учун, бу процесс албатта мувозанатга келади. Агар АВ электролит A^+ ва B^- ионларга диссоциланса:



бўлади.

Таъсир этувчи массалар қонунига мувофиқ, мувозанат константаси (K) қуйидагича ҳисоблаб топилади:

$$\frac{[AB^+][B^-]}{[AB]} = K$$

Демак, мувозанат юз берганда ионлар концентрацияси кўпайтмасининг диссоциланмаган молекулалар концентрациясига нисбати ўзгармайди. Бу константа *диссоциланиш константаси* деб аталади. Мисол учун ацетат кислотани олайлик:



$$\frac{[H^+][CH_3CO_2^-]}{[HCH_3CO_2]} = K$$

Ионлар концентрацияси 1 л эритмада бўлган грамм ионлар сони билан ифодаланadi. Грамм ионлар ионларнинг грамм ҳисобида олинган миқдори бўлиб, бу миқдор ионларнинг углерод бирлигида ифодаланган массага тенгдир.

K нинг катта-кичиклиги ионларнинг оз-кўплигини, яъни электролитнинг қандай диссоциланганини кўрсатади.

Диссоциланиш константаси билан диссоциланиш даражаси орасида боғланиш бор. Фақат бир зарядли икки ионга диссоциланувчи электролитлар учун бу боғланиш жуда оддийдир, бу боғланишни NH_4OH мисолида кўрсатайлик:



$$\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} = K$$

NH_4OH дан ҳосил бўлган катионлар (NH_4^+) ва анионлар (OH^-) сони ўзаро тенг. Электролитнинг моль/литр ҳисобида олинган концентрациясини c билан, диссоциланган молекулалар концентрациясини $c\alpha$ билан, диссоциланмаган молекулалар концентрациясини $c - c\alpha$ билан, яъни $c - c\alpha = c(1 - \alpha)$ билан белгиласак, ҳар бир молекуладан икки ион (бир катион, бир анион) ҳосил бўлгани учун, анионларнинг ҳам, катионларнинг ҳам концентрациялари $c\alpha$ дан бўлади. Бу

ифодалар $K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$ тенгламасига қўйилса:

$$\frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1 - \alpha)} = K$$

ёки:

$$\frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = K$$

келиб чиқади. Бу қонунни Оствальд топган бўлиб, у *суюлтириш қонуни* деб аталади; у диссоциланиш даражаси билан концентрация орасидаги боғланишни ифодалагани учун, шу катталикларни ҳисоблашда ишлатилади. Бу қонун фақат икки ионга диссоциланувчи кучсиз электролитларгагина татбиқ этилади.

Кучсиз электролитларнинг диссоциланиш даражаси жуда кичик бўлса, бундай электролит учун $1 - \alpha$ ни 1 деб қабул қилиш мумкин, шунда K нинг ифодаси қуйидагича бўлади:

$$K = c \cdot \alpha^2$$

Бундан:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

келиб чиқади.

Демак, концентрация (c) нинг камайиши, яъни электролитнинг суюлтирилиши билан диссоциланиш даражаси ортар экан. Жуда кўп суюлтириб, кучсиз электролитларни ҳам анча яхши диссоциланадиган қилиш мумкин. Лекин кислота ва асосларнинг ғоят суюлтирилган бундай эритмалари актив таъсир эта олмайди, чунки суюлиб кетганидан эритманинг ҳажм бирлигидаги ионлар концентрацияси оз бўлади.

Диссоциланиш константаси ўзгармас температурада, таъсир этувчи массалар қонунига мувофиқ, ҳар қандай концентрация учун ҳам ўзгармас бўлиши, яъни концентрация ўзгариши билан K ўзгармаслиги керак.

Бирор-кучсиз электролитдан турли концентрацияли бир неча эритма тайёрлаб, уларнинг диссоциланиш константалари аниқланса, бу константаларнинг деярли ўзгармаслиги кўринади.

Қуйидаги жадвалда кучсиз электролит — сирка кислота CH_3COOH нинг турли концентрациядаги эритмаларининг 18° да диссоциланиш константаси кўрсатилган:

Концентрация (м/л)	K
0,001	$1,5 \cdot 10^{-5}$
0,01	$1,7 \cdot 10^{-5}$
0,1	$1,7 \cdot 10^{-5}$
1,0	$1,4 \cdot 10^{-5}$

Концентрация (м/л)	α	K
$2 \cdot 10^{-2}$	0,9141	0,1947
$2 \cdot 10^{-3}$	0,9686	0,0598
$2 \cdot 10^{-4}$	0,9895	0,0185

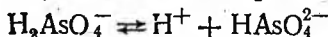
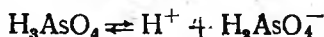
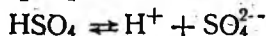
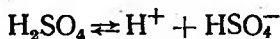
Демак, кучсиз электролитлар таъсир этувчи массалар қонунига бўйсунар экан.

Кучли электролитлар таъсир этувчи массалар қонунига яхши бўйсунмайди. Уларнинг диссоциланиш константалари концентрация ўзгариши билан ўзгаради.

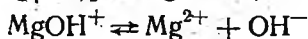
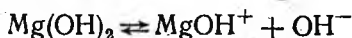
Юқоридаги иккинчи жадвалда NaCl эритмалари учун α ва K қийматлари кўрсатилган:

95-§. Босқичли диссоциланиш. Кўп негизли кислоталар, гидроксиллари бирдан ортиқ бўлган асослар, гидротузлар ва гидрокситузлар босқичли диссоциланади. Масалан:

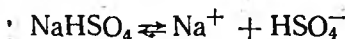
кислоталар



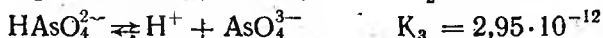
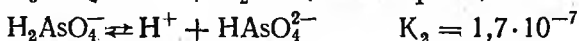
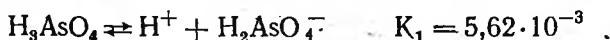
асослар



тузлар



Ҳар бир босқичнинг диссоциланиш константалари бир-бирига солиштирилса, бундай босқичли диссоциланишда биринчи босқич диссоциланиш иккинчи ва учинчи босқич диссоциланишдан кучли, иккинчи босқич диссоциланиш эса учинчи босқич диссоциланишдан кучли эканлиги кўринадди. Мисол учун H_3AsO_4 ни олайлик:



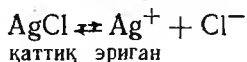
H_2AsO_4^- дан H^+ нинг узилиши H_3AsO_4 дан H^+ нинг узилишига қараганда қийинроқ, чунки H_2AsO_4^- да уч зарядли AsO_4^{3-} икки H^+ ни ушлаб турибди. Шунга ўхшаш, HAsO_4^{2-} да уч зарядли AsO_4^{3-} фақат бир H^+ ни ушлаб турибди, шу сабабдан HAsO_4^{2-} узидagi H^+ ни жуда қийинлик билан йўқотади. H_3AsO_4 эритмасида H_2AsO_4^- ионлар HAsO_4^{2-} га қараганда кўпроқ, HAsO_4^{2-} ионлар эса AsO_4^{3-} га қараганда кўпроқ бўлади.

NaHSO_4 диссоциланишида биринчи босқич диссоциланиш иккинчи босқич диссоциланишдан кўра кучли бўлишига биринчи сабаб HSO_4^- да икки зарядли SO_4^{2-} га бир H^+ нинг кучли тортилишида бўлса, иккинчи сабаб уларнинг боғланиш характеридадир. Na^+ билан HSO_4^- нинг боғланиши ионли боғланиш, H^+ билан SO_4^{2-} нинг боғланиши эса поляр-ковалент боғланишдир. Шунинг учун, NaHSO_4 эритмасида Na^+ ва HSO_4^- ионлар кўп, H^+ ва SO_4^{2-} ионлар эса оз бўлади.

96-§. Эрувчанлик кўпайтмаси. Кучли бирор электролит, масалан кристаллари ионлардан тузилган туз сувда эритилса, сув моле-

кулалари таъсирида диссоциаланади, ионлари кристаллдан тўғридан-тўғри эритмага ўтади. Иккинчи томондан, кристалланиш ҳам давом этади. Ионланиш ва кристалланиш тезликлари тенг бўлганда эритма тўйинади, эритмадаги эриган модда концентрацияси ўзгармайди. Бундай гетероген системада қаттиқ модда билан эриган модда мувозанатда бўлади.

Сувда жуда оз эрийдиган бирор электролит, масалан, AgCl олинса, унинг тўйинган эритмасида қаттиқ AgCl ўзининг ионлари Ag^+ ва Cl^- билан мувозанатда бўлади:



Энди, бу мувозанат учун таъсир этувчи массалар қонунига мувофиқ, мувозанат константасини ёзамиз:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

бундан:

$$K \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

AgCl жуда кам эриганидан унинг (қаттиқ ҳолдаги) концентрацияси амалда ўзгармайди. Шу сабабдан, AgCl нинг концентрациясини ўзгармас сон деб қабул қилиш мумкин. Бу ўзгармас сонни ўзгармас мувозанат константаси билан бирлаштириб, битта ўзгармас сон (L) билан кўрсатиш мумкин:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = L_{\text{AgCl}}$$

келиб чиқади.

Демак, ғоят оз эрийдиган электролитнинг тўйинган эритмасида ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси айни температурада ўзгармас миқдордир. Бу миқдор *эрувчанлик кўпайтмаси* деб аталади. Температура ўзгарганда L ҳам ўзгаради ва константа шу температурага муносиб сон қийматига эга бўлади. Лекин ўзгармас температурада L ўзгармайди. Масалан, ўзгармас температурада бирор ионнинг концентрацияси ўзгартирилса, қаттиқ модда ва ионлар концентрацияси ўзгаради, мувозанат бузилиб, бирор томонга силжийди, лекин ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси ўзгармайди.

Масалан, ўзгармас температурада AgCl нинг тўйинган эритмасига озгина Ag^+ (масалан, AgNO_3) ёки Cl^- (масалан, NaCl) қушилса, эритмада Ag^+ ёки Cl^- нинг концентрацияси ортиб кетади, шунинг учун дарҳол мувозанат чапга, яъни қаттиқ модда ҳосил бўлиш томонига силжийди. Ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасининг шу температурадаги қийматига етгунча, ортиқча Ag^+ ва Cl^- ионлар бирикиб, AgCl ҳолида чўкади.

Шундай қилиб, ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасидан ортиб кетса, ионларнинг ортиқчаси қаттиқ ҳолатда чўкади. Демак, эритмадан Ag^+ ёки Cl^- ни AgCl ҳолида тўла чўктириш учун, эритмага мўлроқ Ag^+ ёки Cl^- қўшиш, Ba^{2+} ёки SO_4^{2-} ни BaSO_4 ҳолида тўла чўктириш учун мўлроқ Ba^{2+} ёки SO_4^{2-} қўшиш керак. Бу ҳодиса бир хил ионлар таъсири дейилади.

Оз эрувчан моддани имкони борича эритиш учун, унинг ионлар концентрацияларининг кўпайтмасини эрувчанлик кўпайтмасидан камайтириш керак.

Масалан, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ чўкмаси эритилмоқчи. Бу чўкма жуда оз эрийди, эритмада Fe^{3+} , OH^- ионлар бўлади. Эритма бу ионларга нисбатан тўйинган, яъни ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасига тенг бўлсин. Чўкмани эритиш учун Fe^{3+} билан OH^- кўпайтмасини эрувчанлик кўпайтмасидан камайтириш керак. Бунинг учун, шу ионларнинг бирини боғловчи ион, яъни бирор кислота қўшилади. Кислотанинг водород иони OH^- ионларни дарҳол боғлаб, сув ҳосил қилади. Ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси камаяди. Мувоzanат бузилиб, ўннга томон силжийди, чўкма эритмага ўта бошлайди.

Бу айтилганлардан қуйидаги хулосаларни чиқарамиз:

1) оз эрийдиган электролитларнинг тўйинмаган эритмасида ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасидан кичик бўлади;

2) оз эрийдиган электролитларнинг тўйинган эритмаларида ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасига тенг бўлади;

3) оз эрийдиган электролитларнинг ўта тўйинган эритмасида ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмасидан катта бўлади.

Аналитик химияда моддаларни тўла чўктириш ва чўкмаларни эритишда эрувчанлик кўпайтмасидан фойдаланилади.

Қуйидаги жадвалда оз эрийдиган баъзи электролитларнинг эрувчанлик кўпайтмалари келтирилган:

Модданинг эрувчанлигидан эрувчанлик кўпайтмасини ва, аксинча, эрувчанлик кўпайтмасидан модданинг эрувчанлигини ҳисоблаб топиш мумкин. Буларнинг ҳаммаси оз эрийдиган электролитларгагина тааллуқлидир.

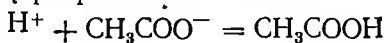
97- §. Электролитлар эритмасида бўладиган алмашиш реакциялари.

Сувдаги эритмаларда электролитлар орасида борадиган реакцияларда уларнинг ионлари иштирок этади. Ионлар кристалл панжарага, яъни ионли боғланишга эга бўлган электролитлар эритмасида фақат ионлар бўлади. Ковалент боғланишли электролитлар эритмасида молекулалар ҳам, ионлар ҳам бўлади. Лекин ковалент боғланишли электролитлар эритмасида ҳам реакцияга фақат ионлар киришади. Ионлар ва молекулалар орасидаги мувоzanат бузилиб, ионлар ҳосил бўлиши томон силжийди. Шундай қилиб, молекулалар ионларга парчаланиб боради.

Демак, электролитлар орасида бўладиган реакцияларда уларнинг ионлари ўзаро таъсир этади ва шу ионлар алмашинади.

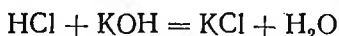
Электролитлар	t ($^{\circ}\text{C}$)	L
$\text{Al}(\text{OH})_3$	15	$4 \cdot 10^{-13}$
«»	18	$1,1 \cdot 10^{-13}$
«»	25	$3,5 \cdot 10^{-13}$
AgCl	10	$0,37 \cdot 10^{-10}$
«»	25	$1,56 \cdot 10^{-10}$
«»	50	$13,2 \cdot 10^{-10}$

Na⁺, Cl⁻ лар қисқартирилса:



келиб чиқади.

Нейтралланиш реакцияси ҳам ана шундай реакцияларга мисол бўла олади.



HCl билан KOH яхши эрийдиган кучли электролитлардир. Уларнинг эритмаларида H⁺, Cl⁻, K⁺ OH⁻ ионлари бўлади. H⁺ билан OH⁻ учрашганда, жуда кам диссоциланувчи H₂O ҳосил бўлади:



ёки

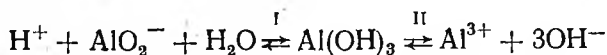


Ҳар қандай кислота билан ҳар қандай асоснинг ўзаро таъсири, яъни нейтралланиш реакцияларининг ҳаммаси водород иони билан гидроксил ионининг бирикишидан иборатдир. Бунинг далили тариқасида шу фактни кўрсатиш мумкинки, кучли ҳар қандай кислотанинг бир грамм-эквиваленти бир грамм-эквивалент кучли асос билан нейтралланганда ҳаммаша 13,7 ккал иссиқлик чиқади.

Бу реакцияда кислотадаги H⁺ нинг кислотали хоссаси ва асосдаги OH⁻нинг асосли хоссаси йўқолади, нейтрал H₂O ҳосил бўлади. Шу сабадан бу реакция *нейтралланиш реакцияси* дейилади.

Амфотер гидроксидларнинг кучли кислота билан ҳам, кучли асос билан ҳам реакцияга киришиш сабабини тушуниш қийин эмас.

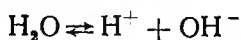
Амфотер гидроксидлар сувда оз эрийдиган кучсиз электролитлардир, лекин улар сувда оз бўлса-да, диссоциланади. Амфотер гидроксидларда кислота хоссалари ҳам, асос хоссалари ҳам борлиги учун уларнинг эритмаларида металл иони, H⁺, OH⁻ ва кислота қолдиги ионлари бўлади. Масалан:



Al(OH)₃ га кучли кислота таъсир эттирилса, OH⁻ ионлар кислотанинг H⁺ ионлари билан бирикиб, кам диссоциланувчи H₂O ҳосил қилади. Иккинчи мувозанат бузилиб, Al(OH)₃ асос сифатида Al³⁺ ва OH⁻ ионларга диссоцилана боради ва OH⁻ ионлар кислотанинг H⁺ ионлари билан бирикиб сув ҳосил қилади. Шундай қилиб, Al(OH)₃ реакцияга тўла киришади. Al(OH)₃ га кучли асос таъсир эттирилса, асоснинг OH⁻ ионлари билан Al(OH)₃ нинг H⁺ ионлари бирикиб, кам диссоциланувчи H₂O ҳосил қилади. Биринчи мувозанат бузилиб чапга томон сурилади, Al(OH)₃ кислота сифатида H⁺ ва AlO₂⁻ ионларга диссоцилана бошлайди ва бора-бора Al(OH)₃ нинг ҳаммаси реакцияга киришади.

98- §. Сувнинг диссоциланиши ҳамда водород кўрсаткич. Дисцилланган тоза сув электр токини ўтказмайди дейилади. Лекин тажрибаларнинг кўрсатишича, сув жуда кам бўлса-да, электр то-

кени ўтказади. Демак, у ниҳоят кучсиз электролитдир ва жуда оз бўлса ҳам диссоциланиб, H^+ ва OH^- ионларга ажралади:



Сувнинг диссоциланишидан ҳосил бўлган H^+ дарҳол бир молекула сув билан бирикиб, H_3O^+ ҳосил қилади.

Сувнинг электр ўтказувчанлиги ўлчаниб, унинг диссоциланиш даражаси ҳисоблаб топилган. 22° да 1 л сувда бир грамм-молекула сувнинг $1/10000000$ қисми, яъни 1 л сувда 10^{-7} моль H_2O диссоциланган бўлади. Тахминан, ҳар 55600000 молекула сувнинг бир молекуласи ионланган дейиш мумкин.

Бир молекула сувдан битта H^+ ва битта OH^- ҳосил бўлса, 1 л сувда 10^{-7} моль H_2O диссоциланганда 10^{-7} г ион H^+ ва 10^{-7} г ион OH^- ҳосил бўлади. Шундай қилиб 1 л сувда:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ г ион/л бўлади.}$$

Таъсир этувчи массалар қонунига мувофиқ сувнинг диссоциланиш мувозанат константаси:

$$\frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = K; \quad K = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Сувда диссоциланмаган молекулалар сони $[H^+]$ ва $[OH^-]$ га нисбатан ғоят кўп бўлгани учун $[H_2O]$ ни ўзгармас миқдор дейиш мумкин, 1 л сувда $1000/18 = 55,5$ моль сув бор. Уни K нинг ёнига ёзамиз:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5$$

Энди, ўнг томонда иккита константа бўлди. Икки константанинг кўпайтмаси ҳам константа бўлади. Демак, чап томонда турган $[H^+]$ билан $[OH^-]$ кўпайтмасини ҳам константа дейиш керак. Шунинг учун бу константа *сув ионлари кўпайтмаси* дейилади ва K_{H_2O} ҳолида ёзилади:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7}$$

Шундай қилиб, 1 л сувда $[H^+]$ ҳам, $[OH^-]$ ҳам 10^{-7} г ион бўлади. Турли усуллар билан топилганда ва ҳисобланганда ҳаммиша бир натижа, яъни деярли 10^{-7} олинади.

Демак, 22° да сувнинг ионлар кўпайтмаси 10^{-14} га тенг бўлиб, шу температурада ўзгармас миқдордир.

Температура кўтарилиши билан сувнинг диссоциланиши ортади, шу сабабдан K_{H_2O} ҳам орта боради. 100° да $58,2 \cdot 10^{-14}$ бўлади.

Шундай қилиб, тоза сувда $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$; H^+ ва OH^- концентрациялари эса тенг, шунинг учун сув нейтрал моддадир; сувдаги ҳар қандай эритмаларда H^+ ва OH^- концентрациялари ўзгариши мумкин, лекин уларнинг кўпайтмаси ўзгармайди. Агар бирор модда сувда эритилганда H^+ ва OH^- концентрациялари тенг бўлса, бу эритма нейтрал бўлади. Сувга бирор кислота қўшилса, унда H^+

концентрацияси ошиб кетади. Лекин H^+ ва OH^- концентрацияларининг кўпайтмаси ўзгармас бўлгани учун H^+ концентрацияси кўпайганда OH^- концентрацияси камаяди. Бунда H^+ нинг концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ бўлади. Бундай эритманинг муҳити *кислотали муҳит* дейилади. Умуман, H^+ ионларнинг концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ ҳар қандай эритманинг муҳити кислотали бўлади.

Агар сувга бирор асос қўшилса, унда OH^- нинг концентрацияси ортади, H^+ нинг концентрацияси эса камаяди. Аммо буларнинг кўпайтмаси 10^{-14} га тенглигича туради. Асосларнинг эритмасида OH^- нинг концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ бўлади. Умуман, OH^- концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ ҳар қандай эритманинг муҳити асосли бўлади. Бу, кўпинча, *ишқорий муҳит* дейилади.

Шундай қилиб, кислоталарнинг эритмаларида ҳам OH^- ионлар бор, лекин уларнинг сони H^+ ионлар сонидан кам бўлади; ишқорларнинг эритмаларида ҳам H^+ ионлар бор, лекин OH^- ларга нисбатан оздир. Юқорида айтилганларга кўра:

Нейтрал муҳитда $[H^+] = [OH^-]$

Кислотали муҳитда $[H^+] > [OH^-]$

Ишқорий муҳитда $[H^+] < [OH^-]$

Кучли кислота эритмада қарийб тўла диссоцилангани учун, эритмадаги H^+ нинг концентрацияси кислотанинг моляр концентрациясига тенг. Ҳудди шунингдек, ишқор эритмасида OH^- нинг концентрацияси ишқорнинг моляр концентрациясига тенгдир.

Ҳар қандай эритмада $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ бўлганидан, унинг муҳитини аниқлаш учун $[H^+]$ нинг ёки $[OH^-]$ нинг концентрациясини билиш кифоя. Эритма муҳитини, одатда, $[H^+]$ нинг концентрацияси билан ифодалаш қабул қилинган:

$[H^+] = 10^{-7}$ нейтрал муҳит

$[H^+] > 10^{-7}$ кислотали муҳит

$[H^+] < 10^{-7}$ ишқорий муҳит

Агар эритмада $[H^+] = 10^{-3}$ бўлса, OH^- ни ҳисоблаш мумкин:

$[OH^-] = 10^{-11}$, бу муҳит кислотали муҳитдир. Агар эритмада

$[H^+] = 10^{-9}$ бўлса, $[OH^-] = 10^{-5}$ бўлади, бу муҳит ишқорий муҳитдир.

Ҳаят кичик бундай сонларни ишлатиш ноқулай бўлганидан, H^+ ионлар концентрацияси ўнлик логарифмининг тескари манфий қиймати ишлатилади ва у қисқача рН билан белгиланди: рН, кўпинча *водород кўрсаткичи* деб аталади.

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

Масалан, нейтрал муҳитда $[H^+] = 10^{-7}$ бўлади. Унда $pH = -\lg 10^{-7} = -(-7) = 7$ бўлади.

Бирор эритмада $[H^+] = 10^{-3}$ бўлса, $pH = -\lg 10^{-3} = -(-3) = 3$ бўлади, бу эритманинг муҳити кислотали муҳитдир.

Эритмада, $[H^+] = 10^{-9}$ бўлса, $pH = -\lg 10^{-9} = -(-9) = 9$ бўлади, бу эритманинг муҳити ишқорий муҳитдир.

Шундай қилиб,

$pH = 7$ нейтрал муҳит

$pH < 7$ кислотали муҳит

$pH > 7$ ишқорий муҳит

Бирор эритмада $pH = 5$ бўлса, $pOH = 9$ бўлади.

$pH = 2$, $pH = 5$ ли икки эритма бўлса, албатта, биринчи эритманинг кислоталилиги кучлироқ, $pH = 8$, $pH = 12$ ли икки эритма бўлса, иккинчи эритманинг ишқорийлиги кучлироқдир.

Химиявий реакцияларни ўрганишда реакция муҳити, яъни водород кўрсаткичи (pH) катта аҳамиятга эга. Кўпгина химиявий реакциялар муайян pH да боради. Тупроқ хусусиятини ўрганишда ва унга муносиб ўғит солишда тупроқнинг pH ини билиш зарур. Усимлик ва ҳайвон организмларида борадиган турли процесслар текширилиб, уларнинг муайян pH да бориши аниқланди. Эритманинг водород кўрсаткичи, одатда, индикаторлар ёрдами билан аниқланади:

99-§. Тузларнинг гидролизи. Кўпгина моддалар бирор эритувчида эриганда улар орасида алмашинув реакцияси боради, эриган моддаларнинг таркибий қисмлари билан эритувчиларнинг таркибий қисмлари алмашинади, яъни эриган моддалар парчаланиб кетади. Бундай реакциялар *сольволиз* деб аталади. Агар эритувчи сув бўлса, эриган моддалар билан сув орасида алмашинув реакциялари содир бўлади ва моддалар парчаланadi. Бу процесс *гидролиз* деб аталади. Бунда эриган модда молекуласи парчаланиб, сув ионлари билан, яъни H^+ ё OH^- билан ёки ҳам H^+ билан, ҳам OH^- билан реакцияга киришади, буниёнг натижасида сув молекулалари билан сув ионлари орасидаги мувозанат бузилиб, сувнинг диссоциланиши анча давом этади.

Кўпгина тузлар, галогенлар, кўпгина органик кислоталарнинг тузлари, оқсиллар ва бошқалар сувда эриганда гидролизланади. Бу ерда биз фақат тузларнинг гидролизини электролитик диссоциация назарияси асосида кўриб чиқамиз.

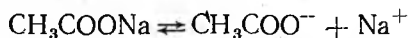
Тузнинг гидролизида туз ионлари сувнинг H^+ ва OH^- ионлари билан реакцияга киришади, натижада сув молекулалари билан сув ионлари орасидаги мувозанат бузилиб, сув молекулалари диссоцилана бошлайди. Агар туз ионлари билан сувнинг H^+ ионлари бирикса, эритмада сувнинг OH^- ионлари концентрацияси H^+ ионлари концентрациясидан ошиб кетади. Эритма ишқорий муҳитга эга бўлади. Агар туз ионлари билан сувнинг OH^- ионлари бирикса, эритмада H^+ ионларининг концентрацияси OH^- ионларининг концентрациясидан ошиб кетади ва эритма кислотали муҳитга эга бўлади.

Баъзи тузлар борки, уларнинг ионларидан бири сувнинг H^+ ионини, бири эса OH^- ионини бириктириб олади. Баъзи тузлар борки, умуман, гидролизланмайди ва сув ионлари билан реакцияга киришмайди.

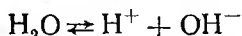
Қуйида тузларнинг гидролизланиш типларини кўриб чиқамиз. Тузнинг қандай типда гидролизланиши уни ҳосил қилган кислота билан асоснинг кучига боғлиқдир.

1. Кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган туз сувда гидролизланади, эритма ишқорий хоссага эга бўлади.

Масалан, кучсиз кислота — ацетат кислота билан кучли ишқор — натрий гидроксиддан ҳосил бўлган CH_3COONa ни олайлик. CH_3COONa сувдаги эритмада деярли тўла диссоциланади:



Уқорида айтилганидек, сув молекулалари гарчи оз бўлса-да, диссоциланади:

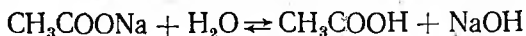


Na^+ сувнинг OH^- иони билан бирикмайди, чунки улардан ҳосил бўлиши мумкин бўлган NaOH кучли электролитдир, у эритмада ҳамisha ионлар ҳолида бўлади. Аммо тузнинг ацетат иони CH_3COO^- сувнинг H^+ ионлари билан бирикади:

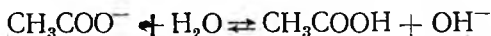
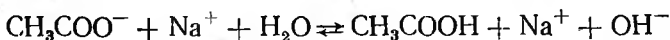


ҳосил бўлган CH_3COOH кучсиз кислотади, у оз диссоциланади, унинг кўп қисми молекула ҳолида бўлади. Натижада эритмадаги OH^- ионлари H^+ ионларидан ортиқ бўлади. Шунинг учун CH_3COONa нормал туз бўлса-да, унинг эритмаси ишқорий муҳитга эгадир. Эритма лакмусни кўкартиради, фенолфталеинни эса тўқ пушти рангга киритади.

CH_3COONa гидролизининг молекуляр тенгламаси:

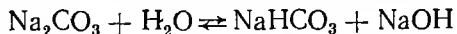


ионли тенгламаси:

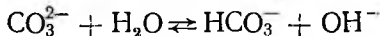
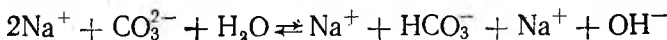


Бу тенгламадан эритмада ортиқча OH^- иони, борлиги, муҳитнинг эса ишқорий бўлиши кўриниб турибди.

Кучли асос билан кўп негизли кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизланганда, аввал нордон туз ҳосил бўлади. Масалан, Na_2CO_3 нинг гидролизи қуйидагича боради:



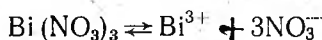
ионли тенгламаси:



Демак, Na_2CO_3 нинг гидролизи кейинги реакциядан иборатдир. Ҳосил бўлган HCO_3^- ион CO_3^{2-} ва H^+ ионларга жуда кам ажралади. Шу сабабли эритмада, асосан, CO_3^{2-} ион эмас, балки HCO_3^- ион бўлади.

2. Кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган туз сувда гидролизланади, эритма эса кислотали муҳитга эга бўлади.

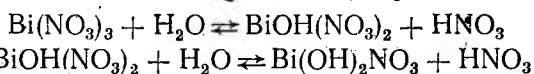
Кучли кислота ва кўп негизли кучсив асосдан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи босқичли бўлади ва асос тузлар ҳосил бўлади. Масалан, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ни олайлик. Унинг эритмада диссоциланиш тенгламаси:



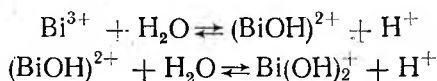
бўлади. NO_3^- сувнинг H^+ иони билан бирикмайди, чунки HNO_3 кучли электролит бўлиб, доимо ионлангандир.

Сувнинг OH^- ионлари туз катионлари билан боғлангани учун сувнинг диссоциация мувозанати бузилиб, эритмада H^+ ионлар OH^- ионлардан ортиқ бўлади, шунинг учун эритма кислотали муҳитга эгадир.

$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ диссоциланишининг молекуляр тенгламалари:



Ионли қисқача тенгламалари:

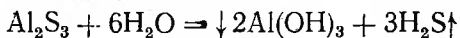


Реакцияда H^+ ионлар йиғилгани учун реакциянинг учинчи босқичи бормайди ва $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ нинг гидролизи икки босқич билан чегараланади. CuSO_4 , AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ тузлари ҳам шу типда гидролизланади, эритма эса кислотали муҳитга эга бўлади.

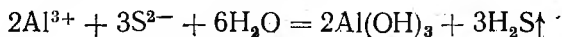
3. Кучсиз кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар сувда кучли гидролизланади. Масалан, Al_2S_3 ни олайлик.

Al_2S_3 нинг катиони ҳам, аниони ҳам гидролизда иштирок этади. Al^{3+} сувнинг OH^- ионлари билан бирикиб, ёмон эрийдиган ва гоят оз диссоциланидиган кучсиз электролит $\text{Al}(\text{OH})_3$ асосини ҳосил қилади, S^{2-} ионлар эса сувнинг H^+ ионлари билан бирикиб, оз диссоциланувчи кучсиз кислота H_2S ни ҳосил қилади.

Гидролиз маҳсулотларидан бири сувда ёмон эриб, чўкмага тушади, иккинчиси эса газ ҳолида эритмадан чиқиб кетади. Шунинг учун Al_2S_3 эритмада деярли тўла гидролизланади, яъни $\text{Al}(\text{OH})_3$ ва H_2S га парчланади:



ёки:



Эритма муҳитининг кислотали ёки ишқорий бўлиши гидролизда ҳосил бўлган кислота ва асоснинг кучига боғлиқ бўлади. Кислота кучлироқ бўлса, эритма кучсиз кислотали муҳитга, асос кучлироқ бўлса, эритма кучсиз ишқорий муҳитга эга бўлади. Агар кислота билан асос кучи бир хил бўлса, эритма нейтрал бўлади. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$ тузлари шу типда гидролизланади.

Кучли кислота билан кучли асосдан ҳосил бўлган туз гидролизланмайди, чунки унинг катиони ҳам, аниони ҳам сув ионларини боғламайди. Сув молекулалари билан сув ионлари мувозанати бузилмайди. H^+ ионларнинг концентрацияси OH^- ионларнинг концентрациясига барабар туради, шунинг учун эритманинг муҳити нейтрал бўлади. Масалан, KCl ни олайлик. Бу туз яхши диссоциланади. K^+ ион сувнинг OH^- ионига боғланмайди, чунки KOH кучли электролитдир, эритмада K^+ ва OH^- ионлар ҳолида бўлади. Худди шунга ўхшаш, Cl^- ион ҳам H^+ ион билан боғлана олмайди, у эритмада қарийб H^+ ва Cl^- ионлар ҳолида юради. Шу сабабдан KCl гидролизланмайди.

Тузларнинг оз ёки кўп гидролизланишини гидролиз даражаси кўрсатади. Гидролиз даражаси гидролизланган молекулалар сонининг эриган умумий молекулалар сонига нисбатидир.

Гидролиз маҳсулотининг чўкма, газ ёки ёмон диссоциланувчи модда бўлиши мувозанатни ўнгга силжитади, бунда гидролиз даражаси катта бўлади. Эритма кўп суюлтирилса, гидролиз даражаси ортади, чунки сувнинг концентрацияси ошганидан, таъсир этувчи массалар қонунига мувофиқ, мувозанат ўнгга силжийди. Эритма иситилганда ҳам гидролиз кучаяди, чунки температура кўтарилганда сув молекулаларининг диссоциланиши зўраяди, H^+ билан OH^- ионларнинг концентрациялари ортади ва мувозанат ўнгга силжийди.

Демак, гидролизни кучайтириш учун эритмани суюлтириш ва иситиш керак экан. Гидролизни сусайтириш учун реакция маҳсулотларидан бирини ошириб, мувозанатни чапга суриш, реакцияни совуқда олиб бориш ва концентрланган эритмалардан фойдаланиш керак.

100-§. Оксидланиш ва қайтарилиш реакциялари. Атомлар ёки ионлар валентликларининг ўзгариши билан борадиган реакциялар *оксидланиш* ва *қайтарилиш реакциялари* дейилади.

Академик Л. В. Писаржевский (1874—1938) атомнинг тузилиш назариясига асосланиб, оксидланиш-қайтарилиш реакциялари назариясини яратди. Бунга қадар оксидланиш моддага кислороднинг бирикиши ёки моддадан водороднинг ажралиб чиқиши, қайтарилиш эса моддадан кислороднинг ажралиб чиқиши ёки моддага водороднинг бирикиши деб ҳисобланар эди. Ҳолбуки, оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг ҳозирги назарияси ғоят кенг бўлиб, бу назария кўпгина реакцияларга татбиқ этилади ва бу реакцияларнинг механизми ҳақида кенг маълумот олиш ва аниқ тасаввур ҳосил қилишга имкон беради.

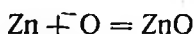
Бир модданинг атоми ёки ионларидан электронлар ажралиб чиқиши ва бу электронларнинг бошқа атом ёки ионларга бирикиши оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Шунинг учун бу атом ва ионларнинг валентликлари ўзгаради.

Ион боғланишли бирикмалар ҳосил бўлишида электрон бир атом ёки иондан узилиб, бошқа атом ёки ионга ўтади. Лекин поляр боғланишли ва ковалент боғланишли моддаларда электрон тамом узилмайди ва бошқа атом ёки ионга бутунлай ўтиб кетмайди. Аммо

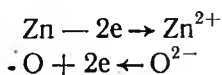
қулай бўлиши учун, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида ионли, поляр ёки ковалент боғланишлардан қатъи назар, атом ва ионларнинг баъзилари электрон йўқотади, бошқалари эса электрон бириктириб олади деб айтилади.

Модда атоми ёки ионининг электрон йўқотиши оксидланиш, электрон бириктириб олиши эса қайтарилишдир.

Оксидланиш ва қайтарилиш реакциялари ҳаммаша бирга бўлади. Бир атом ёки ион электрон йўқотса, бошқа атом ёки ион бу электронни бириктириб олади. Масалан, Zn билан O нинг бириктириши олайлик:

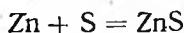


Бу реакцияда Zn икки электрон йўқотиб, мусбат икки зарядли, O эса икки электронни бириктириб олиб, манфий икки зарядли бўлиб қолди:

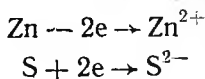


Бунда Zn оксидланди, O эса қайтарилди.

Энди, Zn билан S нинг бириктириши олайлик:



Бу реакцияда Zn икки электрон йўқотиб, мусбат икки зарядли, S эса икки электронни бириктириб олиб, манфий икки зарядли бўлиб қолди:



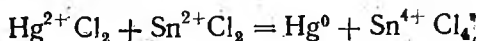
Бунда Zn оксидланди, S эса қайтарилди.

Рух кислород билан бирикканда ҳам, олтингургурт билан бирикканда ҳам икки электрон йўқотади. Рух оксидланади. Кислород ва олтингургурт электронлар бириктириб олиб қайтарилади. Шунинг учун иккала реакциянинг моҳияти бирдир.

Демак, электрон йўқотган модда, атом ёки ион оксидланади, лекин бунда бошқа моддани қайтаради, шунинг учун у қайтарувчи дейилади. Электрон бириктириб олган модда, атом ёки ион қайтарилади, лекин бунда бошқа моддани оксидлайди, шунинг учун у оксидловчи дейилади. Юқорида келтирилган мисолларда Zn қайтарувчи, O ва S оксидловчилардир.

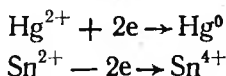
Йўқотилган электронлар сони билан бириктириб олинган электронлар сони бир-бирига тенг бўлади.

Яна бир мисол келтирамиз:

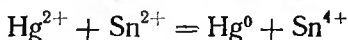


Бу реакцияда икки валентли S²⁺ ўзининг икки электронини Hg²⁺ га бериб, оксидланди-да, Sn⁴⁺ га айланади. Hg²⁺ эса икки электрон

бириктириб олиб, нуль валентли, яъни, металл ҳолидаги симобгача қайтарилди:



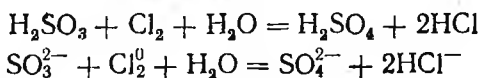
Ўзгармай қолган хлор ионларининг зарядлари тенгламада кўрсатилмайди. Уларни қисқартириб, юқоридаги тенгламани бундай ёзамиз:



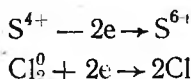
Sn^{2+} оксидланиб, унинг мусбат валентлиги ва мусбат заряди ошади, Hg^{2+} эса қайтарилиб, унинг мусбат валентлиги ва мусбат заряди камаяди.

Қайтарувчи моддалар кучли оксидловчи моддалар таъсиридан оксидланади, лекин бу моддалар ҳам, баъзан бошқа моддаларга нисбатан оксидловчи бўлиши мумкин. Масалан, сульфит кислота H_2SO_3 ни олайлик.

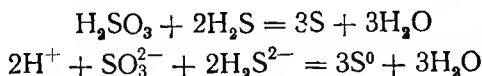
Сульфит кислота хлор таъсиридан оксидланиб, сульфат кислотага айланади:



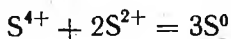
Мусбат тўрт валентли олтингугурт оксидланиб, мусбат олти валентли, ноль валентли хлор эса қайтарилиб, манфий бир валентли бўлиб қолади:



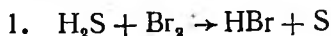
Бу реакцияда H_2SO_3 қайтарувчи эди, лекин водород сульфид H_2S билан реакцияга киришганда H_2SO_3 оксидловчи бўлади. H_2S кучли қайтарувчидир;



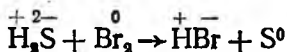
SO_3^{2-} даги олтингугурт мусбат тўрт валентли, у 2S^{2-} дан тўртта электрон қабул қилиб, S^0 га қадар қайтарилади, S^{2-} эса электронларини йўқотиб оксидланади-да, S^0 га айланади. Демак, реакцияни янада қисқароқ ёзиш мумкин:



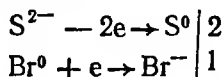
101- §. Оксидланиш ва қайтарилиш реакцияларининг тенгламасини ёзиш. Тубандаги мисолларда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламасининг ёзиш йўли кўрсатилади.



Реакция вақтида валентликлари ўзгарган, яъни оксидланган ва қайтарилган элементларнинг реакцияга киришишдан олдинги зарядлари қандай ва реакциядан кейинги зарядлари қандай эканлиги аниқланиб, улар формуллари устига ёзилади:

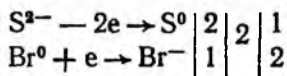


Демак, S^{2-} икки электронини йўқотиб оксидланади-да, S^0 га айланади. Br бир электрон бириктириб олиб қайтарилади-да, Br^- га айланади. H^+ нинг заряди ҳам, валентлиги ҳам ўзгармайди. Бундай ион ва атомларнинг зарядлари ҳамда валентликлари реакция тенгламасида кўрсатилмайди:

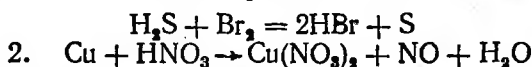


Оксидланувчи йўқотган электронлар сони қайтариловчи қабул қилган электронлар сонига албатта тенг бўлади. Йўқотилган ва қабул қилинган электронлар сонининг энг кичик кўпайтмаси бизнинг мисолимизда 2 га тенгдир.

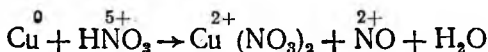
Битта S^{2-} ион икки электрон йўқотади, лекин бу икки электрон бромнинг ҳар бир атомига биттадан бирикади, демак, бир S^{2-} га икки Br^0 тўғри келади:



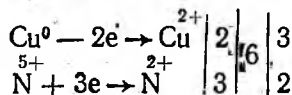
H_2S нинг коэффиценти 1, HBr нинг коэффиценти эса 2 дир, демак, реакция тенгламасига бромдан икки атом ёзиш лозим:



Бу реакция тенгламасида валентликлари ўзгарган атом ва ионларнинг зарядлари қайд этилади:

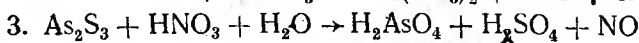
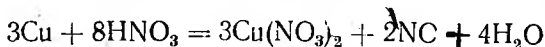


Cu^0 икки электрон йўқотиб, Cu^{2+} гача оксидланади, N^{5+} эса уч электрон қабул қилиб қайтарилади. Ҳосил бўлган Cu^{2+} нитрат кислотанинг бир қисми билан бирикиб, мис (II)-нитрат ҳосил қилади. Демак, реакцияга киришган HNO_3 нинг бир қисми NO гача қайтарилади, бир қисми эса Cu^{2+} билан бирикиб, туз ҳосил қилишга сарф бўлади, ундаги азотнинг заряди ўзгармайди:

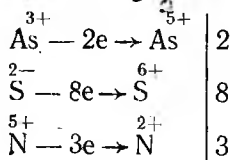


Демак, 3 атом мисни оксидлаш учун 2 молекула нитрат кислота керак (бундан икки молекула NO ҳосил бўлади). Учта Cu^{2+} ни $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

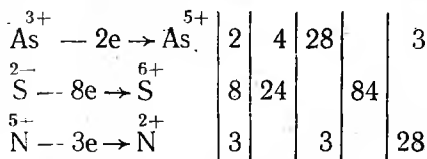
га айлантириш учун яна 6 молекула HNO_3 ёзиш лозим. Ҳаммаси бўлиб, 8 молекула HNO_3 керак бўлади, бундан 4 молекула сув ҳосил бўлади;



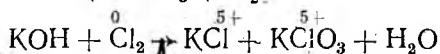
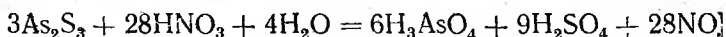
As_2S_3 даги As^{3+} , S^{2-} лар As^{5+} , S^{6+} га қадар оксидланади, HNO_3 даги N^{5+} эса N^{2+} га қадар қайтарилади. Демак:



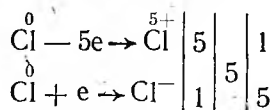
Бир молекула As_2S_3 да 2As^{3+} , 3S^{2-} бор, буни ҳисобга олсак, бир молекула As_2S_3 нинг 28 электрон йўқотгани маълум бўлади:



Демак, 3 молекула As_2S_3 га 28 молекула HNO_3 тўғри келади ва 28 NO ҳосил бўлади. H_3AsO_4 , H_2SO_4 , H_2O ларнинг коэффициентини ҳисоблаб топиш қийин эмас:



Бу реакция автооксидланиш-қайтарилишдир, бунда Cl^0 нинг бир қисми оксидланиб, бир қисми қайтарилади:



Демак, 6Cl^0 , яъни 3Cl_2 олинади, булардан бир атоми 5 атомни қайтаради:



Шу йўсинда муҳокама юритиш оксидланиш ва қайтарилиш реакцияларининг механизмини ва моҳиятини англашга, тенглама коэффициентларини тўғри ёзишга ёрдам беради.

ЎН БЕШИНЧИ БОБ

ДАВРИЙ СИСТЕМА VII ГРУППАСИНИНГ БОШ
ГРУППАЧАСИ. ГАЛОГЕНЛАР

Даврлар	Қаторлар	VII группанинг бош группачаси элементлари	Атом мас- саси	Электронларнинг тақсимланиши							
				HN	K	L	M	N	O	P	
					s	sp	spd	spd	spd	sp	
2	II	Фтор F ...	18,9984	9	2	2,5					
3	III	Хлор Cl ...	35,453	17	2	2,6	2,5				
4	V	Бром Br ...	79,909	35	2	2,6	2,6,10	2,5			
5	VII	Йод J ...	126,9044	53	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,5		
6	IX	Астат At ...	[210]	85	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,6,10	2,5	

102-§. Умумий маълумот. Даврий система VII группасининг бош группачасига фтор, хлор, бром, йод ва астат элементлари киради. Улар актив металлоидлар бўлиб, табиатда соф ҳолда учрамайди.

Галогенларнинг сиртқи қаватида 7 та электрон бор. Барқарор электрон қават ҳосил бўлиши учун фақат биттадан электрон етишмайди. Шунинг учун улар кўпчилик реакцияларда битта электронни осонгина қабул қилиб, бир зарядли манфий ионга айланади.

Бу элементлар сиртқи қобиқ электронларининг тенглиги, биттадан электрон қабул қила олиши, бир манфий ионга айланиши жиҳатидан бир-бирига ўхшаш бўлса-да, активлиги жиҳатидан даврий қонунга мувофиқ ўзаро фарқ қилади.

Фтордан йодга томон галогенларнинг массаси ортиб, атомлари катталашиб боради. Фторда икки электрон қават, хлорда уч электрон қават, бромда тўрт электрон қават, йодда беш электрон қават бор. Демак, фторнинг сиртқи қавати унинг ядросига яқин туради ва атом радиуси кичик бўлади. Фтордан йодга қараб борганда сиртқи электронлари ядродан узоқлашиб, атом радиуси катталашиб боради, шунинг учун сиртқи қават электронларининг, яъни валент электронларининг ядрога боғланиши (тортилиши) заифлашиб боради:

Демак, энг актив галоген фтордир. Галогенларнинг активлиги фтордан йодга томон камайиб боради.

Галогенлар сиртқи электронини бошқа эле-

Галогенлар	F	Cl	Br	J
Атом радиуси (Å ҳисобида)	0,67	1,07	1,19	1,36

ментларга бериши ҳам мумкин, бунда улар мусбат ионга айланади. Галогенлар кислород билан ҳосил қилган бирикмаларида мусбат зарядлидир. Бунда атом радиуси энг катта бўлган йод ўзининг сиртқи қаватидаги электронларини бошқа галогенларга қараганда осонроқ йўқота олади.

Фторнинг ўз электронларини бошқа элементларга бериши ниҳоятда қийин. Фторнинг валентлиги ҳатто унинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси F_2O да ҳам манфийдир. Бу бирикма ангидрид эмас, балки фторид деб қаралади. Хлор билан йод еттита электронининг ҳаммасини йўқота олади, бромнинг бешдан ортиқ мусбат валентлиги маълум эмас.

Галогенларнинг молекуласи иккита атомдан иборат бўлади (F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2). Молекулада ҳар икки атом бир муштарак жуфт электрон ҳисобига ковалент бирикиб, 8 электронли сиртқи қават ҳосил қилади. Шу сабабдан галогенларда олтингугурт ва фосфордаги каби бир неча аллотропик шакл ўзгаришлар ҳосил бўлмайди.

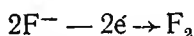
Галогенларнинг хоссалари фтордан йодга томон маълум қонуният билан ўзгариши элементлар даврий қонунининг аниқ ва муҳим қонун эканлигини яна бир марта исботлайди.

103-§ Фтор (fluorum). F. Фторнинг табиатда учраши. Фтор энг актив металлоиддир, у табиатда фақат бирикма ҳолида учрайди. Ер пўстлоғининг 0,008 процентини фтор ташкил этади. Унинг энг кўп учрайдиган бирикмаси флюорит CaF_2 — кальций фториддир. Апатит минерали $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ таркибида ҳам, криолит минерали $AlF_3 \cdot 3NaF$ таркибида ҳам фтор бор. Апатит фторнинг энг муҳим радиусидир. Фтор бирикмалари сувда, ўсимликлар таркибида, одам ва ҳайвон тишларининг эмали ва суяк таркибида учрайди. Одам организми керакли фторни сувдан олади. Агар фтор етишмаса ёки керагидан ортиқ бўлса тиш бузила бошлайди ва суякларга зарар етади.

Фторнинг мавжудлиги 1810 йилда аниқланган бўлса-да, у фақат 1886 йилда KHF_2 нинг сувсиз фторид кислотадаги эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинди. Табиатдаги фтор фақат бир изотопдан иборат; фторнинг сунъий йўл билан олинган изотоплари ҳам бор.

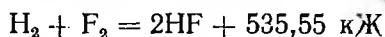
Фторнинг олиниши. Фтор ғоят актив элемент бўлганидан, уни эркин ҳолда ажратиб олиш жуда қийин. У фторли бирикмаларни электролиз қилиш йўли билан олинади.

Суюқлантирилган KHF_2 орқали электр токи ўтказилса, F-анодга бориб нейтралланади:

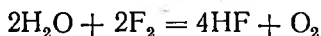


Фторнинг физик хоссалари. Фтор кўкимтир-сарик рангли газ бўлиб, унинг ранги фақат кўп миқдорда олингандагина билинади. Фтор молекуласи икки атомдан иборат (F_2); фторнинг суюқланиш температураси $t_c = 223^\circ$, қайнаш температураси $t_{кай} = 187^\circ$; фторда қўланса ўткир ҳид бор!

Ғторнинг химиявий хоссалари. Ғтор энг актив металлоиддир, у барча металллар ва кўпгина металлоидлар билан одатдаги шаронтдаёқ бирикади, бунда жуда кўп иссиқлик чиқади; баъзи элементлар билан бирикишида аланга ҳосил бўлади. Водород билан ҳатто қбронғида ҳам портлаб бирикади:



Ғтор бирикма таркибидаги водородни ҳам ўзига бириктириб олиши мумкин:



Агар фтор қайноқ сувга солинса, реакция натижасида аланга чиқади. Ғтор фақат кислород ҳамда азот билан бевосита бирика олмайди.

Ғтор таъсирида шиша, кварц ва бошқа кўп бирикмалар парчаланиб кетади.

Ғтор кўрғошин, мис, никель металларига совуқда таъсир этмайди деган фикр бор. Ҳақиқатда эса фтор бу металллар билан ҳам реакцияга киришади, ҳосил бўлган фторидлар металл сиртини зич қатлам тарзида қоплаб олади, натижада фторнинг металлга таъсир этиши тўхтаб қолади.

Кўпгина органик моддалар фторда ёниб кетади. Ғтор бошқа галогенларни бирикмадан жуда осон сиқиб чиқаради.

Ғторнинг химиявий жиҳатдан ғоят актив бўлишига сабаб шуки, у реакцияда битта электронни ўзига жуда осон тортиб олиб, ионга айланади. Ковалент боғланишли бирикма ҳосил бўлса, фтор жуфт электронни ўзига тартади, натижада молекула қутбли бўлиб қолади. Бунга сабаб шуки, фтор атомида электрон қаватлар сони кам, демак, радиуси кичик ва, шунинг учун, сиртқи қават электронлари ядрога кучли тортилиб туради. Ғтор бошқа галогенлардан ана шу хоссаси жиҳатидан катта фарқ қилади!

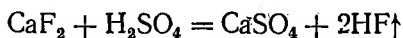
Ғторнинг электрон қабул қилиб олишга мойиллиги унинг кучли оксидловчи эканлигини кўрсатади. У оддий атомларни ҳам, мураккаб ионларни ҳам оксидлай олади. Оксидланиш реакцияларида фтор қайтарилади! Ғтор оддий моддалар орасида энг кучли оксидловчидир! Галогенларнинг ҳаммаси ҳам яхши оксидлаш хоссабига эга. Аммо, даврий қонунга мувофиқ, бу хосса фтордан йодга томон камайиб боради!

Органик бирикмаларни фторлашда, фторли полимер моддалар ҳосил қилишда, ^{235}U ни ажратиб олишда фтор ишлатилади.

Ғторли полимерлар кўп физик хоссалари жиҳатидан углеводородларга ўхшаб кетади, аммо химиявий жиҳатдан анчагина инертдир. Улар концентрланган кислоталар, ишқорлар, органик эритувчилар таъсирига бардош беради ва ўтга чидамли бўлади. Шунинг учун бундай фторли полимерлар — фторопластлар техникада турли асбоб-ускуналар яшаш учун ишлатилади. Масалан, тетрафторэтиленни полимерлаш йўли билан олинган тефлон электр изоляция материали сифатида ишлатилади. Уй-рўзғорда ишлатиладиган

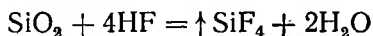
холодильникларда совиткич суюқлик сифатида, баъзан, фреон CF_2Cl_2 дан фойдаланилади.

Фторнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси. Фтор билан водород бирикмаси — водород фторид HF , одатда, CaF_2 га концентрланган H_2SO_4 таъсир эттириш йули билан олинади:



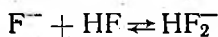
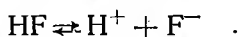
HF ўткир, қўланса ҳидли рангсиз газ, унинг суюқланиш температураси $t_c = -83^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 19,5^\circ$, HF сувда яхши эрийди, ҳавода тутайди, чунки у сув буғида эриб, фторид кислота эритмасининг майда томчиларини ҳосил қилади. HF нафас йўлининг шилиқ пардаларига кучли таъсир этади.

Суюқ HF электр токини ўтказмайди. Қуруқ HF кўпгина металл ва бирикмаларга таъсир этмайди, лекин сув иштирокида улар билан реакцияга яхши киришади. Шунинг учун HF қаторида сув ҳосил бўладиган реакциялар мабодо озгина бошланиб қолса, бу реакция борган сари тезлашади. Масалан, HF нинг SiO_2 га таъсири:



Демак, HF ни шиша идишларда сақлаш ярамайди.

Фторид кислота ва фторидлар. Водород фторид HF нинг сувдаги эритмаси бир негизли фторид кислотадир. Фторид кислота кучли кислота эмас, унинг диссоциланиш константаси $K = 7,2 \cdot 10^{-4}$; HF эритмасида диссоциланиш натижасида ҳосил бўлган F^- билан HF бирикиб, HF_2^- ҳосил қилади:



Шунинг учун эритмада F^- ҳам, HF_2^- ионлар ҳам бўлади. Концентрланган эритмаларида эса F^- га қараганда HF_2^- кўпроқ бўлади. HF_2^- фторли кўпгина бирикмаларнинг таркибига киради. Фторид кислотани икки негизли H_2F_2 деб қараш ярамайди, масалан, KHF_2 нордон туз бўлмай, комплекс туздир (191-параграфга қаранг).

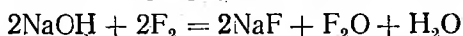
Фторид кислота заҳарли, терига теккан жойини яра қилади. Шиша ва бошқа кўпгина моддаларга таъсир этгани учун, одатда, у парафин, эбонит, қурғошин идишларда сақланади. Олтин ва платинага таъсир этмайди.

Одатда, фторид кислотанинг 40% ли концентрланган эритмаси сотилади.

Фторид кислота саноатда шиша буюмлар сиртига нақш солиш, хат ёзиш, бюретка, пипетка, мензуркаларни даражалашда ишлатилади. Унинг бундай мақсадларда ишлатилиши HF нинг шиша таркибидаги SiO_2 га таъсир этиб, шишани ўйишига асосланган. HF кислота нефть саноатида юқори сифатли бензин олишда, спирт саноатида зарарли бактерияларни йўқотишда ишлатилади.

Фторид кислота тузлари *фторидлар* деб аталади. Фторидлар ҳам заҳарлидир: натрий, калий, алюминий фторидлар сувда эрийди, кальций фторид сувда эрмайди. Кальций фторид металлургияда флюс сифатида ишлатилади, эмал таркибига киради, ундан оптикада ҳам фойдаланилади. Кўпгина фторидлар турли соҳаларда кенг қўламда ишлатилади.

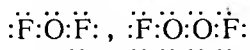
Фторнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Фторнинг F_2O , F_2O_2 бирикмалари олинган. $NaOH$ нинг 2% ли эритмасидан фтор ўтказиб, F_2O олиш мумкин:



F_2O жуда заҳарли, рангсиз газ бўлиб, — 145° да суюқланади-да, сариқ тусли суюқликка айланади, унинг қотиш температураси $t_{\text{қот}} = -224^\circ$. F_2O сувда оз эрийди, сув таъсирдан ажралмайди, — 95° дан паёт температурадагина барқарор бўлиб, бундан юқори температурада ажралиб кетади.

Фтор ва кислород аралашмаси совитилиб, уни электр заряди таъсир эттириш йўли билан F_2O_2 олинади. F_2O_2 сариқ кристалл моддadir.

Фтор бу бирикмаларда ковалент боғланган. Ковалент боғланиш тубандагича тасаввур қилинади:



Фтор билан кислород бирикмалари, фторид кислота, фторидлар ва, умуман, фторнинг барча бирикмалари заҳарли бўлгани учун улар билан ишлашда жуда эҳтиёт бўлиш лозим.

104-§. Хлор (Chlorum) Cl. Хлорнинг табиатда учраши. Хлор ер пўстлоғининг 0,25 процентини ташкил этади. Хлор химиявий актив модда бўлгани учун табиатда эркин ҳолда учрамайди, фақат бирикмалар ҳолида учрайди.

Табиий хлор икки изотопдан иборат: ^{35}Cl (75,53%) ва ^{37}Cl (24,47%), сунъий изотоплари — ^{36}Cl , ^{38}Cl , ^{39}Cl , ^{40}Cl радиоактив моддалардир. ^{38}Cl нинг ярим емирилиш даври 37,5 минутга тенг. Хлорни 1774 йилда Шееле топган эди.

Хлор кўпгина минералларнинг таркибига киради. Хлор бирикмаларининг кўпчилиги сувда эрувчан бўлгани учун улар узоқ даврлар мобайнида сув билан ювилиб, денгиз ва океанларга тўпланган.

Табиий хлор бирикмалари орасида энг муҳими ва энг кўп учрайдигани ош тузидир.

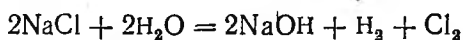
Денгиз сувида 3% гача ош тузи бўлади. Баъзан кўлларда ош тузининг миқдори 26% га етади. Тузга тўйинган бундай сувдан туз кристалланиб, кўл тагига чўкади. Бундай туз *чўкма туз* деб аталади. Масалан, ёз кунларида Эльтон ва Босқунчоқ кўлларига келиб қўйилган сув миқдоридан кўра кўпроқ сув буғланади, бунинг натижасида кўл суви тузга тўйинади. Ортиқча туз кўл остига чўка бошлайди. Босқунчоқ кўлининг суви ёзда батамом буғланиб кетади, бу вақтда кўл остида фақат оппоқ туз қолади, холос. Кўл

остига чўккан туз қатламининг қалинлиги бир неча юз метрга етади. Ҳозирги пайтда туз қазиб чиқариш яхши механизациялаштирилган.

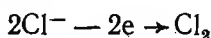
Туз конлари СССРнинг кўп жойларида учрайди. Жанубий Уралда, Оренбург шаҳри ёнида, УССРнинг Бахмут районида ва Соликамскда катта-катта тош туз конлари бор. Соликамскда ош тузи (NaCl) билан бирга калий хлорид (KCl) ҳам кўп чиқади. Закавказьеда, Урта Осиёда, Қозоғистонда ҳам ош тузи конлари кўп. Ҳисорнинг жануби-ғарб қисмларидаги Хўжа-иқон конининг запаси 500 млн. т га етади. Бу кондаги туз қатламининг бўйи 5 км, эни 1—1,5 км, чуқурлиги эса 250—300 м келади. Ҳисор тоғида яна бир қатор туз конлари борки, улардаги туз запаслари бир неча миллиард т га етади ва жаҳонда биринчи ўринни эгаллайди.

Хлорнинг табиатда энг кўп учрайдиган бирикмаси ош тузи бўлгани учун хлор ва хлорнинг бошқа бирикмалари ош туздан олинади.

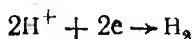
Хлорнинг олиниши. Саноатда хлор ош тузининг концентрланган эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. Бунда қўшимча маҳсулот сифатида натрий гидроксид чиқади. Содир бўладиган реакция тубандаги тенглама билан ифодаланади:



Анодда хлор иони электрон йўқотиб, оксидланади-да, нейтрал хлор ҳолида ажралиб чиқади:



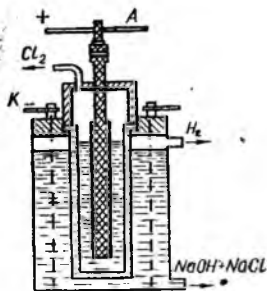
Катодда водород чиқади:



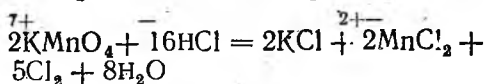
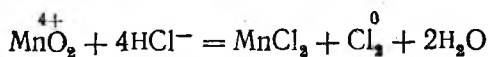
натрий гидроксид эритмада қолади.

Электролиз вақтида чиқадиган маҳсулотлар ўзаро реакцияга киришмаслиги учун, анод фазаси катод фазасидан диафрагма билан ажратилади (54-расм).

Лабораторияда хлор марганец (IV)-оксид MnO_2 га ёки калий перманганат KMnO_4 га HCl таъсир эттириш йўли билан олинади.



54-расм.



Бу реакцияларда хлор ионлари электронларини йўқотиб, оксидланади-да, нейтрал хлор ҳолида ажралиб чиқади.

Хлорнинг физик хоссалари. Хлор оч сабза ранг газдир. Хлор сўзи грекча бўлиб, яшил демакдир. Хлорнинг бугувчи ўткир ҳиди бор! у нафас йўлларининг шилиқ пардаларига таъсир этади. Хлор билан кўпроқ нафас олган киши ўлади*.

Одатдаги температурада хлор 6 атм чамаси босимда суюқланади.

Суюқ хлор -34° да қайнаб, -101° да қотади. 1 л хлор 3,21 г желлади. Хлор ҳаводан тахминан 2,5 марта оғир; сувда анча яхши эрийди: 20° да бир ҳажм сувда 2,5 ҳажм хлор эрийди. Хлорнинг сувдаги эритмаси *хлорли сув* деб аталади ва лабораторияларда, кўпинча, хлор ўрнида ишлатилади. Бунда хлор сув билан қисман химиявий бирикма ҳосил қилади (107- § га қаранг).

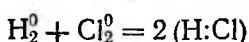
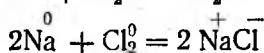
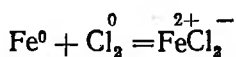
Хлор ҳаводан оғир бўлгани ва сувда яхши эригани учун лабораторияларда тўғридан-тўғри ёки ош тузининг тўйинган эритмаси остига йиғилади, чунки хлор унда эримади.

Хлорнинг химиявий хоссалари. Хлорнинг химиявий активлиги фторниқидан оз бўлса-да, қарийб барча металллар ва барча металлоидлар билан тўғридан-тўғри бирикади. Фақат углерод, азот, кислород билан хлор бевосита бирикмайди; улар билан ҳосил қиладиган бирикмалари билвосита йўллар билан олинади. Инерт газлар билан хлор реакцияга киришмайди.

Баъзи металллар билан хлор одатдаги температурадаёқ бирикади, бунда аланга чиқади. Масалан, сурьма кукуни хлорда ёниб, SbCl_3 , SbCl_5 ҳосил қилади. Натрий сал қиздирилиб, хлорли идишга киритилса, ёнади-да, NaCl ҳосил қилади. Хлорнинг баъзи металллар билан бирикиши учун сув ёки, ҳатто, намлик катализатор сифатида таъсир эттирилади. Қуруқ металл билан қуруқ хлор ўзаро таъсир этмайди. Шунинг учун хлор пўлат цилиндрларда сақланади. Баъзи металллар хлор билан бирикканда металл сиртида зич-юпқа хлорид қавати ҳосил бўлади. Бу қават металлларни хлорнинг яна таъсир этишидан сақлайди.

Фосфор одатдаги температурада хлорда ёнади ва PCl_3 , PCl_5 лар ҳосил қилади. Хлор водород билан ҳам яхши бирикади.

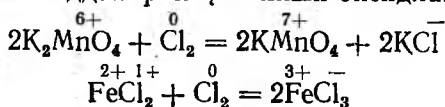
Хлор ўзи билан реакцияга киришган модда атоми ёки ионларидан бир электрон қабул қилиб, электроманфий ионга айланади ёки ковалент боғланиш ҳисобига ўзининг сиртқи электрон қаватидаги 7 электронини 8 га етказиши. Бу жиҳатдан хлор фторга жуда ўхшаб кетади:



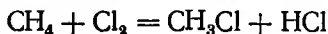
Юқоридаги реакцияларда хлор электрон қабул қилиб олгани учун оксидловчидир.

* Хлор билан заҳарланганда спирт буғи билан эфир буғи аралашмасидан ёки аммоний гидроксид буғидан нафас олиш гавсия этилади.

Хлор мураккаб моддаларни ҳам яхши оксидлайди:



Хлор молекуласи тўйинган углеводородларга таъсир этганда бир атоми водородга алмашинади, иккинчи атоми шу водородга бирикиб олади:

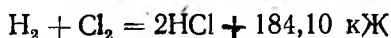


Тўйинмаган углеводородларга таъсир этганда эса тўғридан-тўғри бирикиб олади.

Одатдаги шароитда икки атомдан иборат хлор молекуласи 600° гача қиздирилганда термик диссоциланиб, атомларга парчаланган бошлайди. Шунинг учун юқори температурада хлорнинг активлиги ортади. Хлорнинг активлиги ёруғлик таъсирида ҳам ошади. Ёруғликни ютган молекулалар активлашади; улар, ҳатто, атомларга диссоциланиши ҳам мумкин. Аммо хлор атомлари жуда тез қайта бирикиб, молекула ҳосил қилади.

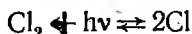
Хлор химия саноати учун зарур бўлган хлорид кислота-олишда, қишлоқ хўжалиги зараркунандаларига қарши курашиш учун ишлатиладиган турли препаратлар тайёрлашда, дори-ва бўёқ моддалар синтез қилишда ишлатилади. Хлорда сув билан реакцияга киришиб, атомлар кислород ажратиб чиқариш хоссаси бўлганлиги учун хлордан тўқимачилик ва қоғоз саноатида оқартирувчи модда сифатида фойдаланилади, хлор водопровод сувларини дезинфекция қилишда ҳам ишлатилади.

105- §. Хлорнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси. Хлор водород билан одатдаги температурада секин бирикади, қуёш ёруғида бу реакция тезлашади, иситилганда эса водород билан портлаб бирикади:

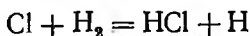


Ёруғлик таъсирида борадиган бундай реакциялар фотохимиявий реакциялар деб, химиянинг бундай реакцияларни текширувчи бўлими эса фотохимия деб аталади. Ўсимликларнинг яшил баргларида ҳам фотохимиявий реакциялар бўлади. Фотохимиявий реакцияларда нур энергияси химиявий энергияга айланади (65- параграфга қаранг).

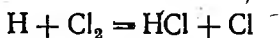
Водород билан хлор иситиш ёки ёритиш орқали бириктирилганда берилган иссиқлик ёки нур энергияси кванти $h\nu$ хлор молекуласига ютилади, бунинг натижасида хлор диссоциланади:



Бу реакция натижасида ҳосил бўлган хлор атомлари, яъни активлашган хлор водород молекулаларига таъсир этади ва водород атомини ўзига бириктириб олиб, HCl ҳосил қилади:



бунда чиққан атомар водород хлорнинг бошқа молекуласига таъсир этади ва ундан хлор атомини бириктириб олади, натижада яна HCl ҳосил бўлади:



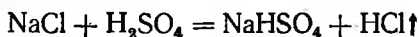
Ҳосил бўлган хлор атомлари ҳам водород молекуласига таъсир этади ва, шундай қилиб, реакциялар, худди занжир қаби, кетма-кет уланиб кетади. Шунинг учун бундай реакциялар *занжир реакциялар* деб аталади.

Энергия ютиб, актив атомларга парчаланган ҳар бир хлор молекуласининг занжир реакциялар вужудга келтириб, то 100 000 га яқин HCl молекуласи ҳосил қилиши мумкин эканлиги аниқланган.

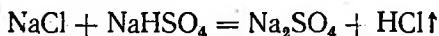
Н. Н. Семенов занжир реакцияларини текширди ва назарий жиҳатдан асослаб берди. Н. Н. Семеновга яратган назарияси учун Нобель мукофоти берилди. Ҳозир HCl саноатда, асосан, H_2 билан Cl_2 дан синтез қилинади. Бунинг учун NaCl электролиз қилиниб, NaOH олинганда қўшимча маҳсулот тарзида чиқадиган H_2 ва Cl_2 дан фойдаланилади. Водород билан хлор аралашмаси ёндириб юборилади, шундан кейин у тинч аланга билан ёнишда давом этади:



Водород хлорид саноатда ош тузига сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан ҳам олинади; одатдаги температурада ёки тахминан 450° гача иситилганда HCl билан натрий гидросульфат NaHSO_4 ҳосил бўлади:



500° дан юқори температурада, натрий гидросульфат натрий хлорид билан реакцияга киришиб, натрий сульфат ҳосил қилади:



Водород хлорид рангсиз газ бўлиб, ўткир бўғувчи ҳиди бор, унинг суюқланиш температураси $t_c = -112^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = -84^\circ$. Водород хлорид одатдаги температурада 70 атм босим остида суюқ ҳолатга ўтиши мумкин. Суюқ HCl пўлат цилиндрларда сақланади. HCl барқарор бирикмадир, у 1000° дан юқори температурагача қиздирилгандагина элементларга ажрала бошлайди. Реакция бораётганини фақат 1500° гача қиздирилганда сезиш мумкин. Суюқ HCl электрни ўтказмайди. У сувда ниҳоятда яхши эрийди, одатдаги шароитда бир ҳажм сувда 450 ҳажм HCl , 0 да эса 500 ҳажм HCl эрийди. Водород хлориднинг эритмаси хлорид кислотадир. Водород хлорид ҳавода тутайди, чунки у ҳаво намида дарҳол эриб, хлорид кислота томчиларини ҳосил қилади. Водород хлорид сувда эриганда сув билан қисман химиявий бирикади, унинг $\text{HCl}\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ таркибли гидратлари маълум.

106- §. Хлорид кислота. Хлорид кислота бир негизли кучли кислота бўлиб, сувда яхши диссоциланади, 0,1 н. эритмасининг диссоциланиш даражаси 92% га тенг. Концентрланган хлорид кислота 37% ли эритма бўлиб, унинг солиштира оғирлиги 1,19 га тенг*.

Концентрланган хлорид кислота қайнатилганда, аввал водород хлорид буғланади, 20,2% ли эритма ҳосил бўлганда унинг таркиби ўзгармасдан, 110° да 20,2% ли эритма ҳолида ҳайдала бошлайди. Агар концентрацияси 20,2% дан кичик эритмалари қайнатилса, аввал сув буғланиб чиқа бошлайди, бунинг натижасида эритма концентрацияси ошиб боради ва концентрация 20,2% га етганда, эритма шу концентрациясини ўзгартирмай ҳайдала бошлайди. Демак, 20,2% ли хлорид кислота 110° да ва нормал босимда ўз таркибини ўзгартирмай ҳайдалади, ўзгармас температурада таркибини ўзгартирмай ҳайдаладиган эритмалар *азеотроп аралашмалар* дейилади.

Демак, 20,2% ли хлорид кислота сув билан HCl нинг азеотроп аралашмасидир.

Сульфат кислота ва нитрат кислотанинг ҳам азеотроп аралашмалари бор. Сувдан бошқа кўпгина эритувчилар ҳам эриган моддалар билан азеотроп аралашмалар ҳосил қилади.

Агар босим ўзгарса, азеотроп аралашманинг қайнаш температураси ҳам, таркиби ҳам бошқа бўлади.

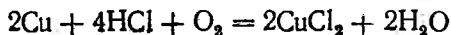
37% ли хлорид кислотадан водород хлорид чиқиб тургани учун у тутади, бундай кислота *тутовчи хлорид кислота* деб аталади.

Хлорид кислотанинг сариқ туси унинг тоза эмаслигини ва унда FeCl₃ қўшимчаси борлигини кўрсатади.

Активлик қаторининг чап томонидаги металлар хлорид кислотадан водородни сиқиб чиқариб, туз ҳосил қилади:



Мисга хлорид кислота ҳаво кислороди иштирокида таъсир эта олади:



*Хлорид кислотанинг солиштира оғирлиги маълум бўлса, унинг процент миқдорини тахминан ҳисоблаб топиш мумкин. Бунинг учун солиштира оғирлигининг каср қисмини 2 га кўпайтириш керак. Масалан, солиштира оғирлиги (с. оғ) 1,19 бўлган HCl да концентрация 19·2 = 38% бўлади. Қуйидаги жадвалда хлорид кислота солиштира оғирлигининг ортиши билан концентрациянинг ортишига мисоллар келтирилган:

с. оғ/15°	1,060	1,124	1,16	1,19
Конц. (%) ...	12,2	24,8	31,5	37,2

Агар эритмадаги HCl нинг проценти маълум бўлса, солиштира оғирлигини ҳам тахминан ҳисоблаб чиқариш мумкин.

Кумушга ҳаво иштирокида концентранган хлорид кислота секин таъсир этади:



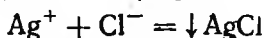
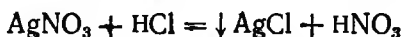
Хлорид кислота олтин ва платинани эрита олмайди.

Хлорид кислота лабораторияларда кучли кислота сифатида кўп ишлатилади. Саноатда турли металл хлоридлар ҳамда бўёқлар тайёрлашда ва бошқа кўпгина химиявий процессларда ишлатилади. Хлорид кислотадан медицинада ҳам фойдаланилади.

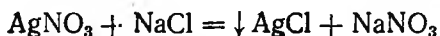
Хлорид кислотанинг тузлари *хлоридлар* деб аталади.

Хлоридлар. Хлоридларнинг кўпчилиги сувда эрийди, кумуш хлорид AgCl , мис (I)-хлорид CuCl , симоб (I)-хлорид Hg_2Cl_2 сувда эриймайди деса бўлади, қўрғошин хлорид PbCl_2 жуда оз эрийди.

Булар орасида энг ёмон эрийдигани AgCl дир, унинг эрувчанлиги ниҳоятда кичик; 100 г сувда 0° да 0,000089 г AgCl эрийди. Шунинг учун хлорид кислотани ва хлоридларни, яъни Cl^- ни топишда Ag^+ реактив сифатида ишлатилади:



Хлоридларга Ag^+ таъсир эттирилса, қуйидагича реакция бўлади:



Хлоридлар саноатнинг турли соҳаларида, химия лабораторияларида, медицинада кўп ишлатилади.

Тубанда муҳим баъзи хлоридлар кўрсатиб ўтилган. Натрий хлорид (ош тузи) NaCl кубик кристаллардан иборат рангсиз моддадир, унинг солиштирма оғирлиги 2,163 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 800,4^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 1413^\circ$; 100 г совуқ сувда 0° да 35,6 г, 100 г қайноқ сувда 39,2 г NaCl эрийди.* NaCl нинг кўп миқдори озиқ-овқатни тузлаш учун сарф бўлади, инсон организмда тахминан 0,5% NaCl бор. Ош тузи, хлорид кислота, натрий гидроксид, натрийнинг бошда кўпгина бирикмалари турли дорилар ва сода тайёрлашда, совунгарлик ва кўнчилик саноатида ишлатилади.

Калий хлорид KCl табиатда сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналлит $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ минераллари ҳолида учрайди. Уралда Соликамск конларида калий хлориднинг жуда кўп запаси бор. KCl кубик кристаллардан иборат рангсиз модда бўлиб, солиштирма оғирлиги 1,988 га

* NaCl нинг эрувчанлик эгриси қарийб горизонталдир, яъни унинг эрувчанлиги температуранинг кўтарилиши билан қарийб ўзгармайди, шунинг учун NaCl ни одатдаги усул билан, яъни қайноқ эритмасидан кристаллаш йўли билан олиб бўлмайди. NaCl ни тозалаш учун унинг тўйинган эритмаси орқали водород хлорид ўтказилади. NaCl нинг эрувчанлиги HCl эритмасида сувдагига қараганда оз бўлгани учун бунда тоза NaCl нинг майда кристаллари чўка бошлайди.

тенг, суюқланиш температураси $t_c = 776^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 1500^\circ$; 100 г совуқ сувда 0° да 28,15 г, 100 г қайноқ сувда 100° да 56,2 г КСІ эрийди.

Калий хлорид қишлоқ хўжалигида ўғит сифатида кўп ишлатилади, КСІ дан калийнинг бошқа бирикмаларини тайёрлашда ҳам кўп фойдаланилади.

Аммоний хлорид NH_4Cl . Бу туз ҳақидаги маълумотларни азот бобидан қаранг.

Кальций хлорид $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ гексагонал кристаллардан иборат рангсиз модда бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 17° да 1,68 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 29,92^\circ$; 200° да 6 молекула сувини йўқотиб, сувсиз CaCl_2 га айланади; бу модда оқ кубик кристаллардан иборатдир, у сувга ниҳоятда ўч бўлганидан ҳаводаги намни тортиб олиб, шу намда эрийди. $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристалл-гидратлари ҳам бор.

Кальций хлорид сувга ўч бўлгани учун лабораторияларда моддаларни қуришишда ишлатилади.

Барий хлорид $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ рангсиз, моноклиник кристаллардан иборат заҳарли модда бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 24° да 3,097 га тенг; у 113° да кристаллизация сувини йўқотади. Қишлоқ хўжалигида зараркунандаларга қарши курашишда ишлатилади.

Симоб (I)-хлорид (каломель) Hg_2Cl_2 оқ кристаллардан иборат модда бўлиб, солиштирма оғирлиги 7,15 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 302^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 383,7^\circ$; сувда эримайди, медицинада ишлатилади.

Симоб (II)-хлорид (сулема) HgCl_2 оқ ромбик кристаллардан иборат модда, унинг солиштирма оғирлиги 5,44 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 277^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 304^\circ$, 100 г сувда 20° да 6,6 г, 100° да эса 56,2 г HgCl_2 эрийди; кучли заҳар. Медицинада жуда суюлтирилган эритмалари дезинфекцияловчи модда сифатида ишлатилади.

Кумуш хлорид AgCl оқ кубик кристаллардан иборат модда, унинг солиштирма оғирлиги 5,56 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 455^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 1550^\circ$.

AgCl сувда ниҳоятда оз эрийди (100 г сувда 10° да 0,000089 г, 100° да эса 0,00217 г эрийди). AgCl қуёш нурлари таъсирида ажралади, шунинг учун фотографияда ишлатилади. AgCl қора қоғоз билан ўралган ҳолда ёки қора идишларда сақланади.

107-§. Хлорнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Шу вақтга қадар хлорнинг кислород билан бевосита бириккани маълум эмас. Хлор билан кислород бирикмалари билвосита усулда олинади. Бу бирикмаларда хлорнинг валентлиги бирдан еттига қадар бўлиши мумкин. Хлорнинг тўртта оксиди олинган:

Cl_2O — хлор (I)-оксид (гипохлорит ангидрид);

ClO_2 — хлор (IV)-оксид;

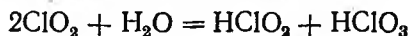
Cl_2O_6 — хлор (VI) оксид;

Cl_2O_7 — хлор (VII)-оксид (перхлорат ангидрид).

Хлор (I)-оксид Cl_2O (тузилиши $\text{Cl} - \text{O} - \text{Cl}$) сарғиш-жигар ранг,

қўланса ҳидли ва барқарор газдир; портловчи модда. У сал иситилса ёки бирор моддага тегиб кетса, ёхуд бир идишдан иккинчи идишга қўйилса, дарҳол портлайди. Cl_2O сув билан осон бирикиб, гипохлорит кислота HClO ҳосил қилади.

Хлор (IV)-оксид ClO_2 сабза ранг, ўткир ҳидли ва беқарор газдир; портловчи модда. У ёнувчи моддаларга тегиб кетса, дарҳол портлайди. ClO_2 га мувофиқ кислота йўқ, аммо ClO_2 сув билан бирикиб, хлорит кислота HClO_2 ва хлорат кислота HClO_3 ҳосил қилади:



Бу реакция ниҳоятда секин боради. Ишқорий эритмаларда олиб борилса, кислоталарнинг тузлари ҳосил бўлиб, реакция тез ўтади:

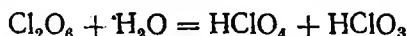


ClO_2 дан яқиндан бери оқартириш ишларида фойдаланила бошланди.

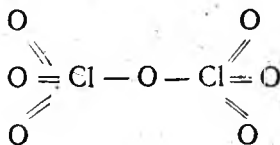
Хлор (VI)-оксид Cl_2O_6 ҳавода тутайдиган тўқ қизил суяқлик, у одатдаги температурада сал барқарор дейиш мумкин, аммо ёнувчи моддаларга тегса, дарҳол портлайди. Суяқ хлор (VI)-оксиднинг формуласи унинг молекуляр оғирлигини топиш йўли билан аниқланган. Суяқ хлор (VI)-оксиднинг формуласи Cl_2O_6 бўлса ҳам газ ҳолида, асосан, ClO_3 дан иборатдир, яъни:



Cl_2O_6 га мувофиқ кислота йўқ, аммо у сув билан бирикканда перхлорат кислота HClO_4 ва хлорат кислота HClO_3 ҳосил бўлади;



Хлор (VII)-оксид (перхлорат ангидрид) Cl_2O_7 ; унинг тугилиши:



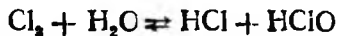
Хлор (VII)-оксид рангсиз, мойсимон суяқлик бўлиб, хлорнинг бошқа оксидларидан кўра барқарорроқдир; фақат силкитилганда ёки алангага тутилганда, қаттиқ урилганда ва кучли иситилгандагина портлайди. Кўмир, ёғоч, қоғоз каби моддаларга текканда портламайди, Cl_2O_7 сув билан бирикиб, перхлорат кислота HClO_4 ҳосил қилади:



Хлорнинг ҳамма оксидлари ва уларга мувофиқ келадиган кислоталар ва тузлар қуйидаги жадвалда кўрсатилган:

Оксидлар	Кислоталар	Тузалар
Cl_2O — хлор (I)-оксид	HClO — гипохлорит кислота	MeClO — гипохлоритлар
	HClO_2 — хлорит кислота	MeClO_2 — хлоритлар
ClO_2 — хлор (IV)-оксид	HClO_3 — хлорат кислота	MeClO_3 — хлоратлар
Cl_2O_6 — хлор (VI)-оксид		
Cl_2O_7 — хлор (VII)-оксид (перхлорат ангидрид)	HClO_4 — перхлорат кислота	MeClO_4 — перхлоратлар

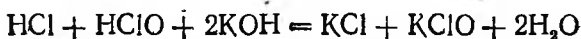
Гипохлорит кислота ва унинг тузлари. Хлор (I)-оксид Cl_2O сув билан осон бирикиб, HClO ҳосил қилиши юқорида айтилган эди. Лекин, одатда, бу усулдан фойдаланилмайди. Хлор сувда эриганда, сув билан реакцияга киришиб, яъни гидролизланиб, HCl ва HClO ҳосил қилади:



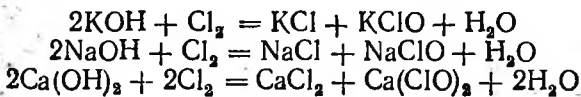
HClO нинг тузилиши: $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$

Реакция қайтар бўлгани учун, хлорнинг тўйинган эритмасида эриган хлорнинг тахминан 50 проценти HCl ва HClO га айланади. Бу реакцияни А. А. Яковкин (1863—1936) биринчи бўлиб мукамал текширган эди.

Ковалент боғланишли хлор молекуласи $:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$ сувда эриганда сувнинг қутбли молекулалари таъсирида қутбланади, яъни иккита хлор атоми бирикиб, молекула ҳосил бўлишида иштирок этган жуфт электрон хлорнинг бир атоми томонига тортилади; бир электрон ўз атомидан иккинчи атомга қараб силжийди. Шундай қилиб, хлорнинг бир атоми мусбат, бир атоми манфий зарядланиб қолади ва улар сувнинг ионлари билан реакцияга киришади. Бу реакцияда бир атом хлор (манфий зарядлиси) сувнинг H^+ иони билан бирикиб, HCl ҳосил қилади, иккинчи атом хлор (мусбат зарядлиси) сувнинг OH^- иони билан бирикиб, HClO ҳосил қилади. KOH ёки NaOH қўшиб, HCl ва HClO нинг H^+ лари боғланса, реакция ўнг томонга силжийди:



Саноатда туғридан-туғри KOH , NaOH ёки $\text{Ca}(\text{OH})_2$ эритмалари орқали хлор ўтказилади ва HClO нинг тузлари — гипохлоритлар олинади:

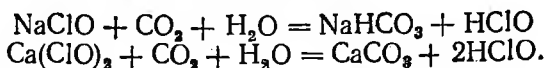


Хлорнинг кислородли кислоталари кучли оксидловчилардир. Улар орасида HClO энг кучли оксидловчи, ammo кучсиз кислота ($K = 3 \cdot 10^{-8}$), яъни у диссоциланмайди деса бўлади. HClO беқарор бўлганидан осон парчаланиб, кислород чиқаради. Еруғлик таъсирида HClO нинг бундай парчаланиши тезлашади ва бу процесс хлорли сувнинг фотолизи деб аталади.

Демак, хлорли сувдан хлор ҳам, кислород ҳам чиқиб туради. NaOH орқали Cl_2 ўтказилганда ҳосил бўлган NaCl ва NaClO эритмаси «лабаррак суви»* деб аталади. KCl ва KClO эритмаси «жавел суви» дейилади. Бу сув даставвал Париж шаҳри ёнидаги Javello деган жойда тайёрланган эди. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$ хлорли оҳак ёки оқартгич оҳак деб аталади.

Саноатда NaClO олиш учун NaCl эритмаси диафрагмасиз электролиз қилинади. Бунда NaCl нинг электролиз маҳсулотлари, яъни хлор билан NaOH орасида борадиган реакция натижасида NaClO ҳосил бўлади.

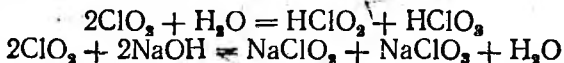
HClO ниҳоятда кучсиз кислота бўлганидан гипохлоритларга ҳатто ҳаводаги CO_2 таъсиридаёқ сиқилиб чиқади:



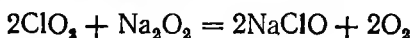
Демак, гипохлоритлар эритмада, бир томондан, гидролизланиб HClO ҳосил қилса, иккинчи томондан, ҳаводаги CO_2 гипохлоритлардан HClO ни сиқиб чиқаради. Ҳосил бўлган HClO , биринчидан, парчаланиб хлор ажратиб чиқаради, бунда гидролиз реакциясига тескари реакциянинг бориши натижасида хлор чиқади. Иккинчидан, фотолиз процесси содир бўлиб, бунда кислород ажралиб чиқади**. Ана шу айтилганларга кўра, гипохлоритлар ҳам оксидловчи, ҳам хлорловчи моддалар сифатида ишлатилади.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ арзон ишқор бўлгани учун ундан тайёрланадиган оқартгич оҳак $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ кўп ишлатилади. Ундан пахта ва каноп иплардан тўқилган материални ҳамда қоғозни оқартиришда, шунингдек, дезинфекция ва дегазация ишларида фойдаланилади.

Хлорит кислота HClO_2 ва унинг тузлари. ClO_2 нинг сува таъсиридан HClO_2 , ишқорларга таъсирдан эса унинг тузлари ҳосил бўлади:



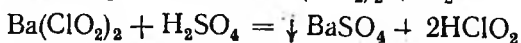
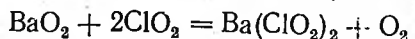
Бу реакцияларда ҳосил бўлган қўшимча маҳсулотлар HClO_2 ва NaClO_2 тегишли асосий маҳсулотларга, яъни HClO_2 ва NaClO_2 га аралашиб кетади. Тоза хлоритлар олиш учун ClO_2 га натрий пероксид Na_2O_2 таъсир эттириш лозим:



* У фақат суюлтирилган эритма ҳолида олинган.

** Оғир металлларнинг оксидлари ва гидроксидлари гипохлоритлардан кислород ажралиб чиқиш процессига катализаторлик қила олади.

HClO_2 ни BaO_2 дан фойдаланиб ҳосил қилиш мумкин:



HClO_2 нинг тузилиши $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}=0$. У гипохлорит кислота HClO дан кучли, хлорат кислота HClO_3 дан эса кучсиздир.

HClO_2 нинг $K = 5 \cdot 10^{-3}$, яъни у карбонат кислотадан кучли. Хлорит кислота ниҳоятда беқарор ва кучли оксидловчи модда, у фақат суюлтирилган эритма ҳолидагина маълум, аммо унинг тузлари — хлоритлар олинган. Хлоритлар урилганда ва иситилганда портлайди. Хлоритларда ҳам оксидлаш хоссалари бўлади, уларнинг бу хоссалари гипохлоритларникидан заифроқ. Натрий хлорит NaClO_2 матоларни оқартиришда ишлатилади.

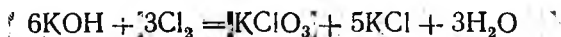
Хлорат кислота HClO_3 ва унинг тузлари. Гипохлорит кислота HClO эритмаси иситилганда ажралиб, HCl ва хлорат кислота HClO_3 ҳосил қилади:



HClO_3 нинг тузилиши: $\text{H}-\text{O}-\text{Cl} \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{matrix}$. Бу кислота ҳам фақат

эритмада маълум, унинг 40% ли эритмасини тайёрлаш мумкин. Эритманинг концентрацияси 40% дан юқори бўлса, портлаб ажралади. Хлорат кислотага пахта ва қоғоз тегса, улар ўт олиб кетади. HClO_3 кучли кислотадир; бу жиҳатдан олганда, хлорат кислота HCl ва HNO_3 га ўхшаб кетади. Хлорат кислота кучли оксидлаш хоссаларига ҳам эгадир.

HClO_3 нинг ангидриди йўқ. У парчаланганда таркибидаги беш валентли хлор қайтарилиб, тўрт валентли хлорга айланади, бунда ClO_2 ва кислород ажралиб чиқади. HClO_3 нинг тузлари *хлоратлар* деб аталади. Хлоратлар заҳарли ва оксидловчи моддалардир, аммо эритмада оксидлаш хоссалари унча намоён бўлмайди. Хлоратлар одатдаги температурада жуда барқарор бўлади. Агар KOH нинг қайноқ эритмаси орқали хлор ўтказилса, реакция натижасида KClO_3 ҳосил бўлади:

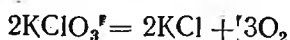


Ҳозир KClO_3 кўпинча KCl нинг қайноқ эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. KClO_3 (бу туз бертоле тузи деб ҳам аталади) совуқ сувда оз эрийди, шунинг учун эритма совитилганда у кристаллана бошлайди.

Хлоратлар орасида энг муҳими калий хлорат KClO_3 дир. У рангсиз ялтироқ туз бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 2,32 га, суюқлашиш температураси эса 258° га тенг; у 400° да ажралади; 0° да 100 г сувда 3,3 г, 100° да эса 56,2 г KClO_3 эрийди.

KClO_3 га олтингугурт ёки фосфор аралаштирилиб, сўнгра унга зарб берилса, қаттиқ портлайди. KClO_3 марганец (IV)-оксид MnO_2

ёки бошқа катализатор билан қўшиб қиздирилса, KCl ва O_2 га аж-
ралади:

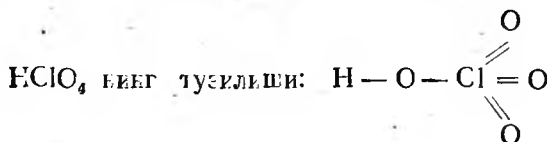
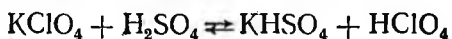


KClO_3 нинг гугурт саноатида, медицинада, тоғ ишларида фойда-
ланиладиган баъзи портловчи моддалар, баъзи буюқлар ва сигнал ра-
кеталари тайёрлашда ишлатилиши унинг портлаш ва оксидлаш хос-
саларига асосланган. KClO_3 химия лабораторияларида кислород олиш
учун ишлатилади.

Перхлорат кислота HClO_4 ва унинг тузлари. Калий
хлорат катализаторсиз қиздирилса, KCl ва O_2 га ажралмай, KClO_4 ва
 KCl ҳосил қилади:



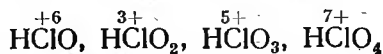
KClO_4 перхлорат кислота HClO_4 нинг тузи бўлганидан, калий пер-
хлорат деб аталади. Перхлорат кислота олиш учун KClO_4 га кон-
центрланган H_2SO_4 таъсир эттирилади:



Сувсиз перхлорат кислота рангсиз бўлиб, бизга маълум кисло-
талар орасида энг кучлисидир. HClO_4 учун $K \cong 10^9$. Бошқа кислота-
ларнинг ҳеч бири перхлорат кислота каби кучли диссоциланмайди.
Перхлорат кислота учун $t_c = -112^\circ$, $t_{\text{қай}} = 39^\circ$.

HClO_4 оксидлаш хоссаларига эга барқарор моддадир. Унга пахта
ва қоғоз тегизилса, улар ўт олиб кетади. Аммо унинг оксидлаш хос-
салари HClO_3 никидек эмас. Суюлтирилган эритмалари оксидлаш хос-
саларини намён қилмайди дейиш мумкин. HClO_4 химиявий анализ-
ларда ишлатилади.

Хлорнинг кислородли кислоталарига яхши назар солинса, улар-
нинг баъзи муҳим хоссалари маълум қонуният билан ўзгаришни
кўриш мумкин. Уларни хлорнинг валентлиги ортиб бориши тарти-
бида бир қаторда териб чиқамиз:



HClO энг кучли оксидловчи, аммо энг беқарор кислотадир. HClO
дан HClO_4 га томон оксидлаш хоссаси камайиб, барқарорлик ортиб
боради. Булар орасида энг барқарори HClO_4 дир; у эркин ҳолда оли-
ниши мумкин, HClO_4 нинг 72% ли эритмасини сақлаш мумкин, HClO_3
нинг эса фақат 40% ли эритмасинигина тайёрласа бўлади. HClO би-
лан HClO_2 ҳатто суюлтирилган эритмаларида ҳам ажралиб туради.

HClO дан HClO_4 га томон барқарорликнинг ортиши, яъни ок-
сидлаш хоссаларининг камайиши билан кислотанинг кучи оша

боради. Демак, хлорнинг валентлиги ортиши билан кислоталарнинг кучи ҳам ортиб боради.

Бу кислоталарнинг тузларида ҳам, гипохлоритлардан бошлаб, барқарорлик ортиб боради. Гипохлоритлар жуда осон парчаланadi, хлоритлар эса фақат суюқлантирилгандагина парчаланadi. Уларнинг парчаланиш реакциялари экзотермик, перхлоратларнинг парчаланиш реакциялари эса эндотермик реакциялардир.

Демак, хлорнинг кислородли (бирикмаларидаги мусбат зарядли хлор эркин хлорга ёки манфий зарядли хлорга қадар қайтарилишга интилади, кислородни нейтрал ҳолга қадар оксидлайди; бу хусусият

Cl^{7+}
 Cl^{-} дан Cl^{-} га томон маълум қонуният билан ўзгаради.

108-§. Адсорбция. Қўмирда хлорни шимиш хусусияти бор. Бу параграфда шу ҳодисага оид баъзи маълумотлар устида тўхтаб ўтилади.

Бир модданинг иккинчи моддага шимилиши *сорбция* деб аталади. Бу ҳодиса икки хил бўлиши мумкин, агар шимиловчи модда шимувчи модданинг ичига шимилса, бу ҳодиса *абсорбция* дейилади. Агар шимилаётган модда шимаётган модданинг фақат юзига шимилса, бу ҳодиса *адсорбция* деб аталади. Бунда шимувчи модда *адсорбент*, шимиловчи модда эса *адсорбтив* дейилади.

Адсорбентлар суюқ ёки қаттиқ бўлиши мумкин, аммо энг яхши адсорбентлар қаттиқ моддалардир. Газ, буғ ва эриган моддалар кўпгина қаттиқ моддалар юзига яхши шимилади, яъни адсорбиланади.

Адсорбция ҳодисасини мана бундай тасаввур этиш мумкин: қаттиқ модда ичидаги ҳар бир заррача ҳар тарафдан бошқа заррачалар билан бир текис ўралган, унинг тортиш кучи, яъни куч майдони атрофдаги заррачаларнинг тортиш кучлари — куч майдонлари билан мувозанатда туради. Энди бир модда сиртидаги бир заррачага эътибор берайлик. Унинг куч майдони пастда турган заррачалар билан мувозанатда туради, лекин заррачанинг устки куч майдони бўш қолади, шунинг учун бу заррача ички томондаги заррачага нисбатан ортиқча энергияга эга бўлади. Бу ортиқча энергия *юза энергияси* дейилади. Юзадаги бундай ортиқча энергияли заррачалар атрофдаги газ, буғ ва бошқа моддаларни торта олади. Ҳозир бу ҳодисани изоҳлаб берувчи бошқа назариялар ҳам бор.

Бир томондан, заррачалар шимилиб турса, иккинчи томондан, шимилган заррачалар қайтадан чиқиб кетиши ҳам мумкин, чунки шимилган зарралар тинч турмайди, ҳамиша маълум тартибда ҳаракат қилади, бу ҳаракат натижасида эса адсорбент юзидан узилиши мумкин. Демак, бир томондан, модда адсорбиланса, иккинчи томондан модда адсорбентдан узилиб чиқиб туради. Сўнгра бу икки процесс орасида мувозанат вужудга келади, яъни вақт бирлигида қанча модда шимилса, шунча модда адсорбентдан чиқиб туради.

Юза энергиясининг характериға, шимилаётган буғ (газ) нинг босниға ва адсорбиланиш шароитига қараб, адсорбиланган буғ

қатлами бир молекуладан (мономолекуляр) ёки кўп молекуладан (полимолекуляр) иборат бўлиши мумкин.

Биринчи қатлам адсорбент юзасига кучли боғланган бўлади.

Адсорбция ҳодисасида шимувчи ва шимиловчи модда орасида, юқорида айтиб ўтилганидек, физик таъсир бўлибгина қолмай, химиявий таъсир ҳам бўлиши аниқланган.

Турли моддаларнинг адсорбилаш хусусияти турлича бўлади. Бу хусусият юза энергиясининг характери ва кучига, адсорбент заррачаларининг қандай жойлашганига, температурага, шимиловчи модданинг концентрациясига боғлиқдир. Адсорбция бир модданинг иккинчи модда юзига шимилиши экан, демак, шимувчи модданинг юзи қанча катта бўлса, шу қадар кўп моддани шима олади.

Адсорбция ҳодисасини совет олимларидан Н. Д. Зелинский, Н. Л. Шилов, А. А. Баландин, В. Г. Хлопин, М. М. Дубинин, Д. А. Титов, С. З. Рочинский, А. Н. Фрумкин, А. В. Раковский жуда кўп текширдилар. Адсорбция ҳодисасини аниқлашда уларнинг хизматлари жуда каттадир.

Адсорбция ҳодисаси катта аҳамиятга эга. Завод ва фабрикаларнинг ҳавосини заҳарли моддалардан тозалаш, қанд заводида қанд эритмасини тозалаш (яъни унинг сарғиш рангини йўқотиш), матоларни бўяш, сувни тозалаш, катализатор иштирокида борадиган процессларда, спиртни сивуха мойларидан тозалашда ва бошқа кўпгина ишлаб чиқаришларда адсорбция ҳодисасидан фойдаланилади.

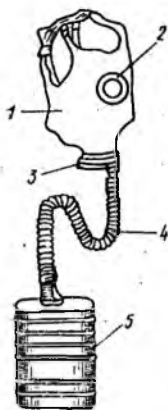
Рус олими М. С. Цвет 1903 йилда адсорбция ҳодисасидан фойдаланиб, физик ва химиявий хоссалари жиҳатидан бир-биридан ниҳоятда кам фарқ қиладиган, ва шу сабабли, одатдаги усуллар билан бир-биридан ажратилиши қийин бўлган моддаларни (масалан, хлорофиллни) уларга шикаст етказмай ажратиш усулини топди. Бу усул *адсорбцион хроматографик анализ* деб аталади ва моддаларнинг турлича адсорбиланиш хусусиятига асосланади.

Хроматографик анализдан турли табиий газлар аралашмасидаги газларни бир-биридан ажратиш, металлар, турли витамин ва дорилар ажратиш олиш каби ишларда кенг қўламда фойдаланилмоқда.

Биринчи жаҳон урушида немислар тарихда биринчи бўлиб газ урушини бошлаб юборганида хлорни кишиларни ўлдириш мақсадида ишлатган эдилар.

Н. Д. Зелинский заҳарли газларни писта кўмир ёрдамида адсорбилаш учун биринчи марта активланган кўмрдан фойдаланишни таклиф этди ва бу ишни янада кенгайтира бориб, противогаз ихтиро этди. Н. Д. Зелинскийнинг бу ихтироси мингларча солдат ҳаётини сақлаб қолди. Юқори температурада писта кўмирга ўта қизиган сув буғи таъсир эттирилса, у активланади, яъни кўмининг адсорбилаш хусусияти зўраяди. Активланган кўмир противогазларда адсорбент сифатида ишлатилади. Противогаз 55-расмда кўрсатилган.

Противогаз қутисида ҳавога аралашган заҳарли моддаларни шимиб қолувчи моддалар қат-қат қилиб жойлаштирилади, бу мод-



55-расм. Протигаз: 1 — резина шлём; 2 — кўзойнак; 3 — нафас чиқариладиган клапан; 4 — ҳаво ўтадиган най; 5 — қути.

далар орасида энг муҳими активланган кўмирдир. Кўмирга шимилмайдиган моддалар билан химиявий бирикувчи махсус моддалар ҳам ана шу қутига жойланган бўлади. Заҳарли чанг пахтада ёки намат қатламда тугилиб қолади. Шундай қилиб, қутидан ҳаво тозаланиб ўтади. Писта кўмир активланганда кўмирнинг юзи турли моддалардан (туз, смола ва углеводородлардан) тозаланади. Бунда кўмирнинг адсорбилаш хусусияти зўраяди. Писта кўмирнинг ҳидли ва бўёқ моддаларни шимиш хусусиятини 1785 йилда рус олими Т. Г. Ловиц кашф этди. У, даставвал, ҳидли сувларнинг ҳидини йўқотиш, селитрани тозалаш усулларини ишлаб чиқди.

Активланган кўмир нима мақсадда ишлатилишига қараб, майда доналар ёки кукун ҳолида тайёрланади. Активланган кўмир кукунининг сатҳи катта бўлади, демак, унинг адсорбилаш хусусияти ҳам каттадир.

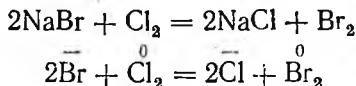
109- §. Бром (Bromum) Br. Бромнинг табиатда учраши. Бром Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-3}$ процентини ташкил этади. Таби й бром икки изотоп аралашмасидан иборат ^{79}Br (50,54%), ^{81}Br (49,46%). Бромнинг кўпгина сунъий изотоплари олинган.

Бром 1826 йилда топилган. Бром табиатда бирикмалар ҳолида учрайди, унинг NaBr , MgBr_2 бирикмалари денгиз сувининг 0,006 процентини ташкил этади. Баъзи кўлларнинг сувида 0,01—0,5%, нефть бурғ қудуқларидан чиқадиган сувда 0,01—0,05% бром бўлади. Табиатда учрайдиган хлор бирикмалари конида, масалан, калий хлорид тузлари конида ҳам бром бирикмалари бўлади.

Бром ўсимлик ва ҳайвон организмида учрайдиган баъзи моддалар таркибига ҳам киради. Чортоқ минерал сувида ҳам бром бор.

Бромнинг олиниши. Бром бирикмалари калий тузлари конидан, денгиз сувидан, кўл сувидан, нефть бурғ қудуқлари сувидан олинади.

Бромни бирикмаларидан ажратиб олиш учун бу бирикмаларга хлор таъсир эттирилади:



Бром химиявий жиҳатдан олганда хлордан актив эмас, шунинг учун уни хлор сиқиб чиқаради, бунда бром иони ўзининг валент электронини хлорга беради, демак, хлор бромни оксидлаб, ўзи қайтарилади.

Бромнинг физик хоссалари. Бром одатдаги шароитда қизил-қўнғир рангли суюқлик, бўғувчи қўланса ҳиди бор. Одатдаги температурада суюқ ҳолда учрайдиган ёлғиз металлоид бром-

дир. Бром сўзи грекча бўлиб, қўланса ҳидли демакдир. Бромнинг 20°даги солиштирама оғирлиги 3,12 га тенг; бром — 73°да суюқланади, 59° да эса қайнайди. Бром одатдаги температурада ҳам буғланиб туради; бром заҳарлидир. У шилиқ пардаларга қаттиқ таъсир этади. 100 г сувда 0°да 4,22 г, 20°да 3,58 г, 30° да эса 3,31 г бром эрийди. Бром хлороформда ва углерод сульфидда яхши эрийди. Бромнинг сувдаги эритмаси *бромли сув* деб аталади. Бромли сув химия лабораторияларида ишлатилади.

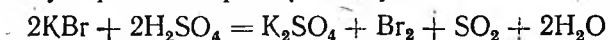
Бромнинг химиявий хоссалари. Бромнинг химиявий активлиги даврий системада ўзидан юқорида турган фтор ва хлорниқидан кам бўлса ҳам, у актив элемент ҳисобланади. Бром одатдаги шароитда фосфор, мишьяк, сурьма ва баъзи металллар билан бевосита бирика олади. Водород билан иситилганда бирикади. Бошқа галогенларга ўхшаш, бром ҳам оксидловчидир.

Бромнинг ишлатилиши. Бром турли органик ва аорганик бирикмалар тайёрлашда ишлатилади. Бромдан баъзи дорилар ва антидетонаторлар ишлаб чиқаришда, фото ва кино саноатида фойдаланилади. Бром химия лабораторияларида ҳам ишлатилади.

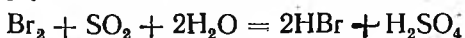
Бромнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси ва бромидлар. Бром билан водород аралашмаси иситилса, водород бромид ҳосил бўлади:



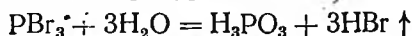
Агар бромидларга сульфат кислота таъсир эттирилса, ҳосил бўладиган HBr сульфат кислота ёрдамида оксидланади, бунда бром ҳамда сульфит ангидрид ҳосил бўлади:



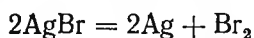
Br₂ билан SO₂ ўзаро таъсир этиб, HBr ва H₂SO₄ ҳосил қилади:



PBr₃га сув таъсир эттириб, HBr олиш ниҳоятда қулай, чунки бу реакция одатдаги температурада ҳам яхши боради:



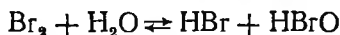
Водород бромид рангсиз газ бўлиб, ҳавода тутайди, унинг қўланса буғувчи ҳиди бор. HBr сувда яхши эрийди: 1 ҳажм сувда 10° да 580 ҳажм HBr эрийди. HBr нинг сувдаги эритмаси *бромид кислота* деб аталади. Бромид кислота кучли кислотади: 0,1 н. эритмасининг диссоциланиш даражаси 93,5%. HBr нинг тузлари *бромидлар* дейилади. NaBr, KBr сувда яхши эрийди, медицинада кўп ишлатилади. AgBr оч сариқ тусли модда бўлиб, сувда эримайди, қуёш нури таъсирида парчаланади:



шунинг учун AgBr фотографияда ишлатилади.

Бромнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Бромнинг Br₂O, BrO₂, Br₃O₈ оксидлари беқарор моддалар, Br₃O₈ эса ғоят беқарордир, у фақат паст температурада мав-

жуд бўла олади. Бромнинг кислородли кислоталаридан гипобромит кислота HBrO ва бромат кислота HBrO_3 ҳам беқарор кислоталар бўлиб фақат суюлтирилган эритмалар ҳолидагина маълум. Уларда оксидлаш хоссалари бор. Хлорли сувда гипохлорит кислота бўлгани каби бромли сувда ҳам гипобромит кислота бўлади, чунки сувда эриган бромнинг бир қисми сув билан реакцияга киришади.



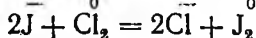
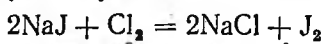
Гипохлорид ва хлоратлар қандай усуллар билан олинса, гипобромит ва броматлар ҳам шундай усуллар билан олиниши мумкин. Бромнинг Cl_2O_7 ва HClO_4 га ўхшаш бирикмалари маълум эмас, яъни 5 дан ортиқ мусбат валентли бром бирикмалари ҳозиргача олинган эмас.

110-§. Йод (Jodum) J. Йоднинг табиатда учраши. Йод 1811 йилда топилган. У Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. Табиий йод, фторга ўхшаш, битта изотопдан иборат, ammo йоднинг сунъий изотоплари кўп.

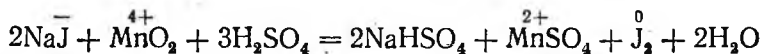
Йод бирикмалари жуда оз миқдорда денгиз сувида учрайди, денгизда ўсадиган баъзи ўсимликлар йод бирикмаларини ўзига тўплайди. Бундай ўсимликлар кулида 0,5—1% чамаси йод бўлади. Нефть бурғ қудуқлари сувида тахминан 0,003% йод учрайди. Чортоқ минерал сувида йод бор. Йод ўсимлик ва ҳайвон организми учун зарур элементдир. Йод инсон ҳаёти учун ниҳоятда зарур. Организмда йод етишмаса, турли касалликлар пайдо бўлади.

Йоднинг олиниши. Йод денгиз ўсимликлари кулидан ва нефть бурғ қудуқлари сувидан олинади. Уларда йод металл бирикмалар — йодидлар ҳолида учрайди.

Йодидлардан йод ажратиб олиш учун уларга хлор таъсир эттирилади. Бунда хлор йодни сиқиб чиқаради (оксидлайди), ўзи эса қайтарилиб, ион ҳолига ўтади:

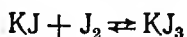


NaJ ва MnO_2 га H_2SO_4 таъсир эттириб ҳам йод олиш мумкин; бунда марганец қайтарилади, йод эса оксидланади:



Йоднинг физик хоссалари. Тоза йод қорамтир-гунафша тусли, металл каби ялтирайдиган ромбик кристаллардан иборат моддадир. Йоднинг 20° даги солиштира оғирлиги 4,98 га тенг, унинг суюқланиш температураси $t_c = 114^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 183^\circ$. Йоднинг қайнаш температураси 183° га тенг бўлса ҳам у одатдаги температурадаёқ уча бошлайди. Йод оҳиста иситилса ҳам, суюқланмасдан буғланиб кетади, буғлари совиганда тўғридан-тўғри қаттиқ ҳолга ўтади, яъни сублиматланади. Йод учувчан моддадир. Йоднинг буғлари заҳарли; буруннинг ва кўзнинг шилиқ пардала-

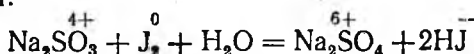
рыга ёмон таъсир этади! Йод буғи гунафша тусда бўлади. Йод сўзи грекча бўлиб, унинг маъноси «гунафша» демакдир. Йод сувда оз эрийди: 0° да 100 г сувда 0,01 г, 60° да 0,1 г йод эрийди. Спирт, бензин, хлороформ, углерод сульфидда йод яхши эрийди. Унинг хлороформ, бензин ва углерод сульфиддаги эритмалари гунафша тусли, чунки бу эритмаларда эркин J₂ молекулалари бор, J₂ гунафша туслидир. Спирт, эфир ва сувдаги эритмалари қўнғир тусда бўлади. Йод сув, спирт, эфир каби эритувчилар билан сольватланиб, қўнғир сольват ҳосил қилганидан, эритмалари қўнғир туслидир. Йод сувда оз, KJ нинг сувдаги эритмасида эса яхши эрийди, бунда йод KJ билан бирикиб, KJ₃ таркибли комплекс туз ҳосил қилади:



Бу модда беқарор бўлгани учун, ўзидан эркин йодни осон ажратиб туради, шу сабабли бу эритма йоднинг KJ даги эритмаси деб юритилади!

Йоднинг химиявий хоссалари. Йод актив металлоид бўлса-да, галогенлар орасида энг пассивдир, чунки йод атомининг радиуси бошқа галогенлар атоми радиусидан анча катта, демак, сиртқи электронларининг атом ядросига тортилиш кучи бошқа галогенларникига қараганда заифроқ. Олтингургурт ва фосфор билан, темир, симоб ва қўлгина бошқа металллар билан йод бевосита бирика олади. Бу реакцияларда, бошқа галогенлар каби йод ҳам оксидловчи ролини ўйнайди.

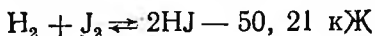
Йод фақат оддий моддаларни эмас, ҳатто мураккаб ионларни ҳам оксидлайди:



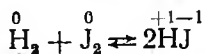
Бу реакцияда J₂ нинг рангсизланиши J₂ нинг J⁻ га айланганини яъни S⁴⁺ ни S⁶⁺ га қадар оксидлаб, ўзи қайтарилганини кўрсатади!

Йоднинг ишлатилиши. Йод турли йод бирикмалари тайёрлашда ишлатилади. Унинг спиртдаги эритмасидан медицинада антисептик (зарарсизлантирувчи) модда сифатида фойдаланилади. У бактерияларни ўлдиради, этнинг тез битишига ҳам ёрдам беради. Йоднинг радиоактив изотопи рак ва қалқон бези, артериосклероз касалликларини даволашда ишлатилади.

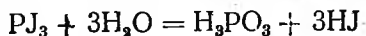
Йоднинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси—водород йодид ва унинг тузлари—йодидлар. Йод билан водород қаттиқ қиздирилганда бирикади; унинг бирикиш реакцияси қайтар ва эндотермик реакциядир:



Бу реакцияда водород оксидланиб, йод қайтарилади:



Лабораторияда PJ₃ ни гидролиз қилиш йўли билан HJ олинади:



KJ га H₂SO₄ таъсир эттириш йўли билан HJ олиб бўл-

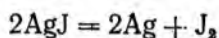
майди, чунки бунда ҳосил бўладиган HJ дарҳол оксидланади ва J_2 ажралиб чиқади:



HJ —рангсиз газ, ҳавода тутайди, ҳиди жуда ўткир, сувда яхши эрийди. 1 ҳажм сувда 10° да 425 ҳажм HJ эрийди. 100 г сувда 10° да 42500 г HJ эрийди. HJ нинг сувдаги эритмаси *йодит кислота* деб аталади. У кучли кислота бўлиб, 0,1 н. эритмасининг диссоциланиш даражаси 95% га тенг.

Водород йодид ва йодид кислота одатдаги температурада ва ҳавосиз жойда барқарордир. Йодид кислота ҳавода секин оксидланиб, J_2 ажратиб чиқаради ва қўнғирлаша боради. Қуёш нури таъсирида оксидланиш янада тезлашади. Демак, HJ кучли қайта-рувчидир.

HJ нинг тузлари *йодидлар* деб аталади. NaJ , KJ , NH_4J лар рангсиз кристалл модда бўлиб, сувда яхши эрийди; медицинада кўп ишлатилади. KJ дан фотографияда ҳам фойдаланилади. AgJ сариқ кристалл модда бўлиб, сувда эрмайди (100 г совуқ сувда атигича $3 \cdot 10^{-7}$ г AgJ эрийди). У қуёш нури таъсирида парчаланади:



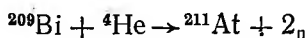
Йоднинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Йоднинг оксидларидан йод (IV)-оксид JO_2 , йодат ангидрид J_2O_6 маълум. JO_2 сариқ тусли, J_2O_6 эса оқ тусли кристалл моддалардир. J_2O_6 300° гача қиздирилганда йод билан кислородга ажралади. NaOH , KOH ва Ca(OH)_2 эритмаларига йод таъсиридан гипойодитлар (MeJO) ҳосил бўлади. Булар гипойодит кислота HJO нинг тузларидир. Гипойодит кислота ҳам, гипойодитлар ҳам ниҳоятда беқарор моддалардир. HJO — кучсиз кислота, жуда суюлтирилган эритмалар ҳолидагина олинган. У тез ажралиб кетади; гипойодитлар ҳам эритмадагина маълум, соф ҳолда олинмаган. HJO — гипойодит кислота, HClO — гипохлорит кислота ва HBrO — гипобромит кислота даврий қонунга мувофиқ HClO , HBrO , HJO каби тартибда ёзилса, чапдан ўнгга томон уларнинг барқарорлиги, оксидлаш ва кислоталик хоссалари камайиб боради. HJO да ҳатто амфотерлик хоссалар ҳам кўринадди. HJO нинг тузлари ҳам яхши оксидловчилардир.

Йодат ангидрид. J_2O_6 га йодат кислота HJO_3 мувофиқ келади. HJO_3 ромбик кристаллардан иборат рангсиз модда, кучли кислота ($K = 1,9 \cdot 10^{-1}$), сувда яхши эрийди. Йодатлар хлоратлар ва броматларга нисбатан кучсиз оксидловчи бўлса, аммо оксидловчи сифатида кўпроқ ишлатилади. Табиатда натрий йодат NaJO_3 ва кальций йодат $\text{Ca(JO}_3)_2$ учрайди.

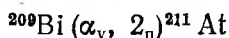
Перйодат кислота HJO_4 ва унинг тузлари — перйодатлар ҳам маълум. HJO_4 ўзининг сувдаги эритмасидан гидрат $\text{HJO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ажратиб олинади ва, одатда, H_5JO_6 тарзида ёзилади, чунки бу модда таркибидаги бешта водород атомининг ҳаммаси металлга алмашиниши мумкин. HJO_4 нинг кислоталик хоссалари HClO_4 дан анча

заиф ($K = 2,3 \cdot 10^{-2}$), лекин оксидлаш хоссалари HClO_4 никидан кучли, HJO_4 га мувофиқ келадиган J_2O_7 маълум эмас, агар HJO_4 қиздирилса, у йод, кислород ва сувга ажралади.

111-§. Астат (Astatine) At. Астат 1940 йилда висмутни циклотронда тезлаштирилган α -заррачалар ёрдамида бомбардимон қилиш йўли билан олинган:



Бу реакция қуйидагича ҳам ёзилади:



Астатнинг тартиб номери 85 бўлиб, даврий системасининг VII группасида 85-ўринни эгаллайди. Астат галогенлар группасига киради.

Галогенлар металлоидлардир, лекин уларда юқоридан пастга томон металлоидлик хоссалари камайиб, металллик хоссалари ортиб боради. Астат бунга яхши мисол бўла олади. У ўз хоссалари жиҳатидан металллар билан металлоидлар орасида туради; астат амфотер моддадир, лекин унинг металллик хоссалари ортиқроқ.

Астат радиоактив, яъни беқарор модда, унинг ярим емирилиш даври 7,5 соатга тенг. Астат сўзи грекча бўлиб, унинг маъноси беқарор демакдир.

Астатнинг табиий изотоплари ^{215}At , ^{216}At , ^{218}At ҳам топилган, ammo уларнинг ярим емирилиш даври ниҳоятда кичик (10^{-4} секунд, $3 \cdot 10^{-4}$ секунд, 2 секунд) бўлгани учун, табиатда жуда оз миқдорда учрайди. Астатнинг юқорида айтиб ўтилган изотопларидан бошқа яна 20 га яқин изотопи синтез қилинган. Астатнинг энг узоқ тура оладиган изотопи ^{210}At дир. Унинг ярим емирилиш даври 8,3 соатга тенг.

Астатнинг ярим емирилиш даври жуда қисқа бўлганлигидан, унинг химиявий хоссаларини текшириш қийин. У кўп хоссалари жиҳатидан галогенларга ўхшаб кетади. Масалан, астат бензолда яхши эрийди, кумушли тузи AgAt ҳам, AgCl , AgBr , AgI каби, сувда эримайди. Астатнинг валентлиги -1 дан $+5$ гача бўлиши аниқланган. Унинг AtO^- , AtO_3^- ионлари ва шу ионлар иштирок этадиган бирикмалари топилган.

Астатнинг кучли кислотали эритмаларига H_2S таъсир эттирилса, у At_2S ҳолида чўкади. Бу ҳол астатнинг металл хоссаларини намоён қилишини кўрсатади.

112-§. Галогенлар группаси ҳақида хулоса. Бу бобнинг бошида фтордан йодга қараб, яъни атом оғирлиги, ядро заряди ва электрон қаватлари сони ортиб бەرган сари галогенларнинг сиртқи қаватларига электрон бириктириб олиш хусусияти камайиб бориши қайд этилган эди, чунки сиртқи қават ядродан узоқлашган сари атомнинг сиртқи қаватига ташқаридан электрон бириктирилиши қийинлашади ва электроннинг ядрога тортилиш кучи камаяди.

Галогенларнинг хоссаларида, бирикмаларида ва бирикмаларининг хоссаларида бу қонуният равшан акс этади.

Галогенларнинг ўзаро ўхшашлиги ва уларнинг хоссалари маълум бир қонуният асосида ўзгаришини яққол тасаввур этиш учун галогенларнинг баъзи хоссалари 221-бетдаги жадвалда кўрсатиб ўтилди.

Галогенлар атом оғирлигининг ортиши, ядро зарядининг ва электрон қаватлари сонининг ортиб бориши билан уларнинг физик ва химиявий хоссалари ҳам маълум қонуният асосида ўзгаради: солиштирма оғирлиги ортади, ранги қуюқлашади, агрегат ҳолати мунтазам равишда ўзгаради (яъни газ, суюқ ва қаттиқ ҳолатга ўтиб туради). Суюқланиш ва қайнаш температуралари ҳам мунтазам равишда ошиб боради, химиявий активликлари эса камаяди.

Галогенлар бирикмаларининг бир-бирига ўхшашлиги ва уларнинг бир-биридан фарқи қуйидаги жадвалда келтирилган:

Водород галогенидлар	HF	HCl	HBr	HI
Ҳосил бўлиш иссиқлиги (кЖ)	267,77	92,05	34,31	— 2,51
0,1 н. эритмасынинг диссоциланиш даражаси (% ҳисобида)	8,0	92,6	93,5	95,0
t_c	—83°	—112°	—88°	—51°
$t_{қай}$	+20°	—84°	—67°	—35°
Молекуляр диполь узунлиги (Å ҳисобида)	0,41	0,22	0,17	0,08
Азеотром аралашмалари		20,2%	47%	57%
		$t_{қай}=110°$	$t_{қай}=126°$	$t_{қай}=127°$

Бу жадвалда водород галогенид НГларнинг хоссалари ҳам маълум қонуният билан ўзгариши яққол кўриниб турибди. Молекуларининг диполь узунликлари 0,41 дан 0,08 Å гача мунтазам камайиб боради, шунинг учун қутбланувчанлиги ҳам шу тартибда камаяди. Бу бирикмаларнинг барқарорлиги HF дан HI га томон камайиб боради. Водород галогенидлар орасида энг барқарори HF, энг беқарори HI дир.

Шу қонуниятни НГларнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги ҳам тасдиқлайди: энг кўп иссиқлик HFнинг ҳосил бўлишида чиқади, HIнинг ҳосил бўлишида ҳатто иссиқлик ютилади.

Энг барқарор ва энг қутбланувчан модда HFдир, барча водород галогенидлар орасида бу хусусият HIда энг оз ифодаланган, шунинг учун ҳам HI энг осон диссоциланидиган водород галогениддир; 0,1 н. эритмаларининг диссоциланиш даражасига диққат қилинг. Мусбат валентли бирикмаларида барқарорлик J дан F га томон камайиб боради.

Галогенлар	Фтор	Хлор	Бром	Йод
Атом массаси	18,9984	35,453	79,909	126,9044
Атом номери (ядро зарядлари сони)	9	17	35	53
Электрон қаватлари	2-7	2-8-7	2-8-18-7	2-8-18-18-7
Манфий валентлиги	-1	-1	-1	-1
Юқори мусбат валентлиги	Газ	+7	+5	+7
Одатдаги шароитда агрегат ҳолати	Газ	Газ	Суюқ	Қаттиқ
Ранги	Оч яшил	Сарғиш-яшил	Қизил-қўнғир	Кўкимтир-гунафша
t_c	-223°	-10°	-73°	114°
$t_{қай}$	-187°	-34°	-59°	183°
Солиштирма оғирлиги	Суюқ фтор 1,11 —187°	Суюқ хлор 1,557 —34°	3,12 20°	4,93 20°
Галогенидлардан галогенларни сиқиб чиқариши	Хлор бром ва йод- ни сиқиб чиқаради	Бромни, йодни сиқиб чиқаради	Йодни сиқиб чиқаради	Ҳеч бир галогенни сиқиб чиқара олмайди
Водород билан бирикшиш хусусияти	Қоронғида портлаб бирикади	Нур таъсирида портлаб бириккади	Бир оз иситилганда бирикади	Иситилганда 200° дан юқорида бири- кади
Ион радиуси (А ҳисобида)	1,33	1,81	1,96	2,20
Электроннинг узилиши (к. Жоуль билан)	384,93	364,00	343,09	309,61

§ Н ОЛТИНЧИ БОБ

ДАВРИЙ СИСТЕМА VI ГРУППАСИНИНГ
БОШ ГРУППАЧАСИ

Кислород группачаси

Даврлар	Каторлар	VI группанинг бош группачаси элементлари	А	№	Электронларнинг тақсимланиши						
					К	L	M	N	O	P	
					s	s p	s p d	s p d f	s p d	s p	
2	II	Кислород O	15,2924	8	2	2,4					
3	III	Олтингугурт S . . .	32,060	16	2	2,6	2,4				
4	V	Селен Se	78,96	34	2	2,6	2,6, 10	2,4			
5	VII	Теллур Te	127,60	52	2	2,6	2,6, 10	2,6, 10	2,4		
6	IX	Полоний Po	[210]	84	2	2,6	2,6, 10	2,6, 10, 14	2,6, 10	2,4	

113-§. Умумий маълумот. Элементлар даврий системасининг VI группа элементлари икки группачага — бош группача билан ёнаки группачага бўлинади. Бош группачага кислород O, олтингугурт S, селен Se, теллур Te, полоний Po, ёнаки группачага эса хром Cr, молибден Mo, вольфрам W киради.

Бош группача элементларининг сиртқи электрон қаватларида 6 тадан электрон бўлади. Сиртқи қаватларини барқарор ҳолга келтириш, яъни 8 электронли қават ҳосил қилиш учун улар фақат иккитадан электрон қабул қилади. Демак, бош группача элементларининг энг юқори-манфий валентлиги иккига тенгдир. Бош группача элементларининг металлоидлик хоссалари галогенларникига қараганда заифроқ. Уларнинг мусбат валентликлари тўрт ва олтига тенг.

Ёнаки группача элементларининг сиртқи электрон қаватида бир ёки икки электрон бўлади ва улар ўз хоссалари жиҳатидан металлларга киради. Уларнинг ҳам юқори мусбат валентлиги олтига тенг, бу тўғрида металллар бобида мукамал тўхтаб ўтамиз.

Бош группачанинг биринчи элементи кислород 10- бобда кўриб ўтилди; олтингугурт, селен ва теллур бу бобда ўрганилади. Полоний радиоактив элемент, у химиявий жиҳатдан унча яхши текширилган эмас.

Бош группача элементларининг металлоидлик хоссалари кислороддан теллурга томон заифлашиб боради. Бу группачаларда энг кучли металлоид кислороддир. У фақат электрон бириктириб олади; кислороднинг ўз электронларини бошқа элементларга бе-

риши ҳозиргача маълум эмас. Теллурда металл хоссалари равшанроқ кўринади.

114-§. Олтингургурт (Sulfur) S. Олтингургуртнинг табиатда учраши. Олтингургурт инсонга қадимдан маълум. У Ер пўстлоғининг 0,04 процентини ташкил этади. Океан ва денгиз сувларида 0,09%, ўсимлик ва ҳайвон организмидаги оқсиллар таркибида 0,8—2,4%, тошкўмирларда 1—2% чамаси олтингургурт бўлади. Олтингургурт тошкўмирда олтингургурт колчедани ёки олтингургуртли органик моддалар тарзида учрайди. Олтингургурт ер пўстлоғида бирикмалар ҳолида ҳам эркин ҳолда ҳам бўлади.

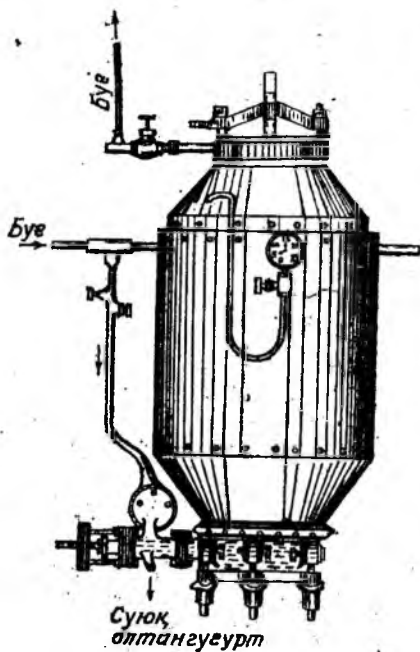
Табиатда олтингургуртнинг тўрт хил изотопи бор. ^{32}S — 95,06%, ^{33}S — 0,74%, ^{34}S — 4,18% ва ^{36}S — 0,016%. Олтингургуртнинг иккита сунъий изотопи: ^{31}S (ярим емирилиш даври 3,18 секунд) ва ^{37}S (ярим емирилиш даври 88 сутка) маълум.

Эркин олтингургурт, кўпинча, вулкан отилиб чиққан жойларда бўлади. СССРда олтингургуртнинг энг катта конлари Туркманистонда жойлашган (Қорақум конлари). Бу конлар 1888 йилда топилган. Аммо Қорақум атрофидаги эски ўчоқлар бу ерда қадим замонларда кишилар олтингургурт қазиб чиқарганлигидан дарак беради. Қорақум конларидаги олтингургурт запаслари Сицилия запасларидан қолишмайди, бу олтингургуртнинг сифати ҳам Сицилияникидан яхши. Қорақум конлари 1934 йилдан бошлаб ишга туширилди, шундан кейин четдан олтингургурт келтириш тўхатилди. Бундан ташқари, Ўзбекистонда, Волга бўйида, Кавказда, Керчь ярим оролида ва Қримда ҳам олтингургурт конлари бор. Олтингургурт конлари Европада Сицилия оролида, АҚШнинг Техас штатидаги Луизианада ва Японияда ҳам бор.

Олтингургурт бирикмалари, кўпинча, сульфидлар (олтингургуртнинг металл билан бирикмаси) ҳолида учрайди. Булар темир колчедани (пирит) FeS_2 , мис колчедани CuFeS_2 , алдама рух ZnS , қўрғошин ялтироғи PbS дир. Қозоғистонда (Жесқазған) олтингургуртнинг сульфидлар ҳолидаги рудаси кўп учрайди. Ўзбекистонда олтингургурт сульфидлари Олмалиқда топилган. Олтингургуртнинг табиатда кўп учрайдиган муҳим бирикмаларидан бири сульфатлардир. Олтингургурт, масалан, кальций сульфат—гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ангидрит CaSO_4 , магний сульфат—аччиқ туз $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, натрий сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ тарзида учрайди. Каспий денгизида Қорабўғоз-Гўлдаги, Целиноград ўлкасида Тенгиз кўлидаги $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ запаслари бир неча ўн миллион тонна келади. Ҳисор тоғларидаги натрий хлорид запаси битмас-туганмасдир (тахминан 1000 млрд. т мўлжалланади). Олтингургурт бирикмалари баъзи минерал сувларда ҳам кўп учрайди (масалан, Сурхондарё областидаги Жайронхона минерал сувида H_2S бор).

Олтингургуртнинг олиниши. Табиатда учрайдиган эркин олтингургуртга турли тоғ жинслари аралашган бўлади. Тоза олтингургурт ажратиб олиш учун қуйидаги усуллардан фойдаланилади. Қадимдан қўлланилиб келадиган усул тубандагидан иборат.

Оғма қилиб ясалган, тубига ва деворларига тош терилган чу-



56- рasm.

қурларга олтингуурт уюлади, ёнишга зарур бўлган ҳаво кириб туриши учун махсус йўллар қолдирилади, сўнгра устига тупроқ тортилади. Олтингуурт ёқилганда, унинг тахминан $\frac{1}{3}$ қисми ёниб, сульфат ангидрид SO_2 тарзида учиб кетади. Олтингууртнинг қолган қисми чиққан иссиқлик таъсирида суоқланиб, махсус чуқурчага оқиб тушади. Шу усулда ажратиб олинган олтингууртда қисман қўшимчалар қолади. Тоза олтингуурт олиш учун у махсус йўллар билан яна тозаланиши лозим.

Бу усулнинг камчилиги шуки, олтингууртнинг $\frac{1}{3}$ қисми нобуд бўлади ва ёнишида ҳосил бўлган SO_2 атрофдаги нарсаларга, айниқса ўсимликларга зарар еткази. Бу усулдан Сицилияда илгари кўп фойдаланилар эди, ҳозир ҳам фойдаланилади.

СССРда техниканинг энг сўнги ютуқларига асосланган илғор усулдан фойдаланилади. Майдаланган олтингуурт рудаси сувга қорилиб, тахминан 6 атм ли автоклавга (56-рasm) тепа қисмидан жойланади ва ўта қиздирилган сув буғи таъсир эттирилади. Чиқиндилар автоклавнинг пастки оғзидан чиқариб юборилади. Суоқланган олтингуурт тегишли жұмрақлардан оқиб тушади, автоклав ичидаги босимни ўлчаб туриш учун унга манометр ўрнатилган.

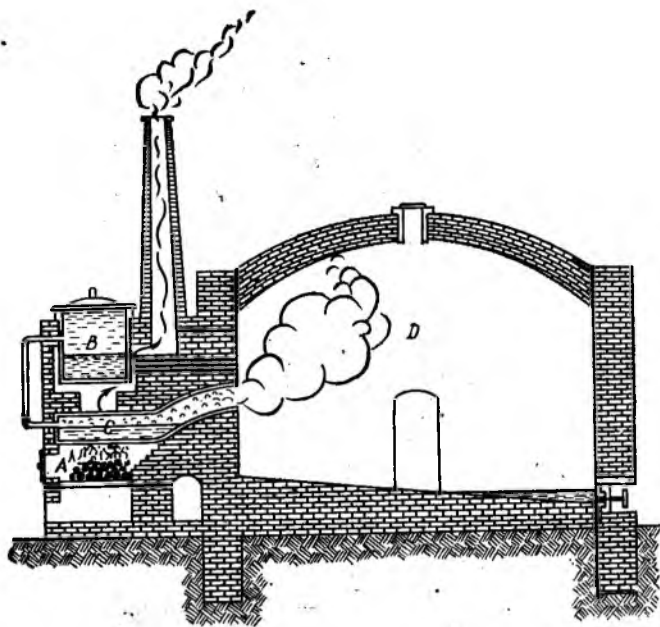
Бу йўсинда тозаланган олтингууртда яна бирмунча қўшимча қолади, қўшимчасиз тоза олтингуурт олиш учун у махсус печларда ҳайдалади (57-рasm).

Бунинг учун олтингуурт катта қозон (B) га солиб қиздирилади. Олтингуурт суоқланиб (C) га тушади ва бунда буғланиб, кенг камера (D) га ўтганда совийди, камера деворларига ўтириб қолади. Бу, олтингуурт гули деб аталади.

Камеранинг температураси 123° дан юқори кўтарилгач, олтингуурт суоқ ҳолда йиғила бошлайди. Суоқ олтингуурт қолип-ларга қуйилади. Бу, таёқча олтингуурт деб аталади.

Ҳозирги вақтда олтингуурт, кўпинча, металл сульфидларидан металл ажратиб олишда ҳосил бўладиган чиқинди SO_2 дан ва тош-кўмирни қайта ишлашда ҳосил бўладиган газлардан олинади.

Олтингууртнинг физик ва химиявий хоссалари. Олтингуурт бир неча аллотропик шаклда учрайди. Одатдаги олтингуурт оч сариқ, мўрт ромбик кристаллардан иборат қаттиқ модда



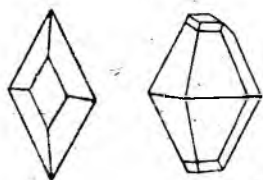
57- расм.

бўлиб, 20° да унинг солиштирма оғирлиги 2,07 га тенг, суюқланиш температураси $t_c = 112,8^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 444,5^\circ$. Олтингугурт сувда эримайди, CS_2 да (100 г CS_2 да 0° да 24 г, $5,5^\circ$ да эса 181,3 г), спиртда ва бензолда эрийди! Бу хил олтингугурт ромбик олтингугурт дейилади (58-расм).

Ромбик олтингугурт тигелда *октаэдрик олтингугурт* деб ҳам аталади. Ромбик олтингугуртнинг молекулалари 8 атомдан иборат бўлиб, формуласи S_8 дир. Олтингугуртнинг барча аллотропик шакл ўзгаришлари орасида фақат шу ромбик олтингугурт одатдаги шароитда барқарордир, шунинг учун табиий олтингугурт ҳамиша шу шаклда, майда ромбик кристаллар ҳолида учрайди! Агар олтингугурт CS_2 да эритилиб, сўнгра секин буғлатилса, уни йирик яхши кристаллар тарзида ажратиб олиш мумкин.

Олтингугурт тигелда суюқлантирилиб, кейин секин совитилса ва сиртқи қавати қотди дегунча, уни шиша таёқча билан дарҳол ўйиб, тагидаги суюқ қисми қўйиб олинса, тигель деворларида тик нинасимон кристаллар пайдо бўлгани кўринади.

Бу кристаллар моноклиник шаклда бўлиб, *моноклиник (призматик) олтингугурт* деб аталади. Унинг солиштирма оғирлиги 20° да 1,96 га, суюқланиш температураси эса $119,25^\circ$ га тенг. Моноклиник олтингугурт молекулалари ҳам 8 атомдан иборат бўлиб, формуласи S_8 дир. Демак, ромбик ва моноклиник олтингугуртнинг формуласи бир хил, аммо кристаллар тузилиши турлича, шу са-



58-расм.

бабли уларнинг хоссалари ҳам турлича бўлади. Моноклиник олтингугурт фақат 96° дан юқорида барқарор, бундан паст температурада эса дарҳол хираланиб қолади ва ромбик кристалларга айлана бошлайди.

Сууюқлантирилган олтингугурт қиздирилган сари ўзгариб-бораверади. Олтингугурт сууюқлантирилганда аввал ҳаракатчан сариқ сууюқлик ҳолида бўлади, қиздириш давом эттирилса, 160° дан юқорида қўнғир тусга кириб, сўнгра қораяди ва 190° атрофида қуюлиб қолади. Бунда, идиш ағдарилса ҳам олтингугурт тўкилмайди. Температура 400° га яқинлашганда олтингугурт яна сууюқ ҳолатга келади, аммо ранги тўқ ҳолича қолаверади ва $444,6^\circ$ да қайнайди, бунда қизғиш-сариқ буғ чиқа бошлайди. Олтингугурт буғида S_8 , S_6 , S_2 молекулалар борлиги аниқланган. Температура кўтарилган сари молекулалари S_6 га, сўнг S_2 га айланади. 900° да молекулаларнинг қарийб ҳаммаси S_2 дан иборат бўлади. 1500° да атомларга диссоцилана бошлайди. 2000° да у фақат атомлардан иборат бўлади.

Қиздирилаётган олтингугурт қандай ҳолатда эканини унинг буғи рангига қараб фаҳмлаш ҳам мумкин. Қайнаш температурасида қизғиш сариқ тусда бўлган буғ $650\text{--}700^\circ$ ларда сариқ тусга киради.

Қайнаш нуқтасига яқин температурагача қиздирилган олтингугурт совуқ сувга тез ағдарилса, олтингугуртнинг яна бир аллотропик шакли — *пластик олтингугурт* ҳосил бўлади. Пластик олтингугурт барқарор эмас, у ҳам секин-аста октаэдрик олтингугуртга айланади.

Олтингугурт сууюқлантирилганда ва қиздирилганда кузатиладиган ҳодисалар молекула тузилишининг ўзгаришидан келиб чиқади. Одатдаги олтингугурт молекулалари 8 атомдан иборат бўлиб, ҳалқали тузилишга эга, 160° да ҳалқалар узилиб, очиқ занжирли молекулалар шаклига ўта бошлайди. 190° дан юқорида эса очиқ занжирли S_8 лар S_6 га айлана бошлайди. Демак, бунда S_8 ва S_6 лар орасида мувозанат бўлади. Температура кўтарилган сари бу мувозанат S_6 томонга силжийди. Сууюқ олтингугурт ва олтингугурт буғи бирдан совитилганда S_6 молекулалари дарҳол S_8 га айланишга улгура олмайди, шу сабабли олтингугурт пластик ҳолатда бўлади. У секин-аста S_8 га айланиб, ромбик олтингугуртни ҳосил қила бошлайди. Бунда S_8 молекулаларининг бир қисми ҳалқали, бир қисми эса очиқ занжирли ҳолда бўлади. Олтингугурт гули ва пластик олтингугуртнинг CS_2 да батамом эримаслигига сабаб ана шу. CS_2 да ҳалқали шаклга эга бўлган олтингугуртгина эрийди.

Олтингугуртнинг бошқа шакл ўзгаришлари ҳам маълум. Буларни илмий жиҳатдан текшириш давом этмоқда.

Олтингугуртда полимерия, изомерия, полиморфизм ҳодисалари ҳам учрайди.

Демак, олтингугурт молекулалари ва атоми орасида $S_8 \rightleftharpoons S_6 \rightleftharpoons S_2 \rightleftharpoons S$ мувозанати мавжуд. Температура ортиши билан, мувозанат ўннга силжийди ва олтингугурт молекулалари диссоцилана бошлайди. Температура пасайса, мувозанат чапга силжиб, молекулалар ассоцилана бошлайди, яъни полимерланади. Олтингугуртнинг ҳалқали (CS_2 да эрийдиган S_8) ва очиқ занжирли (CS_2 да эрмайдиган S_8) тузилиши бўлиши олтингугуртдаги изомерия ҳодисасини кўрсатади.

Олтингугурт ромбик ва моноклиник шаклларда бўлишига се- баб шуки, молекулалари бир хил, аммо кристалларида молекулаларнинг жойланиши турлича бўлади. Олтингугуртнинг бир неча хил кристалл шаклда бўлиши полиморфизм ҳодисасидир.

Олтингугурт химиявий актив металлоиддир. У одатдаги ша- роитда фтор билан тўғридан-тўғри бирикади; иситилганда хлор, бром, кислород, фосфор, водород билан ва бошқа кўпгина метал- лар билан бирика олади. Олтингугуртнинг металлар билан ҳосил қилган бирикмалари *сульфидлар* деб аталади.

Олтингугурт водород ва металлар билан ҳосил қилган бирик- маларида 2 электрон бириктириб олганидан, манфий икки валент- ли, кислородли бирикмаларида мусбат тўрт ва мусбат олти ва- лентли бўлади.

Олтингугуртнинг ишлатилиши. Олтингугуртнинг халқ хўжалигидаги аҳамияти жуда катта. Олтингугурт резина са- ноатида каучукни вулканлаш учун ишлатилади. Каучук жуда ёпишқоқ ва шаклини тез йўқотадиган моддадир. У иссиқда юм- шаб, совуқда мўрт бўлиб қолади. Каучукка олтингугурт қўшилиб, $150-180^\circ$ да ишланса (вулканланса), каучук эластик бўлиб қола- ди ва резина деб аталади. Бунда каучук молекуласида бўлган қўшбоғлар узилади-да, у жойга олтингугурт бирикади, каучук мо- лекулаларини олтингугурт бир-бирига «тикади», бунинг натижаси- да эластиклик хусусияти пайдо бўлади. Олтингугурт кўпгина син- тетик полимерлар таркибига киради. Олтингугурт гули қишлоқ хўжалигида ток ва ғўзанинг зараркундаларига қарши курашда ишлатилади. Олтингугурт омборларни дезинфекциялаш, ҳайвон- ларнинг тери касалликларини даволаш ва меваларни димлашда ҳам ишлатилади. Медицинада тери касалликларини даволаш учун лозим бўлган турли дорилар тайёрлашда олтингугурт ишлати- лади.

Олтингугурт тугурт саноатида, қора порох, турли органик бў- ёқлар, мушаклар, углерод сульфид ва бошқа кўпгина моддалар тайёрлашда ҳам ишлатилади.

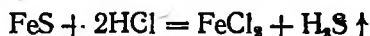
115- §. Водород сульфид ва сульфидлар. Водород сульфид H_2S олтингугуртнинг водород билан ҳосил қилган бирикмасидир. У табиатда кўпгина минерал сувлар, вулкан газлари таркибида уч- райди, кўпгина органик моддаларнинг чиришидан ҳосил бўлиб туради.

Суюқлантирилган олтингугурт устидан водород ўтказилса, у водород билан бирикиб, H_2S ҳосил қилади:



Бу реакция тахминан 200° да бошланади, 350° гача мувозанат ўннга силжийди, температура бундан юқори кўтарилса, мувозанат чапга томон силжийди, яъни H_2S парчалана бошлайди. Бу реакциянинг амалий аҳамияти йўқ.

Одатда, H_2S металл сульфидларга суюлтирилган хлорид кислота таъсир эттириш йўли билан олинади:

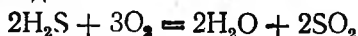


Лабораторияда бу реакция Кипп аппаратида олиб борилади.

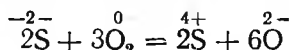
Водород сульфид рангсиз, ниҳоятда қўланса ҳидли газ, ундан палағда тухумнинг ҳиди келади, чунки тухум сасиганда, тухум оқ-силларининг чиришидан H_2S чиқади. H_2S нинг қўланса ҳиди шу қадар ўткирки, 100000 қисм ҳавога 1 қисм H_2S аралашган бўлса ҳам уни сезиб олиш мумкин. Водород сульфид одатдаги босимда, -60° да, 17 атм босимда эса -18° да суяқ ҳолатга ўтади. H_2S нинг қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = -61,8^{\circ}$. H_2S заҳарли газ, ҳавода 0,01 % H_2S бўлса, киши қаттиқ заҳарланиши мумкин. H_2S қон гемоглобинини емириб, ундаги темирни сульфидга айлантиради, шунинг учун H_2S кучли заҳардир. H_2S билан заҳарланганда дарҳол тоза ҳавога чиқиш лозим, бу энг яхши чорадир. Қаттиқ заҳарланган кишига кислород берилади.

H_2S сувда анча яхши эрийди, нормал шароитда бир ҳажм сувда 3 ҳажм H_2S эрийди. H_2S нинг сувдаги эритмасида кислота хоссалари бор, бу эритма *водород сульфидли сув* деб аталади ва химия лабораторияларида ишлатилади.

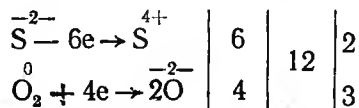
H_2S ёқилганда қўқимтир аланга билан ёниб, сув ва сульфит ангидрид SO_2 ҳосил қилади:



Бу реакцияда манфий икки валентли олтингугурт оксидланиб, мусбат тўрт валентли олтингугуртга айланади.



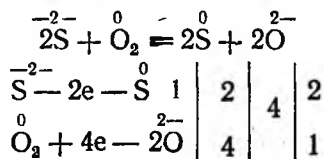
яъни



Агар H_2S нинг ёниши учун кислород етишмаса ёки температура пасайтирилса, H_2S чала ёнади:



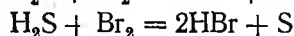
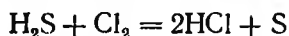
Бунда S^{2-} икки электронини йўқотиб, фақат S га қадар оксидланади:



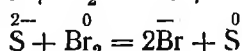
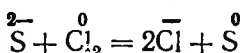
Масалан, ҳавода ёндирилган H_2S алангасига косача киритилса, температура пасаяди ва бунинг натижасида, H_2S чала ёна бошлайди, косача сиртида олтингугурт кукуни пайдо бўлади.

Водород сульфидли сув ҳавода турганда ҳаво кислороди билан секин-аста оксидланиб, олтингугурт чиқара бошлайди, шунинг учун водород сульфидли сув туриб қолса, лойқаланadi.

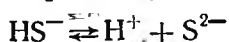
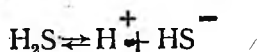
Демак, водород сульфид қайтарувчидир. У ҳаво кислородини қайтаргани каби Cl ва Br ни Cl^- ва Br^- гача қайтара олади:



яъни:



Водород сульфидли сув *сульфид кислота* деб ҳам аталади. Сульфид кислота H_2S икки негизли кучсиз кислотадир, унинг диссоциланиш процесси икки босқичда боради:

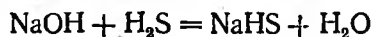


Бунда $K_1 = 9 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 4 \cdot 10^{-13}$ дир; демак, S^{2-} ионлар йўқ даражада оздир. 0,1 н. эритмасининг диссоциланиш даражаси 18° да 0,13% га тенг. Сульфид кислота ҳатто карбонат кислотадан ҳам кучсиз. HS^- ва S^{2-} ионлари рангсиз бўлади.

H_2S нинг ўрта тузлари *сульфидлар*, нордон тузлари эса *гидро — сульфидлар* деб аталади*.

Металларнинг олтингугуртли бирикмалари — H_2S нинг тузлари, яъни сульфидлардир.

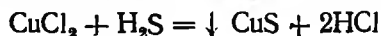
Сульфидлар ҳосил қилиш учун металл гидроксидларга водород сульфид таъсир эттирилади. Агар ишқор H_2S гази билан тўйинтирилса, гидросульфид ҳосил бўлади:



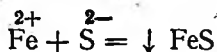
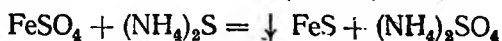
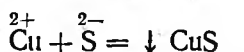
Тўйинган ишқор эритмасига тенг миқдорда ишқор қуйилса, сульфид ҳосил бўлади:



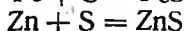
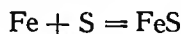
Бу усул ишқорий металлларнинг сульфидларини тайёрлашда ишлатиладиган асосий усулдир. Кўпгина тузларнинг сувдаги эритмаларига H_2S ёки $(NH_4)_2S$ таъсир эттирилганда ҳам сульфидлар ҳосил бўлади:



* Фақат ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг ва магнийнинг гидросульфидлари сўзланган.



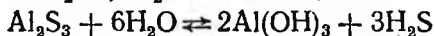
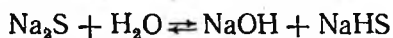
Металларга олтингурут бириктириш йўли билан ҳам сульфидлар олиш мумкин:



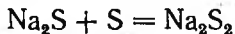
HS^- ва S^{2-} ионлар рангсиз бўлишига қарамай, кўпгина сульфидларнинг маълум ранги бор. Ишқорий ва ишқорий-ер металлар сульфиди рангсиз, аммо оғир металларнинг сульфидлари ранглидир. Масалан, CuS , FeS — қора, ZnS — оқ, As_2S_5 , CdS — сариқ, MnS — пушти. Сульфидларнинг сувда эрувчанлиги ҳам турлича. Масалан, ишқорий ва ишқорий-ер металлар (Na , K , Ca , Ba , Sr) нинг сульфидлари сувда эрийди, Fe , Mn , Zn нинг сульфидлари эса сувда эрмайди, аммо суюлтирилган кислоталарда эрийди; Hg , Cu , Pb , Cd нинг сульфидлари сувда ҳам, суюлтирилган кислоталарда ҳам эрмайди, фақат концентранган кислоталардагина эрийди.

Аналитик химияда катионларни группаларга ажратиш ва топиш учун H_2S дан фойдаланиш усуллари сульфидларнинг шу хоссаларига асосланган. Ишқорий ва ишқорий-ер металлар, темир, марганец, рух, мис, симоб, қўроғиш катионлари аралашмасига кислотали муҳитда H_2S таъсир эттирилса, CuS , HgS , PbS чўкмага тушади, ишқорий ва ишқорий-ер металларнинг ва Fe , Mn , Zn нинг сульфидлари эритмада қолади, чўкмани ажратиб олгандан сўнг эритмани нейтрал ёки ишқорий муҳитга келтириб, FeS , MnS , ZnS ларни чўктириш мумкин. Шундай қилиб, катионлар кетма-кет группаларга бўлинади ва айрим группалар махсус йўллар билан анализ қилинади.

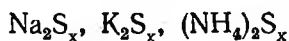
Сульфидлар кучсиз кислотанинг тузлари бўлгани учун сувда кучли гидролизланади:



Сульфидларнинг концентранган эритмасига олтингурут кукуни солиниб, қаттиқ чайқатилса, сульфидга олтингурут бирикади, масалан:



Na_2S_2 полисульфид деб аталади; полисульфидларда олтингурут атоми 5 га етиши мумкин, баъзан, бундан ҳам ортиқ бўлади. Полисульфидларнинг умумий формуласи MeS_x билан белгиланади, масалан:



Полисульфидлар ишқорий металларнинг сульфидлари ёки карбонатларига олтингурут қўшиб қиздириш йўли билан ҳосил қилиниши ҳам мумкин.

Ишқорий-ер металларнинг полисульфидлари ҳам маълум.

Полисульфидларга кислота таъсир эттирилганда, сульфид кислота ҳамда олтингургурт ҳосил бўлади:



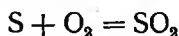
Лекин кўпроқ олинган хлорид кислота полисульфиднинг концентранган эритмасига оз-оздан қуйиб, реакция эҳтиётлик билан олиб борилса, водород полисульфид ҳосил бўлади.

H_2S_2 дан бошлаб, то H_2S_8 га қадар бўлган водород полисульфидлар олинган. Водород полисульфидларнинг ҳаммаси ҳам беқарор, ўткир ҳидли, мойсимон моддалардир.

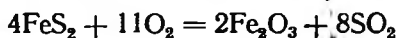
Сульфидлар химия саноатида, медицинада (K_2S), аналитик химия лабораторияларида [Na_2S , $(NH_4)_2S$] ишлатилади.

Полисульфидлардан аналитик химияда, қишлоқ хўжалиги зараркувандаларига қарши курашда, медицинада ва бошқаларда фойдаланилади.

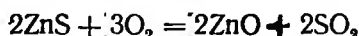
116-§. Олтингургуртнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Сульфит ангидрид SO_2 . Олтингургурт қиздирилса, 360° да ёниб, кислородли бирикмаси SO_2 — сульфит ангидрид, бошқача айтганда, олтингургурт (IV)-оксид ҳосил бўлади:



Саноатда SO_2 пирит FeS_2 ни куйдириш йўли билан олинади:

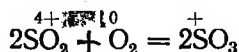


Турли сульфидлар куйдирилганда ҳам SO_2 ҳосил бўлиши мумкин, масалан:



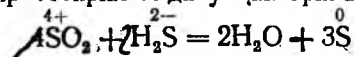
Сульфит ангидрид рангсиз, ўткир ва қўланса ҳидли газдир. Олтингургурт ёнганда чиқадиغان ҳид сульфит ангидрид ҳидидир. SO_2 зарarli газ, 0,2% SO_2 аралаш ҳаво одамни ганграта бошлайди. Бу газ 18° да 3 атм босим остида сиқилса, суюқ ҳолатга ўтади. Суюқ SO_2 — 10° да қайнайди, — 73° да эса қотади. Сувда — яхши эрийди (20° да 1 ҳажм сувда 40 ҳажм SO_2 эрийди).

SO_2 да оксидлаш ва қайтариш хоссалари бўлади. SO_2 катализатор таъсирида кислород бириктириб олиб, SO_3 га айланади:



NO_2 таъсирида ҳам SO_2 оксидланиши мумкин:

SO_2 га H_2S таъсир эттирилганда у қайтарилади:



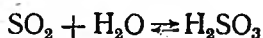
Суюқ SO_2 буғланганда кўп иссиқлик ютилгани учун, температура анча пасаяди, SO_2 нинг бу хоссасидан совитгич машиналарда фойдаланилади.

SO_2 микроорганизмларни ўлдиради, шунинг учун у ҳўл меваларни димлаш, омборларни, вино сақланадиган ертўлаларни дезинфекциялаш, ҳайвон тери касалликларини даволашда ишлатилади.

SO₂ да оқартириш хоссаси бор, шунинг учун ундан саноатда ипак ва жун газламаларни оқартиришда фойдаланилади.

SO₂ нинг энг кўп миқдори сульфат кислота ишлаб чиқаришга кетади.

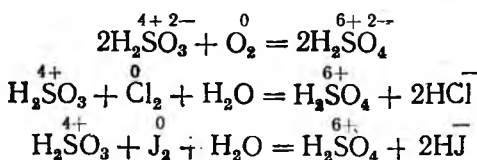
117-§. Сульфит кислота ва сульфитлар. SO₂ сувда эритилганда сув билан бирикиб, сульфит кислота ҳосил қилади:



Сульфит кислота ниҳоятда беқарор моддадир, у фақат эритмадагина маълум. Эритма буғлатилганда мувозанат чап томонга силжийди, яъни H₂SO₃ сув ва сульфит ангидридга ажралиб кетади.

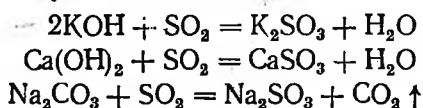
Сульфит кислота ўртача кучли кислотадир (K₁ = 2 · 10⁻², K₂ = 6° · 10⁻⁸).

Сульфит кислота кислород, хлор, бром ва йод таъсирида оксидланиб, сульфат кислота ҳосил қилади:

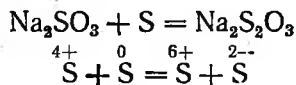


H₂SO₃ нинг тузлари *сульфитлар* деб аталади. Сульфитлар анча барқарор тузлардир.

Сульфитлар, одатда, металл гидроксидлари ёки карбонатларига SO₂ таъсир эттириш йўли билан олинади:



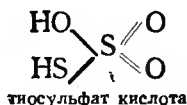
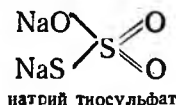
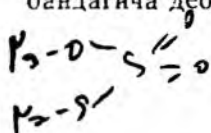
118-§. Тиосульфат кислота ва унинг тузлари. Сульфитлар олтингургурт бириктириб олиб, *тиосульфатлар* деб аталадиган тузларни ҳосил қилади:



Бу реакция натрий сульфит эритмасига олтингургурт қўшиб қайнатилганда боради. Тиосульфатлар техникада кўпинча, полисульфидларни ҳаво кислороди билан оксидлаш орқали ҳосил қилинади.

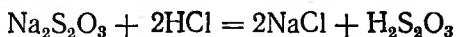
Тиосульфатларда ҳам, сульфатлардаги каби, олтингургуртнинг мусбат олти валентли атоми бор, аммо сульфатларда тўртта кислород атоми бўлади, тиосульфатларда эса уч атом кислород бўлиб, тўртинчи кислород атоми ўрнида манфий икки валентли яна бир олтингургурт атоми туради, шунинг учун бу тузлар тиосульфатлар дейилади. «Тио» сўзи грекча бўлиб, олтингургурт демакдир.

Натрий тиосульфатнинг ва тиосульфат кислотанинг тузилиши ту-
бандагича деб тахмин қилинади:

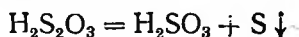


Тиосульфат кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ кучи жиҳатидан сульфат кислотага яқин туради.

Тиосульфатларга бирор кислота таъсир эттирилса, тиосульфат кислота ҳосил бўлади:



Бу кислота беқарор бўлгани учун, секин-аста ажрала бошлайди ва натижада, сульфит кислота билан олтингургурт ҳосил бўлади:



Сульфит кислота ҳам беқарор бўлганлигидан сув билан сульфит ангидридга ажралиши юқорида айтиб ўтилган эди. Шунинг учун тиосульфатларга кислота таъсир эттирилганда SO_2 ҳиди келади, ажралиб чиққан олтингургурт эритмани лойқатади.

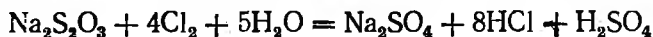
Тиосульфат кислотанинг тузлари — тиосульфатлар эса анча барқарор моддалардир. Тиосульфат кислота икки негизли бўлса-да, ҳозиргача унинг ўрта тузларигина маълум, гидротузлар ҳали олинган эмас. Тиосульфатларнинг кўпчилиги сувда яхши эрийди ва яхши кристалланади, уларда кўпинча кристаллизация суви бўлади, масалан:



Натрий тиосульфат фотографияда ишлатилади ва одатда, гипосульфит деб аталади, бу ном тўғри эмас албатта, чунки натрий тиосульфатнинг тузилиши унинг сульфит эмас, балки сульфат эканлигини кўрсатади.

Фотографияда сурат очилгандан кейин қолган кумуш бромидни ёки кумуш хлоридни йўқотиш учун натрий тиосульфат ишлатилади, чунки $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ да AgBr ва AgI яхши эрийди; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ фотографияда *фиксаж* деб аталади. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ кинематографияда ҳам кўп ишлатилади.

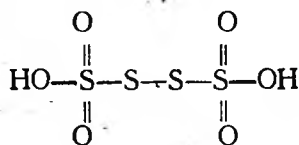
Тўқимачилик ва қоғоз саноатларида хлор билан оқартиришда қолдиқ хлорни йўқотиш учун ҳам $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ дан фойдаланилади, у хлорни бирикмага айлантиради:



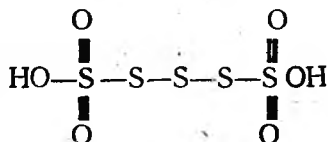
Тиосульфатлар медицинада ҳам ишлатилади.

119-§*. **Полиитионат кислоталар ва уларнинг тузлари.** SO_2 нинг сувдаги эритмасидан H_2S ўтказилса, полиитионат кислоталар ҳосил бўлади. Уларнинг умумий формуласи $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$. Буларда x , одатда, 3 дан 6 гача бўлади; ундан ортиқ бўлиши ҳам мумкин деган фикрлар бор. $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$ — *тритионат кислота*, $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ — *тетратионат кислота*, $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ — *пентатионат кислота*, $\text{H}_2\text{S}_6\text{O}_6$ — *гексатионат кислота* деб аталади. Бу кислоталар фақат эритмада маълум, сувсиз кис-

лоталар ҳозиргача олинган эмас. Политионатлар анча барқарор моддалардир; баъзи политионатлар кристаллар ҳолида ажратиб олинган. Улар сувда яхши эрийди. Тетратионат кислотанинг тузилиши



деб, пентатионат кислотаники эса

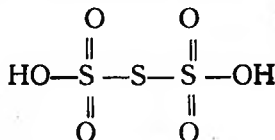


деб фараз қилинади:

уларнинг тузилиши тўғрисида бошқача фикрлар ҳам бор.

120-§. Дитионат кислота ва унинг тузлари. Олтингургуртнинг дитионат кислота деб аталган $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ таркибли кислотаси маълум, бу политионат кислоталардан анча фарқ қилади.

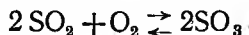
Унинг структура формуласи мана бундай ифодаланади:



Бу структура формулани 1870 йилда Д. И. Менделеев таклиф этган эди. Дитионат кислота ҳам фақат эритмада маълум. Дитионат кислотанинг кўпгина тузлари анча барқарор моддалардир. Баъзи тузлари кристаллар ҳолида ажратиб олинган, улар сувда яхши эрийди.

121-§. Гипосульфит кислота ва унинг тузлари. Гипосульфит кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ унча кучли эмас. Ниҳоятда беқарор бўлгани сабабли, ҳатто жуда суюлтирилган эритмаларида ҳам парчаланиб туради. Натрийли тузи $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ (натрий гипосульфит) рангсиз кристалл модда бўлиб, сувда яхши эрийди, кучли қайтарувчи бўлгани учун матоларни бўяшда қайтарувчи сифатида ишлатилади. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ кўпинча, *гидросульфат кислота* деб, тузлари эса *гидросульфитлар* деб аталади*.

122-§. Сульфат ангидрид SO_3 . Олтингургуртга кислород бириктириш йўли билан сульфат ангидрид ҳосил қилиб бўлмайди, олтингургурт ёнганда, асосан, SO_2 ҳосил бўлади. SO_3 эса бу реакцияда жуда оз миқдорда ҳосил бўлади. SO_3 олиш учун SO_2 га кислород бириктириш лозим, аммо бу реакция фақат катализатор иштирокидагина боради. Катализатор сифатида платина кукуни, темир (III)-оксид Fe_2O_3 ёки ванадий бирикмалари ишлатилади. Катализатор иштирокида SO_2 кислород билан оксидланади:



* Баъзан $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ни гипосульфит деб юритадилар, бу нотўғри. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ тиосульфат, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ эса гипосульфитдир (118- § га қаранг).

Бу реакция қайтар реакциядир, аммо 400° да анчагина SO_3 ҳосил бўлади. SO_3 совитилганда тиниқ музга ўхшаш моддага айланади; унинг учун $t_c = 16,8^\circ$, $t_{\text{кай}} = 44,8^\circ$. Бу SO_3 нинг $\alpha =$ шаклидир, унинг молекулалари SO_3 дан иборат. Узоқ сақланганда, 25° дан па-стда $\alpha =$ шакли $\beta =$ шаклга айланади, бу нина кристалллардан иборат, молекулалари S_2O_6 таркибли, яъни полимерланган бўлади. 50° да $\beta =$ шакл суюқланмасдан уча бошлайди.

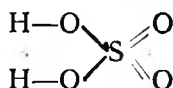
SO_3 кучли оксидловчи, кўп моддаларни яхши оксидлайди. Фосфор SO_3 билан оксидланганда ҳатто ёниб кетади.

SO_3 ниҳоятда гигроскопик, сувга ўч модда бўлиб, сув билан шиддатли бирикади-да, сульфат кислота H_2SO_4 ҳосил қилади:



SO_3 ҳатто моддаларга химиявий бириккан сувни ҳам тортиб олади. SO_3 оғзи кавшарлаб беркитилган шиша идишларда сақланади, чунки у резина ва каучук пробкаларни ўяди.

123-§. Сульфат кислота H_2SO_4 . Сульфат кислотанинг тузилиши:

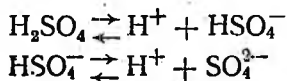


Химиявий тоза сульфат кислота рангсиз, оғир, мойсимон суюқликдир. 100% ли H_2SO_4 (бошқача ёзганда $\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) 10,5 да қотади, унинг солиштирма оғирлиги 1,834 га тенг. Одатдаги сульфат кислота 96% ли бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 1,84 дир. 100% ли сульфат кислота иситилганда ундан аввал SO_3 ажралиб чиқади; бунинг натижасида сульфат кислотанинг проенти камаю бошлайди ва 98,3% га тушганда таркибини ўзгартирмай, 337° да ҳайдалади. Концентрацияси 98,3% дан кичик бўлган сульфат кислота эритмаси иситилса, ундан аввал сув буғланиб чиқа бошлайди, натижада эритманинг концентрацияси оша бориб, 98,3% га етганда, эритма таркибини ўзгартирмай, 337° да ҳайдала бошлайди. Демак, H_2SO_4 нинг 98,3% эритмаси азеотропдир.

Концентрланган сульфат кислота сувга ўч модда бўлиб, сув билан аралаштирилганда кўп иссиқлик чиқаради. Бир моль H_2SO_4 сувга аралашганда 19 ккал иссиқлик чиқади. Шунинг учун сульфат кислотага сув қўшиб суюлтириш талаб этилса, сульфат кислотани сувга оз-оздан қўйиш лозим, аммо сульфат кислотага сув қўйиш асло ярамайди.

Сульфат кислота икки негизли кислота дир. H_2SO_4 нинг 1 н. эритмасида диссоциланиш даражаси 51,4% га тенг.

Сульфат кислота икки негизли бўлгани учун, унинг диссоциланиш процесси ҳам икки босқинда боради:



Биринчи босқич қарийб 100%, иккинчи босқич эса 3,6% боради. Шунинг учун сульфат кислотанинг ўлчаб топилган диссоциланиш даражаси, яъни кўринма диссоциланиш даражаси иккала босқичда борадиган диссоциланиш даражасининг ўртача қийматига, яъни $(100+3,6):2=51,8\%$ га тўғри келади. Сульфат кислота кучли кислота ҳисобланса ҳам, галогенид кислоталардан кейинда туради.

Сульфат кислота сувда эриганда кўп иссиқлик чиқишига сабаб шуки, бунда H_2SO_4 сув билан бирикади, химиявий процесс боради ва натижада, сульфат кислотанинг гидратлари $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$ ҳосил бўлади.

Моддаларни сульфат кислота ёрдамида қуритиш унинг ана шу хоссасига асосланган.

Сульфат кислота ҳатто баъзи бирикмалар таркибидаги водород ва кислородни, яъни сув элементларини ҳам тортиб олади. Масалан, шакар $C_{12}H_{22}O_{11}$, крахмал, ёғоч, қоғоз ва пахта кўмирга айлантиради. Сульфат кислота одам баданига ва кийимга тегса, уни куйдиради; бундай ҳоллар юз берганда кислота теккан жойни кўп сув билан ювиш керак.

Концентрланган сульфат кислота кучли оксидловчидир. У моддаларга таъсир этганда уларни оксидлаб, ўзи SO_2 ва S га, ҳатто H_2S га қадар қайтарилади.

Суюлтирилган сульфат кислота активлик қаторида водороддан илгари турган металлларгагина таъсир эта олади, ўз водородини бу металлларга алмаштириб, сульфатлар ҳосил қилади:

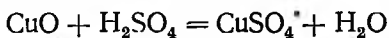


Аммо, сульфат кислота ўз водородини активлик қаторида водороддан кейин турган металлларга алмаштира олмайди.

Концентрланган сульфат кислота қиздирилганда кўпгина металлларни оксидлайди:

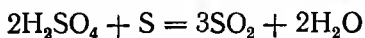
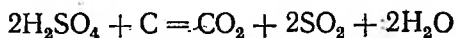


Мис оксидланиб, сульфат кислота қайтарилади. Кейин CuO ортиб қолган кислота билан реакцияга киришиб, $CuSO_4$ ҳосил қилади:



Концентрацияси 93% дан катта бўлган сульфат кислота темир-га ҳам таъсир этмайди, шунинг учун уни темир баллонларда сақлаш мумкин. Концентрацияси 93% дан кичик бўлган сульфат кислота темирга таъсир этади, бунда унинг водороди темирга алмашиниб, $FeSO_4$ ҳосил бўлади.

Концентрланган сульфат кислота иситилганда ҳатто кўмир, олтингургурт, фосфор каби металлоидларга ҳам таъсир этиб, уларни оксидлайди:



Кейинги реакцияда олтингургурт SO_2 га қадар оксидланади, сульфат кислота эса олтингургуртни оксидлаб, ўзи SO_2 га қадар қайтарилади.

Сульфат кислота SO_3 ни эритиши мумкин, бундай сульфат кислота *тутовчи сульфат кислота*, баъзан (мойдай қуюқ бўлгани учун) олеум деб ҳам аталади. Тутовчи сульфат кислотада SO_3 миқдори турлича бўлиши мумкин, шунинг учун унинг таркиби $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{SO}_3$ билан ифодаланади.

Сульфат кислота химия лабораторияларида ва химия саноатида энг кўп ишлатиладиган моддадир. Сульфат кислотанинг қайнаш температураси анча юқори бўлгани учун бошқа кўпгина кислоталарни, масалан, HCl ва HNO_3 ни тузларидан ажратиб олишда ишлатилади.

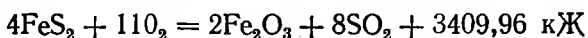
Сульфат кислота ўғит саноатида катта аҳамиятга эга. Суперфосфат, преципитат, аммоний сульфат ишлаб чиқаришда сульфат кислота айниқса кўп ишлатилади.

Кўпгина портловчи моддалар, масалан, тутунсиз порох, нитроглицерин ва бошқалар, бўёқ, қоғоз, сунъий тола, эфир, турли сульфатлар ишлаб чиқаришда, керосин, нефть мойлари, бензол, толуолни тозалашда ҳам сульфат кислота ишлатилади.

124-§. Сульфат кислотанинг олиниши. Сульфат кислота саноатда икки усул билан: контакт усули ва нитроза усули билан олиниши мумкин.

1. Контакт усули. Табиатда кўп учрайдиган пирит FeS_2 сульфат кислота саноати учун асосий хом ашёдир*.

Пирит махсус печларда ёндирилади, бунда темир (III)-оксид ва сульфит ангидрид SO_2 ҳосил бўлади:

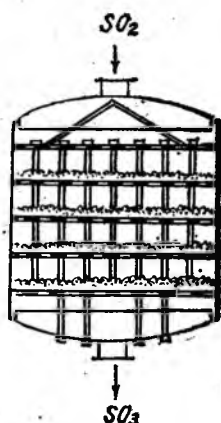


SO_2 сульфат кислота олиш учун ишлатилади, чиқинди ҳисобланган Fe_2O_3 эса темир олиш учун кетади. Пиритнинг ёниш реакцияси экзотермик бўлгани сабабли, печларда пирит дастлаб бир марта ёндирилади, кейин процесс реакция иссиқлиги ҳисобига бораверади.

Пиритда турли қўшимчалар бўлади. Пирит ёнганда бу қўшимчалар ҳам ёниб, SO_2 билан аралаш чиқади. SO_2 ни бу қўшимчалардан яхшилаб тозалаш зарур, акс ҳолда, улар SO_2 ни оксидлашда ишлатиладиган катализаторни тезда ишдан чиқаради, яъни заҳарлаб қўяди.

Барча зарарли қўшимчалар, чанг ва намдан тозаланган SO_2 га ҳаво, яъни кислород билан азот аралашмаси қўшилиб, контакт аппаратига юборилади. Контакт аппарати (59-расм) катализатор жойлаштирилган бир неча токчалардан иборат. Токчалар бир цилиндр ичига ўрнатилади. Токчаларга платиналанган асбест қўйилган бўлади. Сўнги вақтларда қимматли платина катализатори

* Кўпгина рудалар сульфидлардан иборатдир. Бундай рудалардан металллар ажратиб олишда қўшимча маҳсулот сифатида SO_2 ҳам чиқади, ундан сульфат кислота олишда, масалан, Олмаликда фойдаланилади.



59-расм. Контакт аппарати

ўрнига ванадий бирикмалари (V_2O_5) ишлатила бошлади. Ванадий бирикмалари арзон туради ва платина каби тез заҳарланмайди. Ванадий бирикмалари силикат кислотага шимдирилади.

Контакт аппаратида SO_2 оксидланиб, SO_3 га айланади:



Бу реакция қайтар ва экзотермикдир. Платина катализатори иштирокида тахминан $400\text{--}450^\circ$ да реакция ўнг томонга боради, аммо температура кўтарилса, SO_3 яна ажрала бошлайди, яъни реакция чап томонга кета бошлайди, шунинг учун температура $400\text{--}450^\circ$ атрофида туриши шарт. Паст температура ҳам

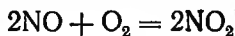
яхши бўлмайди, чунки бунда реакция сусайиб кетади. Печь температурасини $400\text{--}450^\circ$ атрофида сақлаб туриш учун реакция иссиқлиги кифоя қилади. Ҳосил бўлган SO_3 концентранланган ($96\text{--}98\%$ ли) сульфат кислотага шимдирилиб, олеум тайёрланади. Олеумга сув қўшиб, исталган концентрацияли сульфат кислота ҳосил қилиш мумкин.

Контакт усулида олинган сульфат кислота нитроза усулида олинган сульфат кислотадан қимматроқ тушади, аммо жуда тоза ва анча коцентранланган бўлади, шу сабабли контакт усули афзалроқдир.

2. Нитроза усули. Бу усулда ҳам, контакт усулидаги каби, даставвал пирит ёндирилиб SO_2 олинади, аммо бунда SO_2 ҳаво билан эмас, балки NO_2 билан оксидланади:



NO нинг яхши хусусияти шундаки, у кислород билан учрашган замон оксидланиб, қайтадан NO_2 га айланади:



NO_2 яна SO_2 ни оксидлай бошлайди. Демак, NO_2 ни ҳам катализатор дейиш мумкин, NO_2 ўзининг бир атом кислородини SO_2 га бергандан кейин ҳаво кислородини бириктириб олади; процесс ана шу тарзда такрорланаверади.

Нитроза усули минораларда олиб борилгани учун, купинча, *минора усули* деб юритилади.

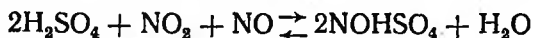
Минора усулининг схемаси 60-расмда кўрсатилган.

Пирит печда ёқилиб, ҳосил бўлган SO_2 чанг хонада чанглардан тозаланади ва I, II маҳсулот минораларига пастдан киритилади.

Маҳсулот миноралари ичига кислотага чидамли сопол ҳалқалар тўлдирилган бўлади.

Маҳсулот минораларига юқоридан нитроза тушиб туради, бу модда схеманинг энг охирида турган адсорбिलाши миноралари деб

аталувчи, III, IV минораларда ҳосил бўлади. Адсорбилаш минораларига сопол ҳалқалар тўлдирилган бўлиб, унинг юқорисидан концентранган сульфат кислота тушиб туради, пастдан эса азот оксидлари NO ва NO₂ киритилади. Бу оксидлар минораларда юқорига кўтарилаётганда юқоридан тушаётган сульфат кислота билан учрашиб, реакцияга киришади. Сульфат кислотанинг бир атом водороди NO гурпуага алмашинади:



Ҳосил бўлган NOHSO₄ *нитрозилсульфат* деб аталади. Нитрозилсульфат ортиқча сульфат кислотада эриб, минора тагига йиғилади. Бу эритма *нитроза* дейилади.

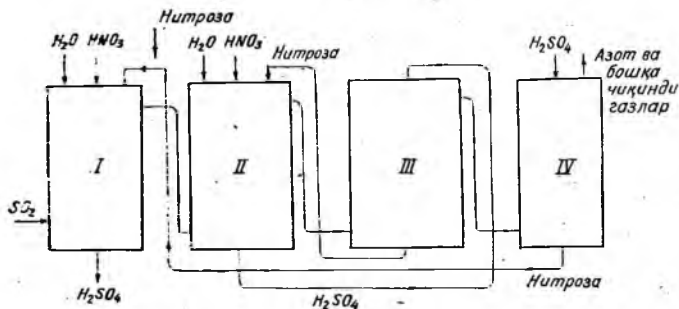
Нитроза насослар ёрдамида (схемадаги I, II) маҳсулот минораларига юборилади. Минораларнинг юқорисидан берилаётган нитроза пастдан кўтарилаётган иссиқ SO₂ билан учрашганда дарҳол ажралиб NO, NO₂ чиқара бошлайди. NO₂ эса SO₂ ни оксидлаб, SO₃ га айлантиради. SO₃ сульфат кислотада эриб, олеум ҳосил қилади. Олеум миноралар тагига тўпланади. Олеумнинг бир қисми совитилади ва нитроза ҳосил қилиш учун адсорбилаш минораларига юбориб турилади.

Минора усули билан олинган сульфат кислотанинг концентрацияси 76% чамасида бўлади.

Азот (IV)-оксид NO₂ фақат воситачи ролини бажаради, шунинг учун у сарф бўлмаслиги лозим эди. Аммо маҳсулот минораларидан чиқариладиган сульфат кислотада NO₂ оз бўлса-да, шу сабабли вақт-вақти билан нитрозага HNO₃ қўшиб турилади.

Нитроза усули аввал катта кўрғошин камераларда олиб борилар эди ва бу усул камера усули деб аталарди. Ҳозир фақат минора усулидан фойдаланилади. Қиммат тушадиган кўрғошни камераларга эҳтиёж қолмади, минора усулида харажат кам бўлади. Бу усуллар химизм жиҳатидан олганда бир-биридан ҳеч фарқ қилмайди.

125- §. Сульфатлар. Сульфат кислота икки негизлидир, унинг икки қатор тузи: нордон тузлари — *гидросульфатлар* ва ўрта (нормал) тузлари — *сульфатлар* бўлади. Ишқорий металлларнинг гид-



60. расм.

росульфатлари маълум, булар сувда яхши эрийдиган тузлардир.

Сульфатларнинг ҳам кўплари сувда эрийди, ишқорий-ер металларнинг; қўрғошин ва симобнинг сульфатлари сувда оз эрийди.

Сульфат кислотанинг энг муҳим тузлари тубандагилардир:

Натрий сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ рангсиз йирик моноклиник кристаллардан иборат модда бўлиб, *мирабилит* деб аталади. Қора бўғоз-Гўлда унинг катта запаслари бор. Табиатда сувсиз Na_2SO_4 ҳолида ҳам учрайди, бу туз *тенардит* деб аталади. Натрий сульфат сувда яхши эрийди. Натрий сульфат медицинада сурги сифатида, тўқимачилик саноатида читларга оҳор беришда, шиша ва сода ишлаб чиқаришда ишлатилади.

Калий сульфат K_2SO_4 рангсиз кристалл модда бўлиб, сувда яхши эрийди. Шиша ишлаб чиқаришда, аччиқтошлар тайёрлашда ва ўғит сифатида ишлатилади.

Кальций сульфат. Табиатда $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳолида учрайди ва *гипс* деб аталади. Сувсиз кальций сульфат CaSO_4 ҳам учрайди, бу туз *ангидрит* деб аталади. Гипс сувда оз эрийди (100 г сувда 0° да 0,223 г гипс эрийди).

Гипс 150° гача қиздирилганда сувининг $3/4$ қисмини йўқотиб, $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ га айланади, бу *алебастр* деб аталади. Агар алебастр сувга қорилса, сувни дарҳол ютиб қотади ва яна гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ га айланади, алебастр бинокорликда кўп ишлатилади.

Магний сульфат $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ денгиз сувларида эриган ҳолда бўлади, денгиз сувининг тахир бўлиши ана шундандир. Бу туз медицинада сурги сифатида ишлатилади ва *тахир туз* деб аталади, бўёқчиликда ва қоғоз саноатида ҳам ишлатилади. Магний сульфатнинг 1, 2, 4, 5, 6, 7, 12 молекула сувли гидратлари ҳам бор.

Барий сульфат BaSO_4 . Бу туз табиатда учрайди ва *оғир тош ёки барит* деб аталади. Барий сульфат рангсиз кристалл модда бўлиб, сувда эриймайди деса бўлади (100 г сувда 0,00022 г BaSO_4 эрийди).

BaSO_4 да рентген нурларини тўсиш хусусияти бўлгани учун медицинада ошқозон ва ичакларни кўришда, техникада эса оқ бўёқлар тайёрлашда ишлатилади.

Мис сульфат (мис купороси, тўтиёйи) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ кўк йирик кристаллардан иборат модда бўлиб, сувда яхши эрийди. Металл буюмлар устига мис югуртиришда, читларга гул босишда ишлатилади. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ва $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (кул ранг порошок) қишлоқ хўжалиги зараркунандаларига қарши курашда ишлатилади.

Темир (II)-сульфат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ оч яшил йирик кристаллардан иборат модда бўлиб, сувда яхши эрийди. Сиёҳ тайёрлашда, бўёқчиликда, фотографияда ва қишлоқ хўжалигида ишлатилади.

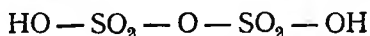
Рух сульфат $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ рангсиз кристаллардан иборат модда бўлиб, сувда эрийди. Медицинада ва тўқимачилик саноатида ишлатилиди. Ёғочларни чиришдан сақлаш учун уларга рух сульфат эритмаси шимдирилади.

Аччиқтошлар. Бир валентли ва уч валентли металл сульфатлари бўлган қўш-тузлар *аччиқтошлар* деб аталади. Масалан:

$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ёки $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Бу модда одатдаги ачиққошдир. У тиниқ йирик кристаллардан иборат модда бўлиб, сувда яхши эрийди; медицинада, бўёқчиликда, кўнчиликда ва қоғоз саноатида ишлатадилади.

$(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ таркибли ачиққошлар бор. Хромли ачиққошлар териларни ошлашда ишлатилади.

126-§. Пиросульфат кислота $H_2S_2O_7$ ва унинг тузлари. Сульфат кислота яна SO_3 бириктириб олиши мумкин. Бир молекула сульфат кислотатага бир неча молекула SO_3 бирика олади, ҳосил бўладиган моддаларнинг умумий формуласи $H_2SO_4 \cdot x SO_3$ билан ифодаланади. Агар H_2SO_4 нинг бир молекуласига бир молекула SO_3 бирикса, $H_2SO_4 \cdot SO_3$ ёки, бошқача ёзганда, $H_2S_2O_7$ ҳосил бўлади; унинг тузилиш формуласи:



Бу тиниқ кристаллардан иборат гигроскопик модда бўлиб, *пиросульфат кислота* деб аталади. Унинг суюқланиш температураси $t_c = 35^\circ$.

Олеумда пиросульфат кислота ҳам бор, шунинг учун oleum совитилганда пиросульфат кислота кристаллари чўкади. Пиросульфат кислотатага сув таъсир эттирилса, у сульфат кислотатага айланади:



Пиросульфат кислота оксидловчи модда сифатида турли бўёқлар ва портловчи моддалар ҳосил қилишда ишлатилади.

Пиросульфат кислотанинг тузлари *пиросульфатлар* деб аталади. Пиросульфатлар ҳосил қилиш учун гидросульфатларни иситиш лозим:

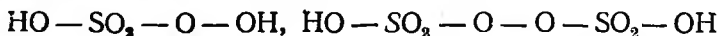


Пиросульфат сувда эритилганда бир молекуладан сув бириктириб олиб, яна гидросульфатга айланади.

Пиросульфатлар қиздирилганда SO_3 ажралиб чиқиб, сульфатлар ҳосил бўлади:



127-§. Перисульфат кислоталар ва уларнинг тузлари. H_2SO_5 , $H_2S_2O_8$ таркибли перисульфат кислоталар бор, уларнинг тузилиш формулалари бундай:



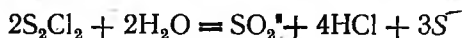
Буларда пероксид кўприклари $-O-O-$ бўлгани учун, улар *перисульфат кислоталар* деб аталади (биринчиси моноперисульфат кислота, иккинчиси эса диперисульфат кислотадир). Концентранган сульфат кислота (солиштирма оғирлиги тахминан 1,42 га тенг) электролиз қилинганда бу иккала кислота ҳосил бўлади.

H_2SO_5 — йирик призматик кристаллардан иборат тиниқ модда,

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ — майда оқ кристаллардан иборат модда, у суюқланганда ажралиб кетади. Бу кислоталарнинг иккаласи ҳам гигроскопик, сувда эрийди, кучли оксидловчи, қоғоз, пахта, шакар, парафинни оксидлаб, кўмирга айлантиради, тоза ва қуруқ ҳолда анча вақт сақланиши мумкин.

Моноперсульфат кислотанинг тузлари беқарор. Диперсульфат кислотанинг тузлари ҳам маълум, улар тўғридан-тўғри *персульфатлар* деб аталади. Персульфатларнинг кўплари одатдаги шароитда озроқ барқарор, сувда эрийди ва оксидлаш хоссасига эга. Персульфатлар моддаларни химиявий анализ қилишда, техникада эса оксидловчи ва оқартирувчи моддалар сифатида ишлатилади.

128-§. Олтингугуртнинг галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари. Олтингугуртнинг хлор билан ҳосил қилган бирикмалари — монохлорид S_2Cl_2 , дихлорид SCl_2 , тетрахлорид SCl_4 лар бор. Улар орасида фақат олтингугурт монохлорид S_2Cl_2 катта аҳамиятга эга. У суюқлантирилган олтингугурт устидан қуруқ хлор ўтказиш йўли билан олинади. S_2Cl_2 қизғиш-сарик тусли, қўланса ҳидли суюқлик бўлиб, суюқланиш температураси $t_c = -80^\circ$, қайнаш температураси эса $t_{\text{қай}} = 138^\circ$, ҳавода тутайди, сувда ажралиб кетади:

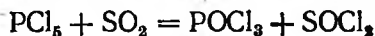


S_2Cl_2 резина саноатида каучукни вулканизлашда ишлатилади.

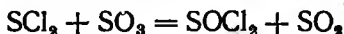
Бошқа галогенлар ҳам олтингугурт билан бирикмалар ҳосил қилади: S_2F_2 , SF_4 , SF_6 , S_2Br_2 . Олтингугуртнинг йод билан ҳосил қилган бирикмаси маълум эмас.

Олтингугуртнинг кислородли кислоталаридаги гидроксил группаларни галогенларга алмаштириб, уларнинг турли галогенли бирикмаларини ҳосил қилиш мумкин: масалан, H_2SO_3 даги йкки OH ни Cl атомларига алмаштирсак, SOCl_2 таркибли *тионил хлорид* деган бирикма ҳосил бўлади (SO группа *тионил группа* деб аталади). H_2SO_4 даги OH лар хлор атомларига алмаштирилса, *сульфурил хлорид* деб аталадиган SO_2Cl_2 таркибли модда ҳосил бўлади (SO_2 группа *сульфурил* деб аталади). Сульфат кислотадаги фақат битта гидроксил Cl га алмаштирилса, *хлорсульфон кислота* деб аталадиган SO_2OHCl таркибли модда ҳосил бўлади.

Тионил хлорид SOCl_2 . Тионил хлорид фосфор (V)-хлорид PCl_5 га SO_2 таъсир эттириш йўли билан олинади:

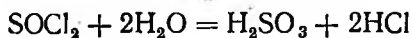


Техникада тионил хлорид олиш учун, кўпинча, олтингугурт дихлоридга сульфат ангидрид таъсир эттирилади:



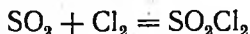
Тионил хлорид ўткир ҳидли, рангсиз суюқлик бўлиб, унинг суюқланиш температураси $t_c = -101^\circ$, қайнаш температураси $t_{\text{қай}} = 79^\circ$.

бундан юқори температурада SO_2 , S_2Cl_2 , Cl_2 га ажралади. Унга сув таъсир эттирилса, сульфит ва хлорид кислоталар ҳосил бўлади:

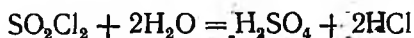


Сув таъсир эттирилганда галогенид кислота билан бирга яна бошқа бирор кислота ҳосил қилувчи моддалар *галоген ангидрид* деб аталади. Демак, SOCl_2 галоген ангидриддир. Тионил хлорид органик химияда моддаларни хлорлаш, яъни моддалардаги баъзи атом ёки радикалларни хлорга алмаштириш учун ишлатилади.

Сульфурил хлорид SO_2Cl_2 . Сульфурил хлорид SO_2 га Cl_2 бириктириш йўли билан ҳосил қилинади:



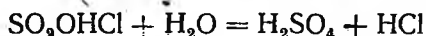
Бу реакция қуёшда ёки катализатор таъсирида боради. SO_2Cl_2 рангсиз суюқлик бўлиб, унинг $t_c = -54^\circ$, $t_{\text{қай}} = 69^\circ$. У 300° дан юқорида SO_2 ва Cl_2 га ажралади, сув таъсирида H_2SO_4 ва HCl ҳосил қилади.



Демак, SO_2Cl_2 ҳам галоген ангидриддир.

SO_2Cl_2 кўпгина моддалар учун эритувчи сифатида ишлатилиши мумкин, органик химияда баъзи моддаларни хлорлаш учун ишлатилади.

Хлор сульфон кислота SO_2OHCl . Бу модда HCl нинг SO_2 билан бирикишидан ҳосил бўлади. SO_2OHCl ўткир ҳидли, рангсиз суюқлик бўлиб, ҳавода тугайди. У $t_c = -80^\circ$, $t_{\text{қай}} = 155^\circ$; SO_2OHCl сув таъсиридан ажралиб H_2SO_4 ва HCl ҳосил қилади:



SO_2OHCl органик моддалар синтез қилишда ишлатилади.

Селен ва теллур

129-§. Селен (Selenium) Se. Селен 1817 йилда топилган, унинг номи грекча бўлиб, маъноси ой демақдир; селен Ер пўстлогининг $8 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади. Эркин ҳолда ниҳоятда оз миқдорда учрайди. Металлар билан бирикиб, *селенидлар* деб аталувчи Cu_2Se , PbSe , Ag_2Se , HgSe бирикмаларни ҳосил қилади. Селенидлар, одатда, мис колчедани CuFeS_2 , пирит FeS_2 каби сульфидлар билан бирга учрайди. Шунинг учун селен сульфат кислота саноятининг чиқинди чангларида, металлургия заводларида электролиз йўли билан мис ажратиб олишда чиқадиغان қолдиқлардан олинади.

Селен ажратиб олиш учун бу чиқиндиларга концентранган сульфат кислота таъсир эттирилади. Бунда селен селенит кислота H_2SeO_3 билан селенат кислота H_2SeO_4 га айланади. Шундан кейин, хлорид кислота қўшиб қиздирилса, селенат кислотага қадар, унга SO_2 таъсир эттирилганда эса селенга қадар қайтарилади. Селен қизил тусли аморф порошок ҳолида ажратиб олинади.

Селеннинг ҳам, олтингургуртга ўхшаш, бир неча аллотропик шакл ўзгариши бор. Агар қизил порошок ҳолидаги аморф селен суюқлантирилиб, бирдан совуқ сувга қўйилса, қизғиш-қўнғир тусли-шиша каби ялтироқ мўрт кристалл моддага айланади ($t_c = 175^\circ$).

Бу селен қиздирилса, кул ранг тусли кристалл селенга айланади. Селеннинг энг барқарор шакли ана шудир ($t_c = 220^\circ$, солиш-тирма оғирлиги 4,80 га тенг). Селеннинг ҳамма шакл ўзгаришлари сульфат-кислотада ва CS_2 да эрийди, фақат кул ранг селен CS_2 да эрмайди. Кул ранг селен қоронғида электр токини ниҳоятда оз ўтказади, аммо нур таъсирида унинг электр ўтказувчанлиги анча ортади, аёна шу хоссаси туфайли, у баъзи оптик асбобларда ва фотоэлементларда ишлатилади. Бундан ташқари, селен ток туғрилагичлар тайёрлашда, шиша ишлаб чиқаришда, сариқ ва қизғиш-сариқ шишалар тайёрлашда, каучукни вулканизлашда ишлатилади.

Химиявий хоссалари жиҳатидан олганда селен олтингургуртга ўхшаб кетади. Одатдаги шаронгта фтор ва хлорга анча кучли таъсир этади, кислород ёки водород атмосферасида иситилса, уларни бириктириб олади. Селеннинг металллар билан ҳосил қилган бирикмалари *селенидлар* сульфидларга ўхшаш бирикмалардир.

Селеннинг ҳамма бирикмалари заҳарли.

Селеннинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси H_2Se водород сульфиднинг олиниш усули каби усул билан олиниши мумкин. H_2Se —қўланса ҳидли газ. Суюқ ҳолатда ҳам, қаттиқ ҳолатда ҳам рангсиз ва беқарор модда. Ҳаво кислороди таъсирида ёки иситилганда ёхуд эритма ҳолида ажрала бошлайди. У кучли қайтарувчи ва кучли заҳардир. Ендирилганда зангори аланга билан ёниб, SeO_2 ва H_2O ҳосил қилади. H_2Se нинг сувдаги эритмаси кислота хоссасига эга бўлиб, *селенид кислота* деб аталади. Бу кислота икки негизли кучсиз кислотадир ($K_1 = 1,88 \cdot 10^{-4}$, $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$). 0,1 моляр эритмасининг диссоциланиш даражаси 4% (демак, H_2S дан сал кучлироқ). H_2Se нинг тузлари *селенидлар* дейилади.

Селеннинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси. SeO_2 оқ кристаллардан иборат модда, унинг буғи сабза ранг тусли бўлиб, ҳиди жуда қўланса. SeO_2 селеннинг ёнишидан ҳосил бўлади. SeO_2 нинг сувдаги эритмаси H_2SeO_3 *селенит кислота* деб аталади. Селенит кислота сульфит кислотадан кучсиз ($K_1 = 2 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 5 \cdot 10^{-9}$). Унинг эритмаси буғлатилиб, селенит кислота рангсиз призматик кристаллгидрат ҳолида олиниши мумкин, у иситилганда SeO_2 билан H_2O га ажралади. Селенит кислотанинг тузлари *селенитлар* деб аталади.

Селенит кислотага кучли оксидловчилар таъсир эттирилса, селенат кислота H_2SeO_4 ҳосил бўлади. Унинг тузлари *селенатлар* деб аталади. Селенат кислота ангидриди SeO_3 яқинда олинган; у рангсиз кристаллардан иборат модда, сув билан бирикиб, H_2SeO_4 ҳосил қилади.

Селенитларни оксидлаш йўли билан селенатлар ҳосил қилиш мумкин, сўнгра бу тузлардан H_2SeO_4 ҳосил қилса бўлади. H_2SeO_4 — рангсиз призматик кристаллардан иборат, сувга ниҳоятда ўч модда. Унинг $H_2SeO_4 \cdot H_2O$, $H_2SeO_4 \cdot 4H_2O$ каби гидратлари маълум. H_2SeO_4 икки

негизли бўлиб, сульфат кислота каби анча кучли кислотадир. ($K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$.) Унинг биринчи босқичда диссоциланиш константаси (K_1) тажрибада аниқланмаган. Селенат кислота, сульфат кислотага ўхшаш, кўпгина органик моддаларни оксидлаб, кўмирга айлантиради.

Қайноқ H_2SeO_4 да ҳатто олтин ва кумуш ҳам эрийди. Селенат кислота фақат платинага таъсир этмайди.

$BaSeO_4$ ҳам $BaSO_4$ га ўхшаш, сувда деярли эрмайди*. Селенатлар эрувчанлиги ва кристалл шакли жиҳатидан сульфатларга ўхшайди.

130-§. Теллур (Tellurium) Te. Теллур 1798 йилда топишган, унинг номи латинча «ер» сўзидан олинган. Теллур ер қобиғида $1 \cdot 10^{-6}$ бор. Табиатда теллур олтингургурт ва селенга жуда оз миқдорда аралашган ҳолда учрайди. Теллурнинг бирикмаларидан $PbTe$, $HgTe$, Ag_2Te , Bi_2Te_3 лар учрайди.

Теллур ҳам, селенга ўхшаш, мис колчеданидан олинган мисни электролиз қилишда ва сульфат кислота ишлаб чиқаришда чиқадиغان чиқиндилардан олинади.

Теллурнинг ҳам бир неча аллотропик шакли маълум, аммо уларнинг энг барқарори теллур металидир. Бу — кумушдек оқ мўрт металл, $t_c = 450^\circ$, $t_{қай} = 1390^\circ$, солиштирма оғирлиги 6,24 га тенг; теллурнинг бошқа шакл ўзгаришлари ҳозирча оз тегирилган.

Теллур физик хоссалари жиҳатидан металлга ўхшаб кетса ҳам, химиявий хоссалари жиҳатидан металлоидларга яқин туради.

Теллур галогенлар ва металллар билан яхши бирикади, аммо водород билан бевосита бирикмайди деса бўлади. Теллурнинг бирикмалари селеннинг бирикмаларидан кўра заҳарсизроқдир.

Теллурнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси — водород теллурид H_2Te водород селенид H_2Se дан ҳам беқарор.

Водород теллурид теллуридларга кислоталар таъсир эттириш йўли билан олинандиган бўлса, қисман ажралиб кетади, натижада H_2Te билан водород ҳам чиқади. Шу сабабли, водород теллурид совитилган кислоталарнинг эритмаларини электролиз қилиш йўли билан олиниши мумкин. Бунда катод теллурдан ясалган бўлиши керак.

H_2Te қўланса ҳидли газ, $t_c = -48^\circ$, $t_{қай} = -1,8^\circ$, эндотермик бирикма, шунинг учун ниҳоятда беқарор, ёруғлик ва нам таъсирида, шунингдек, ҳаво кислороди таъсирида ажралади, ҳатто қоронғида ҳам парчалана бошлайди. Суюқ H_2Te кўкимтир-сариқ тусли бўлади, қаттиқ H_2Te эса сариқ тусли нина кристалллардан иборат, у ёндирилганда кўкимтир аланга билан ёниб, TeO_2 ва сув ҳосил қилади.

Сувда H_2Te осон эрийди, аммо эритмада ҳам беқарор бўлади, ҳаво бор жойда тез ажралади. У кучли қайтарувчидир. H_2Te нинг тузлари *теллуридлар* деб аталади.

Олтингургурт ва селен ёнганда SO_2 ва SeO_2 ҳосил бўлгани каби, теллур ёнганда TeO_2 ҳосил бўлади. Аммо теллурни концентранган HNO_3 билан оксидлаш орқали TeO_2 ҳосил қилиш усули дурустроқ. TeO_2 рангсиз кристалллардан иборат модда бўлиб, 450° да уча бошлайди. Сувда TeO_2 оз эрийди, TeO_2 сувда эриганда теллурид кислота

* $BaSO_4$ га қараганда сал дуруст эрийди.

H_2TeO_3 ҳосил бўлади. Теллуриг кислота H_2SO_3 дан кучсиз ($K_1 = 2 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 1 \cdot 10^{-8}$). У эркин ҳолда олинмаган, чунки эритмаси буғлатилганда ўзи ҳам сувини тез йўқотиб, TeO_2 га айланади.

H_2TeO_3 кучли оксидловчилар таъсирида оксидланиб, теллуриг кислота H_2TeO_4 ҳосил қилади. Теллуриг кислота рангсиз кристалллардан иборат модда бўлиб, сувда яхши эрийди, ниҳоятда кучсиз кислота ($K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$), ($K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$), H_2SeO_4 ва H_2SO_4 дан ана шу хосса-си жиҳатидан катта фарқ қилади.

Теллуриг кислота $H_2TeO_4 \cdot 2H_2O$ ҳолида кристалланади, кристалл таркибидаги сувнинг водородлари ҳам металлга алмашина олади, масалан, кумушга алмашганда Ag_6TeO_6 ҳосил бўлади. Шунинг учун унинг формуласи, кўпинча, H_6TeO_6 ҳолида ёзилади ва *ортотеллуриг* кислота деб аталади.

Ортотеллуриг кислота 160° гача иситилганда, икки молекула кристаллизация сувини йўқотиб, H_2TeO_4 га айланади, 300° гача иситилганда сув ажралиб чиқади-да, сариқ порошок TeO_2 ҳосил бўлади.

H_2TeO_4 нинг тузлари *теллуриглар* деб аталади. Ва $H_2TeO_4 \cdot 2H_2O$ сувда эрийди, демак, бу жиҳатдан у $BaSO_4$ ва $BaSeO_4$ дан катта фарқ қилади.

Теллуриг каучукни вулканизлашда ишлатилади; қўрғошин кабелларни эластик қилиш учун уларга 0,1% чамаси теллуриг қўшилади. Теллуриг бирикмалари шиша ва чинни бўёқлари сифатида ишлатилади.

131-§. Кислород группачаси ҳақида хулоса. Кислород группа-си металлоидлардан иборатдир. Уларнинг ҳаммаси водород ва металлар билан бирикканда икки электрон қабул қилиб олади, натижада, сиртқи қаватларидаги 6 электронни 8 электронга етказиб, барқарор ҳолга ўтади. Кислороддан олтингургуртга, селенга, теллуриг ва полонийга ўтган сари ядрога электронларнинг тортилиш кучи камайиб боради; уларнинг ўзи ҳам электронларини бошқа элементларга бериб, +4 ва +6 валентли бўлиши мумкин. Теллуриг металл хоссалари кўрина бошлайди. Селен, асосан, металлоиддир, тўғри, унинг металл шакл ўзгариши ҳам бор, теллуриг эса металл шакл ўзгариши энг барқарордир. Водород билан ҳосил қилган бирикмалари H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te да H_2O дан H_2Te га томон беқарорлик ортиб боради, буни куйидаги жадвалдан кўриш мумкин.

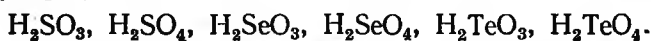
Водород билан ҳосил қилган бирикмалари	$K_{дис.}$	Анион радиуси, Å ҳисобида
H_2O	$2 \cdot 10^{-16}$	1,32
H_2S	$9 \cdot 10^{-8}$	1,74
H_2Se	$1 \cdot 10^{-4}$	1,91
H_2Te	$2 \cdot 10^{-3}$	2,11

H_2O дан H_2Te томон ўтишда O^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} анионлар радиуси ортиб боради, шунинг учун электроннинг ядрога тортилиш кучи камайди ҳамда водороднинг ион ҳолига ўтишга интилиши зўраяди, буни K нинг қиймати аниқ кўрсатиб турибди. Демак, H_2O дан H_2Te га томон кислоталик хоссалари мунтазам равишда ортиб боради; H_2Se билан H_2Te сирқа кислотадан кучлироқдир. Аниқроғи, H_2Te нинг кислоталик кучи фосфат кислота кучига яқинлашади.

VI группанинг бош группаси	Кислород	Олтингургурт	- Селен	Теллур	Полоний
Атом номери (ядро заряди сони)	8	16	34	52	84
Атом массаси	15,9994	32,064	78,96	127,60	[210]
Электрон қаватлари	2.6	2.8.6	2.8.18.6	2.8.18.18.6	2.8.18.32.18.6
Манфий валентлиги	-2	-2	-2	-2	-2
Мусбат валентлиги		+4, +6	+4, +6	+4, +6	+4, +6
<i>t_c</i>	-218,4°	112,8°	220° кул ромбик	450°	
		119,25°	ранг кристалл 450°		
		призма-тик			
<i>t_{қай}</i>	-183,0°	444,6°	685°		
Солиштирма массаси	1,14 с	2,07 ромбик	4,26 аморф	1390°	
	1,426 қ	1,96 призма-тик	4,5 крист	6.2	
Атом радиуси, А ҳисобида	0,60	1,04	1,16	1,32	

S, Se, Te, Po ўз электронларини йўқотганда +4, +6 валентли, баъзан, +2 валентли ҳам бўлади.

SO₃, SO₂, SeO₃, SeO₂, TeO₂ ва TeO₃ ларнинг ҳаммасида кислоталик хоссалар бор, яъни улар ангидридлардир. Уларга қуйидаги кислоталар мувофиқ келади:



Кислород бирикмаларда ҳаминиша манфий икки валентлидир; у фақат электрон қабул қилади, лекин электронларини йўқотмайди. Унинг электронлари маҳкам жойлашган, уларни узиб оладиган элемент йўқ, фақат кислороднинг фторли бирикмаларида муштарак жуфт электрон фтор томонга озгина силжиган бўлади, холос.

Полоний Po — радиоактив, табиатда оз учрайди, кам текширилган.

ЎНЕТТИНЧИ БОБ ҲАВО ВА ИНЕРТ ГАЗЛАР

132-§. Ҳаво. Ҳаво ер шарининг газ қобиғини ташкил этади ва атмосфера деб аталади. Атмосфера тахминан уч қисмга бўлинади: 1) тропосфера — денгиз сатҳидан 10—15 км баландликкача бўлган ҳаво, 2) стратосфера — 15—80 км баландликдаги ҳаво ва 3) ионосфера — 80 км дан юқоридаги ҳаво. Ионосферанинг баландлиги 1200—1300 км келади ва шу баландликда атмосфера тугайди дейиш мумкин.

Техниканинг сўнги йиллардаги тараққиёти ракеталар ва Ернинг сунъий йўлдошлари ёрдамида ҳавонинг юқориги қатламларини текширишга имкон берди. Бунинг натижасида, юқориги қатламлардаги ҳавонинг босими, зичлиги, температураси, таркиби, турли электромагнит хусусиятлари, Қуёшдан келган ультрабинафша, инфрақизил, рентген ва корпускуляр нурлар, шунингдек, Қуёшдан ва юлдузлардан келган космик нурлар ҳақида кўпгина маълумот тўпланди.

Ер юзининг ҳар бир квадрат сантиметрига тўғри келадиган ҳавонинг босими баландлиги 760 мм, кўндаланг кесим юзи 1 см² га тенг бўлган симоб устунни оғирлигига барабар келади (симобнинг солиштирма оғирлиги 13,55). Ҳаво бир неча хил газнинг, асосан, азот ҳамда кислороднинг механик аралашмасидан иборат. Ер юзида ҳавонинг ҳажм жиҳатидан 78 проценти азот, 21 проценти кислороддир. Ҳаво таркибида, булардан ташқари, 0,93% аргон, 0,01% гелий, криптон, ксенон, радон, водород, озон бор*. Ҳаво ҳамisha ҳаракатда бўлганидан хийла баландликкача унинг процент таркиби ўзгармайди. Масалан, тропосферанинг таркиби бир хил эканлиги исбот этилган, лекин стратосфера билан ионосферада эса таркиб бошқачароқ, 16 км дан 60 км гача баландликда бўлган ҳаво кислороди молекулалари қуёшнинг юқори энергияли ультрабинафша нурлари таъсирида диссоциланиб, атомар кислородга айланади. Ҳосил бўлган атомар кислород молекуляр кислород билан бирикиб озон ҳосил қилади. Стратосферадаги бу озон қатлами қуёшнинг зарарли ультрабинафша нурларидан бизни ҳимоя қилади ва ернинг нурланиш ҳисобига иссиқлик йўқотишига йўл қўймайди. Юқори қаватда, яъни ионосферада кислороднинг деярли ҳаммаси, ҳатто азот ҳам атомар ҳолатда бўлади. Бу қаватдаги молекулалар қуёш ва юлдузларнинг инфрақизил, ультрабинафша нурларини ва космик нурларни ютиши натижасида атомларга

* Намсиз ва чангсиз ҳаво ҳисобида.

диссоциланади. Космик нурлар, асосан, протон ва нейтронлардан иборат бўлиб, ёруғлик тезлигига тенг тезлик билан ҳаракатланади. Атмосферанинг юқори қатламидаги ҳар бир куб сантиметрда 10^6 ион ҳосил бўлиши мумкин деган фикр бор.

Баландга кўтарилган сари ҳавонинг зичлиги ва, демак, босими ҳам жуда тез камайиб боради. Ҳаво массасининг 90% га яқин қисми пастки 10—15 км баландликда — тропосферада, 9 проценти 15—80 км ораликда — стратосферада, 1 проценти эса устки қатламда — ионосферададир. Ердан баландга кўтарилган сари босимнинг камайиб бориши тубандаги жадвалдан яққол кўриниб турибди:

Баландлик, км	0	10	20	40	60	80	100	250	500	1000
Босим, мм симвоб устг.	760	210,3	41,0	2,05	0,78	$3 \cdot 14 \cdot 10^{-2}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$1,28 \cdot 10^{-7}$	$2,25 \cdot 10^{-9}$	$1,26 \cdot 10^{-10}$

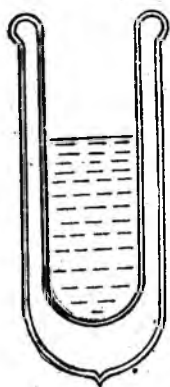
Ҳавода 0,03% карбонат ангидрид ва 0,5—4% сув буғи бўлади. Одамлар зич яшайдиган завод-фабрикалар ва кўп ёқилғи ишлатиладиган корхоналар бор жой ҳавосида карбонат ангидрид кўпроқ бўлади. Сув буғининг процент миқдори эса иқлим ва мавсумга қараб ўзгаради. Ҳавода яна тасодифий қўшимчалар, масалан, аммиак, водород сульфид, метан ва бошқа газлар ҳам бўлиши мумкин. Булар билан бир қаторда, ҳавода чанг ва микроорганизмлар ҳам учрайди.

Тоза ҳаво тиниқ, рангсиз, ҳидсиз, қалинроқ қатламли зангори тусли газдир. Нормал шароитда 1 л ҳаво 1,2926 г келади.

Ернинг сунъий йўлдошлари ёрдамида олинган маълумотларга кўра, ҳавонинг зичлиги 228 км баландликда $3,2 \cdot 10^{-13}$ г/см³, 368 км баландликда эса $1,51 \cdot 10^{-14}$ г/см³ га тенгдир.

Сиқилган газ кенгайтирилганда унинг температураси пасаяди. Ҳавони шу принцип асосида суюқ ҳолатга айлантириш учун махсус компрессорлардан фойдаланилади. Компрессорда ҳаво 200 атм га яқин босим остида сиқилади ва кейин бирдан 1 атм гача кенгайтирилади, натижада ҳаво совийди. Сиқиб-кенгайтириш процесси бир неча марта такрорланса, ҳаво анча совийди ва суюқ ҳолатга ўтади. Ҳаво кислород, азот ва инерт газларнинг механик аралашмасидан иборат бўлгани каби, суюқ ҳаво ҳам суюқ кислород, суюқ азот ва суюқ инерт газларнинг аралашмасидан иборат. Суюқ азотнинг қайнаш температураси —195,8°, аргонники —189,4°, кислородники эса —183°.

Суюқ ҳаво атрофдаги муҳитдан иссиқлик олиб буғланади. Аввал азот билан аргон буғланганидан, суюқ ҳавонинг таркиби ўзгаради, яъни суюқ азотнинг процент миқдори камайиб, кислороднинг процент миқдори оша боради. Суюқ ҳаво ҳамиша буғланиб, турганидан, уни берк идишларда сақлаб бўлмайди, у Дьюар идишларида сақланади; идиш оғзига фақат бир парча пахта ёпиб



61- расм.

қўйиш мумкин. Дьюар идишлари қўш деворли бўлиб, деворлари орасидаги ҳаво сўриб олинган (61-расм). Шу сабабли иссиқлик ички деворга ўтмайди, чунки ҳаво заррачалари иссиқликни ўтказишда воситачи ролини ўйнайди. Атрофдаги муҳитдан нур ютилишига йўл қўймаслик учун, идишнинг сиртқи деворининг ички томони кўзгу қилинган бўлади. Дьюар идишларида суюқ ҳавони анча, сақлаш мумкин*.

1 атм босимда буғланиб турган суюқ ҳавонинг температураси —190° чамасида бўлади. Бундай паст температурада кўпгина моддаларнинг хоссалари ўзгаради. Спирт, эфир, сув, симоб ва баъзи бошқа суюқ моддалар суюқ ҳавога ботирилса, музлаб қолади. Резина най суюқ ҳавога бир лаҳза ботириб олинса, унинг эластиклиги йўқолади-да, мўрт бўлиб қолади. Олтингургурт суюқ ҳавода оқариб кетади, қизғиш-сариқ тусдаги симоб (II) - йодид оч сариқ тусга киради ва ҳоказо. Пахтанинг устига суюқ ҳаво қўйиб, гургурт чақилса, пахта портлаб ёнади, учи яллиғланиб турган чўп суюқ ҳавога ботирилса, ўт олиб кетади. Демак, суюқ ҳавода кислород кўп бўлар экан.

Ҳаво инсон ва ҳайвонлар ҳаёти учун зарурдир. СССРда атмосфера ҳавосининг тозаллиги учун курашувчи комитет ишлайди.

Микроорганизмлар ва чақмоқ таъсирида эркин азот бирикма таркибига кириб, ёмғир сувида эрийди-да, ерга тушади. Иккинчи томондан, органик моддаларнинг ёниш ва чириш процесслари юз берганда эркин азот ҳосил бўлиб ҳавога чиқади. Кислород, азот ва карбонат ангидриднинг табиатда айланиши натижасида ҳаво таркиби анча турғун ҳолатда сақланади.

Ҳаво битмас-туганмас хом ашё манбаидир. Ҳаводан кислород ва инерт газлар олинади, азотли ўғитлар ишлаб чиқариш учун кўп-лаб керак бўладиган азот ҳам ҳаводан ажратиб олинади.

133- §. Инерт газлар. Инглиз олими Рэлей 1894 йилда ҳаводан олинган 1 л азотнинг оғирлиги 1,2572 г, бирикмадан ажратиб олинган 1 л азотнинг оғирлиги эса 1,2505 г келишини аниқлади. Иккала йўл билан ажратиб олинган азот оғирликларининг бир-биридан фарқ қилиши янги кашфиётларга олиб келди, элементлар даврий системасининг бутун бир группаси, яъни инерт газлар группаси топилди. Ўтган асрнинг 80- йилларида рус олими Морозов ҳам шундай группа мавжуд деган фикрни айтган эди.

Инглиз олимлари Рамзай ва Рэлей ҳаво азотининг бирикмадан ажратиб олинган азотга қараганда оғир келиши ҳавода азот ва кислороддан бошқа яна бирор элемент борлигидан далолат беришини англаб, ҳаво азотини текшира бошладилар. Натижада, иккала олим ҳам азот таркибида янги бир газ борлигини топдилар. Бу газ реакцияга киришмагани учун унга *аргон*, яъни фаолиятсиз деган ном берилди.

* Термослар ҳам Дьюар идишларидир.

1868 йилда спектрал анализ қилиниб, Қуёшда гелий борлиги топилди. Гелий биринчи марта Қуёшда топилгани учун унга *гелий* номи берилди («гелий» сўзи юнонча бўлиб, унинг маъноси Қуёш демақдир). Аммо бу кашфиёт ўша вақтда гипотеза эди. Ниҳоят, 30 йил ўтгандан сўнг Рамзай клевет минералидан бир газ ажратиб олинганини ва унинг азот деб гумон қилинганини эшитиб, дарҳол текширишга киришади ва у ҳам гелийни топди, 30 йил муқаддам Қуёшда топилган гелий Ерда ҳам борлигини аниқлади. Гелий клевет минералида радиоактив емирилиш процессидан ҳосил бўлиб туради. Шундан сўнг Рамзай Менделеевнинг даврий системасида о группа борлигига ишонч ҳосил қилди ва даврий қонунга асосланиб, о группа элементларини нэлашга астойдил киришди. Ниҳоят, суюқ ҳаво қолдиғидан неон, криптон ва ксенонни топди. Қўп ўтмасдан радон ҳам кашф этилди.

Бу элементлар атомларининг сиртқи қаватида 8 та электрон бўлади, 8 электронли қават барқарор бўлганлиги учун улар ниҳоятда пассив, реакцияга киришмайдиган элементлардир. Бу элементлар химиявий пассив бўлганидан ноль валентли элементлар, группа эса нолинчи, ҳозир VIII группа дейилади.

Инерт газлар даврий системадаги даврларнинг сўнгги элементларидир. Сўнгги вақтларда уларнинг ғоят беқарор бирикмалар ҳосил қилиши аниқланмоқда.

Совет олими Никитин инерт газларнинг кристаллгидратларини ажратиб олишга муваффақ бўлди ва уларни шу йўл билан бир-бирдан ажратиш мумкин эканини кўрсатди.

Атом оғирликлари ортиб борган сари инерт газларнинг қайнаш температураси ҳам кўтарилади. Барча моддалар орасида қайнаш температураси энг паст бўлгани гелийдир. Гелий абсолют 0° дан (—273, 15° дан) фақат 4° юқори температурада, яъни 268,9° да қайнайди. Суюқ гелийни буғлатиш йўли билан абсолют температурага яқинлашиш мумкин.

Атом оғирлиги катта бўлган инерт газларга кислород аралаштириб нафас олинса, организмдаги суюқликларда улар эрийди ва кишини беҳуш қилади. Гелий радиоактив элементларнинг емирилишидан ҳосил бўлади, у ҳавода ниҳоятда оз бўлгани учун,

VIII группа бош группача элементлари

Даврлар	Категорилр	Элементлар	№	Атом массаси	Электронларнинг тақсимланяши											
					K		L		M		N		O		P	
					s	s p	s p d	s p d f	s p d	s p						
1	I	Гелий He . . .	2	4,0026	2											
2	II	Неон Ne . . .	10	20,183	2	2, 6										
3	III	Аргон Ar . . .	18	39,948	2	2, 6	2, 6									
4	V	Криптон Kr . . .	36	83,80	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6								
5	VII	Ксенон Xe . . .	54	131,30	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10		2, 6						
6	IX	Радон Rn . . .	86	[222]	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	2, 6, 10	2, 6						

Элементлар	$t_c, ^\circ\text{C}$ ҳисобида	$t_{қай}, ^\circ\text{C}$ ҳисобида	Ҳаво таркиби- даги ҳажмий миқдори, % ҳисобида	Номининг маъноси
Гелий He	-272,2	-268,9	0,0005	Қуёш
Неон Ne	-248,6	-245,0	0,0018	янги
Аргон Ar	-189,4	-185,8	0,9325	фаолиятсиз
Криптон Kr	-157	-152,9	0,000108	пинҳон
Ксенон Xe	-111,5	-108	0,000008	ёт
Радон Rn	-71	-61,8	$6 \cdot 10^{-18}$	—

бошқа табиий газлардан ажратиб олинади. Гелий енгиллиги жиҳатидан элементлар орасида иккинчи ўринда — водороддан кейинда туради. Водородга аралаштирилган ҳолда аэростатларни тўлдириш учун ишлатилади.

Ҳозирги вақтда сув остида ишлайдиган кишиларни ҳаво билан таъминлаб туриш учун гелий-кислород аралашмасидан фойдаланилади. Азот сув остида ишловчи кишиларнинг қониди ва организм суюқликларида кўп эриганлиги учун жуда зарарлидир, гелий эса, биринчидан, оз эрийди ва, иккинчидан, атомлари кичик бўлгани учун, эриганда ҳам тез қайтиб чиқади. Кишилар сув остига аввал атиги 100 м га тушган бўлсалар, ҳозир гелий-кислород аралашмасидан фойдаланиб, 300 м чуқурликка ҳам туша оладилар.

Аргон электротехникада электр лампаларини тўлдириш учун ишлатилади. У пассив ва электр ўтказувчанлиги гоё кичик элементдир, аргон билан тўлдирилган лампалар равшанроқ ёриқ беради ва кўпроқ чидайди.

Сўнгги вақтларда электр лампаларини тўлдириш учун криптон ҳам кўп ишлатила бошлади. Инерт газлар реклама лампалари, сигнал лампалари, маяклар, фотоэлемент ва бошқаларда ишлатилади.

Қуйидаги жадвалда ҳавонинг таркиби* берилган:

Номи	Ҳажм жиҳатидан, % ҳисобида	Оғирлик жиҳатидан, % ҳисобида
Азот	78,09	75,53
Кислород	20,94	23,14
Аргон	0,9325	1,286
Карбонат ангидрид	0,030	0,047
Гелий	0,0005	0,00007
Неон	0,0018	0,0012
Криптон	0,000108	0,0008
Ксенон	0,000008	0,00004
Радон	$6 \cdot 10^{-18}$	—
Водород	0,00005	—
Озон	$1 \cdot 10^{-6}$	—

Аргон тўлдирилган найлар зангори тусда нурланади, неон сарғиш-қизил нур беради.

Қуйидаги жадвалда ҳавонинг таркиби* берилган:

Атмосферада 57 км баландликкача ҳавонинг таркиби жадвалда келтирилганидек бўлади, 71 км гача гелий миқдори бир оз ошиб боради.

* Чангдан тозаланган қуруқ ҳавонинг таркиби.

ЎН САҚҚИЗИНЧИ БОБ
**ДАВРИЙ СИСТЕМА V ГРУППАСИНИНГ
 БОШ ГРУППАЧАСИ**

Азот группачаси

Даврлар	Қаторлар	Группанинг бош группачаси элементлари	Атом массаси	N	Электронларнинг тақсимланиши						
					K	L	M	N	O	P	
					s	s p	s p d	s p d f	s p d	s p	
II	2	Азот N . . .	14,0067	7	2	2,3					
III	3	Фосфор P . .	30,9438	15	2	2,6	2,3				
IV	5	Мишьяк As	74,9216	33	2	2,6	2,6, 10	2,3			
V	7	Сурьма Sb . .	121,75	51	2	2,6	2,6, 10	2,6, 10			
VI	9	Висмут Bi . .	208,98	83	2	2,6	2,6, 10	2,6, 10, 14	2,3	2,6, 10	2,3

134-§. Умумий маълумот. Даврий системанинг V группасидаги азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут бош группача элементлари бўлиб, ванадий, ниобий, тантал, протактиний ёнаки группача элементларидир. Бош группача элементларининг сиртқи электрон қаватида бештадан электрон бор. Барқарор қават ҳосил бўлиши учун улар яна учтадан электрон бириктириб олиши керак. Уларнинг металлоидлик хоссалари олтинчи ва еттинчи группа элементлариникига қараганда камроқ. Азот группасидаги элементларнинг электрон бериш хусусияти VI ва VII группа элементлариникига қараганда кучлироқдир. Шунинг учун уларнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари барқарорроқ бўлади.

Азотдан висмутга ўтган сари металлоидлик хоссалар заифлашиб, металллик хоссалари кучайиб боради: мишьякда металллик хоссалар кўринади, сурьмада металллик ва металлоидлик хоссалари тенг деса бўлади, висмутда эса металллик хоссалари кучлироқдир.

Бу элементлар 5 та электронни йўқотганда мусбат 5 валентли, элементлар билан ковалент боғланганда 3 валентли ва элементлардан 3 электрон бириктириб олганда эса манфий 3 валентли бўлади.

Ёнаки группача элементларининг сиртқи электрон қаватларида иккитадан электрон бор, улар металллик хоссаларига эга бўлиб, юқори валентли бирикмаларидан фосфорга ўхшайди.

135-§. Азот (Nitrogenium) N. Табиатда азот. Азот бешинчи группанинг биринчи elementi. Азотнинг аммиак, нитрат кислота, селитра каби бирикмалари қадимдан маълум. М. В. Ломоносов 1756 йилда металлларни берк идишда қиздириб текширганда ҳавонинг бир

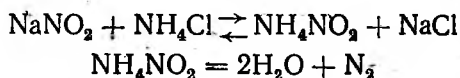
қисми металлга бирикмай ортиб қолганини кўрди. 1772 йилда Д. Резерфорд моддаларнинг ҳавода ёнишидан ортиб қолган газ бўғувчи газ эканлигини аниқлади. 1774—1775 йилларда Лавуазье М. В. Ломоносовнинг азот устида қилган тажрибаларини такрорлаб, ёнишдан ортиб қолган газ ҳавонинг бешдан тўрт қисмини ташкил этишини аниқлади ва уни азот деб атади. Азот сўзи грекча «азос» сўзидан олинган бўлиб, унинг маъноси ҳаётий эмас демакдир. 1784 йилда Кэвэндиш селитрада азот борлигини кўрсатди ва уни *нитрогениум* деб атади. Нитрогениум сўзи селитра берувчи демакдир.

Совет олими А. Е. Ферсман ер пўстлогининг 0,04 проценти азотдан иборатлигини ҳисоблаб топди. Азотнинг энг кўп миқдори ҳаводаги эркин азот бўлиб, тахминан $4 \cdot 10^{15}$ т келади, бу миқдор оғирлик жиҳатидан ҳавонинг 75,5 процентини ташкил этади.

Азот бирикмаларидан нитратлар ва аммоний тузлари ёмғир, дарё ва денгиз сувларида ҳамда тупроқда оз миқдорда учрайди. Чили, Бенгалия, Миср ва Испанияда селитра чиқадиган катта-катта қонлар бор. Азот тошқумир, торф ва нефть таркибида учрайди, ўсимлик ва ҳайвонлар организмдаги кўпгина органик бирикмалар таркибига киради. Масалан, гемоглобин, хлорофилл, баъзи витаминлар, гормонлар, нуклеин кислоталар ва оқсил моддалар таркибида азот бўлади, демак, азот ҳаёт учун энг зарур элементларнинг биридир.

Табиатда азотнинг иккита барқарор изотопи учрайди: ^{14}N (99,635%), ^{15}N (0,365%). Унинг ^{12}N ($T_{1/2} = 0,011$ сек.), ^{13}N ($T_{1/2} = 9,93$ мин.), ^{16}N ($T_{1/2} = 7,3$ сек.) ва ^{17}N ($T_{1/2} = 4,1$ сек.), радиоактив сунъий изотоплари ҳам олинган.

Азотнинг олиниши. Лабораторияда азот олиш учун натрий нитритнинг тўйинган эритмасига аммоний хлорид ёки аммоний сульфат эритмасидан томчилатиб қўшилади:



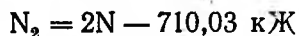
Ҳосил бўладиган аммоний нитрит ажралиб туради, шу сабабли реакция ҳамisha ўнг томонга силжийди.

Ажралиб чиқаётган азот таркибида NH_3 , NO , O_2 қўшимчалари бўлади; азотни NH_3 дан тозалаш учун у H_2SO_4 эритмаси орқали, NO дан тозалаш учун FeSO_4 эритмаси орқали, O_2 дан тозалаш учун эса қиздирилган мис бўлакчалари устидан ўтказилади.

Техникада азот суюқ ҳаводан олинади. Суюқ ҳаво ҳайдалганда аввал азот қайнайди. Суюқ ҳаводан кислород ва инерт газлар ҳам шу усулда ажратиб олинади.

Азотнинг физик хоссалари. Одатдаги шароитда азот рангсиз, ҳидсиз, маъасиз газдир; сувда оз эрийди: 0° да 1 атм босимда 1 л сувда 23,5 мл азот эрийди. 1 л азот 1,25046 г келади. Азотнинг суюқланиш температураси $t_c = -209,86^\circ$, $t_{\text{каб}} = -195,8^\circ$.

Азотнинг химиявий хоссалари. Азот молекуласи ўзаро анча пухта бириккан икки атомдан иборат:



Шунинг учун азот химиявий жиҳатдан унча актив эмас. У фақат литий билан бевосита (қиздирмаса ҳам) бирикади, магний ва титан билан қиздирилганда осон бирикади, масалан, магний ҳавода ёндирилганда кислород билан бириккани каби ҳавонинг азоти билан ҳам осон бирикади. Бошқа элементлар билан азот юқори температурада ёки юқори босимда ёхуд катализаторлар иштирокидагина бирикиши мумкин. Азотнинг актив азот деб аталган аллотропик шакл ўзгариши олинган. 1 мм босимгача сийракланган азот орқали электр разряди берилса, актив азот ҳосил бўлади ва анча вақт ёриқланиб туради. Актив азот одагдаги температурада фосфор ва олтингурут каби моддалар билан бирика олади.

Азот ўз бирикмаларида сиртқи электрон қаватидан 5 тагача электрон йўқотиб, мусбат 5 валентли ёки 3 электрон бириктириб олиб, манфий 3 валентли бўлади. Азот электрон бириктириб олишга мойиллиги жиҳатидан фтор ва кислороддан кейин туради. Масалан, металллар билан бирикканда электрон бириктириб олиб, манфий 3 валентли бўлади. Кислород ва бошқа металлоидлар билан бирикканда эса электронлар йўқотиб, мусбат валентли бўлади. Азотнинг мусбат валенти +1 дан +5 гача бўлиши мумкин.

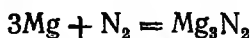
Азотнинг аҳамияти ва ишлатилиши. Таркибида азот бўлган органик моддалар — оқсиллар ҳаёт учун муҳим моддалардир. Оқсиллар қон, гўшт, сут, соч, ўсимлик донлари, ипак, жун таркибига киради. Азотсиз оқсил моддалар бўлмайди, оқсил моддалар бўлмаса ҳаёт ҳам бўлмайди.

Тоза кислороддан узоқ вақт нафас олиб бўлмайди; бу жиҳатдан олганда, ҳавода кислородга азот аралашган бўлиши аҳамиятлидир.

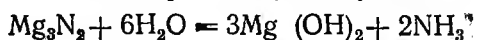
Азот техникада асосан азотли ўғитлар ҳамда портловчи моддалар тайёрлашда ва электр лампаларни тўлдиришда ишлатилади. Электр лампаларнинг азот билан тўлдирилишига сабаб шунки азот лампа толасини куйишдан сақлайди. Лабораторияларда ҳазо кислороди билан тезда оксидланиб кетадиган моддалар азотга ятти сақланади. Азот изотопларидан пўлат ишлаб чиқаришда ва турли илмий текшириш ишларида нишонли атомлар сифатида фойдаланилади.

Азотнинг металллар билан ҳосил қилган бирикмалари. Юқори температурада азотнинг активлиги ортиб, металллар билан реакцияга киришади, бунда азот уч электрон қабул қилиб, манфий уч валентли бўлади. Азотнинг металллар билан ҳосил қилган бирикмалари *нитридлар* деб аталади.

Кальций ва магний юқори температурада азот билан бевосита бирикади:



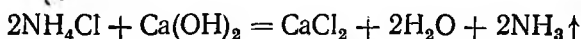
Mg_3N_2 яшилроқ-қул ранг модда, сув таъсирида дарҳол гидролизланиб, аммиак ва металл гидроксид ҳосил қилади:



Азот литий билан одатдаги шароитдаёқ бирикади*.

Азотнинг водород билан ҳосил қилган бирик малари. Азотнинг аммиак NH_3 , гидразин H_2N-NH_2 , азоимид, яъни азид кислота HN_3 каби бирикмалари маълум, булардан энг аҳамиятлиси аммиакдир.

Аммиакнинг олиниши. Лабораторияда новшадил NH_4Cl билан сундирилган оҳакдан иборат аралашма қиздирилиб аммиак ҳосил қилинади:



Аммиакнинг физикавий хоссалари. Одатдаги шароитда аммиак рангсиз, ўзига хос ўткир ҳидли газ. Аммиак ҳаводан қарийб икки марта енгил, шунинг учун уни тўнкарилган идишга йиғиш мумкин. 1 л аммиакнинг нормал шароитдаги оғирлиги 0,77 г. Аммиак одатдаги босимда $-33,4^\circ$ да суюқ ҳолга ўтади, $-77,7^\circ$ да қотади. Аммиак сувда яхши эрийди: 1 ҳажм сувда 20° да 762 ҳажм, 0° да эса 1176 ҳажм чамаси аммиак эрийди. Аммиакнинг сувда эришида кўп иссиқлик чиқади, ҳосил бўлган эритма *новшадил спирт* деб аталади. Новшадил спиртнинг сотиладиган эритмаси 25% ли бўлиб, солиштирама оғирлиги 0,91 га тенг.

Аммиакнинг химиявий хоссалари. Аммиак бирикиш, ўрин олиш ва оксидланиш реакцияларига киришади.

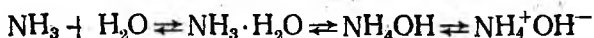
Бирикйш реакциялари. Аммоний ва аммоний бирик малари. Сувда эриган аммиакнинг кўп қисми NH_3 ҳолида бўлади, шунинг учун унинг эритмасидан аммиак ҳиди келиб туради. Эриган аммиакнинг оз қисми сувнинг водород ионлари билан бирикиб, NH_4^+ иони ҳосил қилади, бир валентли бу мусбат ион *аммоний* деб аталади ва бирикмаларда бир валентли металл каби бўлади, сувнинг OH^- иони билан бирикиб, NH_4OH ҳосил қилади:



Сув ниҳоятда оз диссоцилангани учун реакция чап томонга кучли силжиган бўлади. Шу сабабли эритмада OH^- ионлари оз ва эритмада кучсиз асос хоссаси бўлади.

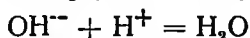
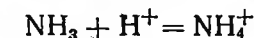
NH_4OH кучсиз асос деб юритилади, ҳақиқатда эса у тўла диссоциланувчи кучли ишқордир, лекин аммиакнинг сувдаги эритмасида ниҳоятда оз миқдорда бўлади, чунки аммиак сув билан гидрат ҳолида ($NH_3 \cdot H_2O$) бириккан, яъни:

* Азот кремний ва бор билан ковалент бирикиб, ниҳоят қийин еуюқланувчи Si_3N_4 , BN ҳосил қилади.

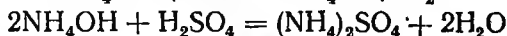
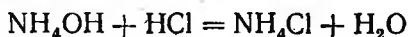


Демак, мувозанат NH_4OH дан $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ томонга силжиган, эритмада NH_4OH концентрацияси жуда оз, шу сабабдан кучсиз деб юритилади (нормал эритмасида $\alpha = 0,0042$ дир).

Аммиак эритмасига кучли кислоталар таъсир эттирилса, кислотанинг H^+ ионлари эритмадаги NH_3 молекулалари билан бирикиб, NH_4^+ ионлари, OH^- лар билан бирикиб эса сув молекулаларини ҳосил қилади; сўнгра кислотанинг анионлари NH_4^+ билан бирикиб, аммоний тузларини ҳосил қилади, натижада туз ва сув ҳосил бўлади, яъни аммоний гидроксид кислота билан нейтралланади:



Аммоний гидроксиднинг кислоталар билан нейтралланиши одатда, қуйидагича ёзилади:

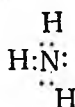


Ҳосил бўлган тузлар *аммоний тузлари* деб аталади. Аммоний тузларини аммиак газига тўғридан-тўғри кислоталар таъсир эттириш йўли билан ҳам олиш мумкин, масалан:



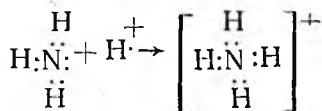
Бу реакциянинг бориши учун сув бўлиши зарур.

NH_4^+ нинг тузилишига қуйидагича қараш мумкин: аммиак молекуласида бир атом азот атрофида уч атом водород шундай жойлашадики, азотнинг сиртқи электрон қаватида ўзининг беш электрони билан уч атом водороднинг электронлари 8 электронли мустаҳкам қават ҳосил қилади. Аммо водород электронлари водород атомларидан батамом узилиб кетмайди, улар ҳам азот ядроси атрофида, ҳам ўз атомлари ядроси атрофида айлана бошлайди, яъни ҳар қайси атом водороднинг электрони азотнинг бир электрони билан биргаликда жуфт электрон ҳосил қилади. Демак, уч атом водороддаги учта электрон азотнинг учта электрони билан уч жуфт электрон ҳосил қилади, бундай тузилишда, азотнинг сиртқи қаватида 8 электронли мустаҳкам қават бўлгани каби, ҳар бир водород атоми атрофида ҳам икки электронли мустаҳкам қават ҳосил бўлади.



Бу тузилишда азотнинг уч электрони, азотнинг ўз ядросига ҳам, водород атомлари ядросига ҳам тааллуқли умумий электрон ҳолига ўтади. Азотнинг икки электрони фақат азот атоми ядроси атрофида айланади. Азотнинг бу икки электрони *эркин электронлар жуфти* дейилади.

Аммиак билан водород иони маълум масофага яқинлашганда аммиак ўзининг эркин электрон жуфтини H^+ билан боғ ҳосил қилишга беради ва бу электрон жуфти азот билан водород ионига қарашли бўлади. Шундай қилиб, нейтрал NH_3 молекуласига битта водород иони бирикканидан ҳосил бўлган аммоний иони мусбат бир зарядли бўлади.*



Аммоний иони эркин ҳолда олинган эмас, аммо у мусбат бир валентли бўлиши ҳамда баъзи бирикмаларининг химиявий хоссалари билан натрий ва калий бирикмаларига ўхшаши жиҳатидан NH_4^+ , K^+ , Na^+ лар бир гурпулга қўйилади. Натрий ва калий симоб билан амальгама ҳосил қилгани каби, аммоний ҳам амальгама ҳосил қилади (унинг амальгамаси ниҳоятда беқарор бўлгани учун сақланиши қийин, у NH_3 ва H_2 га парчаланиб туради ва фақат паст температуралардагина сақланади).

Аммоний тузларининг кўпи рангсиз кристаллардан иборат, сувда яхши эрийдиган ва яхши диссоциланадиган бирикмалардир. Улар эрувчанликлари ва кристалл панжаралари жиҳатидан ишқорий металлларнинг тузларига ўхшайди.

Аммоний тузлари қуруқ ҳолда иситилса, улар термик диссоциланади, масалан:



Аммоний тузларининг термик диссоциланишга мойиллиги бу тузларни ҳосил қилган кислоталарнинг кучига боғлиқдир. Кислота қанча кучсиз бўлса, аммоний тузи шунча осон парчланади. Масалан, аммоний нитрат 170° да NH_3 билан HNO_3 га ажрала бошлайди, $(NH_4)_2CO_3$ одатдаги шароитдаёқ секин-аста NH_3 билан NH_4HCO_3 га ажралиб туради.

Аммоний хлорид NH_4Cl қадимдан маълум бўлиб, *новшадил* деб юритилади. Новшадил рангсиз кристаллардан иборат тахир моддидир. Сувда яхши эрийди (20° да 100 г сувда $27,2$ г, 100° да $77,3$ г новшадил эрийди). Саноатда NH_4Cl аммиак усули билан сода ишлаб чиқаришда олинади; бўёқчилик ишларида, читларга гул босишда, гальваник элементларда ва медицинада ишлатилади. Новшадилдан металл буюмларни пайвандлаш ва оқартиришда ҳам фойдаланилади, чунки юқори температурада у NH_3 ва HCl га ажралади, металл устидаги занг (оксидлар) билан HCl реакцияга киришиб, хлоридлар ҳосил қилади. Булар учиб кетади ва металл буюмлар усти тозаланади. Мисга ўхшаш кам актив металлларнинг зангига аммиак таъсир этади ва зангни металлга айлантиради. Шундай қилиб, металл усти тозаланганидан у яхши уланади ва яхши оқаради.

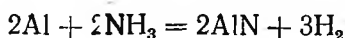
*Демак, азот бирикмаларида ковалент боғланиш тўртдан ошмайди.

Аммоний сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ рангсиз кристаллардан иборат модда, сувда яхши эрийди (100 г сувда 20° да $75,4$, 100° да $103,3 \text{ г}$ аммоний сульфат). 350° гача қиздирилганда аммоний сульфат барқарордир, ундан юқори температурада ажрала бошлайди, 513° да батамом ажралади. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ нинг таркибида $21,21\%$ азот бор. Аммоний сульфат яхши ўғитдир.

Аммоний нитрат NH_4NO_3 рангсиз кристаллардан иборат гигроскопик туз бўлиб, 5 хил кристалл шаклга эга, солиштирма оғирлиги $1,725$, $t_c = 169,9^\circ$; $170 - 175^\circ$ гача қиздирилганда NH_3 билан HNO_3 га, 180° дан юқорида N_2O билан H_2O га ажралади. Сувда яхши эрийди, қуруқ ҳолда детонатор таъсирида ва органик қўшимчалар, металллар ёки металл оксидлари таъсирида портлайди; аммоний нитрат *аммиакли селитра* деб ҳам аталади, ундан қишлоқ хўжалигида ўғит сифатида ва қурилишларда қўпориш учун ишлатиладиган портловчи модда — *аммоналлар* тайёрлашда фойдаланилади.

Аммиак ҳар хил тузлар билан бирикиб, *аммиакатлар* деб аталувчи комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Масалан: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

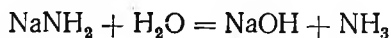
Аммиакнинг алмашилиш реакцияси. Аммиакнинг водородлари юқори температурада металллар билан алмашилиши мумкин. Агар водороднинг учаласи металлларга алмашса, *нитридлар* ҳосил бўлади. Масалан, алюминийни аммиак атмосферасида қиздириш орқали AlN олинади:



Баъзан, нитридлар металлларнинг юқори температурада азот билан туғридан-туғри бирикишидан ҳосил бўлади (135 -параграфнинг табиатда азот деган қисмига қаранг).

Қиздирилган Na ёки K устидан аммиак газини ўтказилса, аммиак таркибидаги водороднинг бир қисми Na ёки K билан алмашилиб, натрий амид NaNH_2 ёки калий амид KNH_2 ҳосил бўлади ҳамда водород ажралиб чиқади. Демак, бунда аммиак кислота хоссасига эгадир.

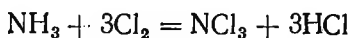
Натрий амид NaNH_2 кул ранг тусли қаттиқ модда, $t_c = 210^\circ$, $t_{\text{қай}} = 400^\circ$. Сув таъсирида гидролизланиб, NaOH билан NH_3 га ажралади:



Лабораторияда ва саноатда NaNH_2 баъзан натрий метали ўрнида ишлатилади.

Калий амид KNH_2 сарғиш-яшил тусли модда, $t_c = 338^\circ$, 400° да учеди (сублиматланади). Калий амид ҳам натрий амид сингари сув таъсирида гидролизланиб, KOH билан NH_3 га ажралади.

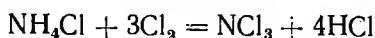
Паст температурада аммиакка хлор таъсир эттирилса, унинг водородлари хлорга алмашилиб, азот (III)-хлорид NCl_3 ҳосил бўлади:



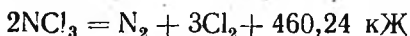
Бу реакция юқори температурада олиб борилса, аммиак қисман оксидланиб, эркин азот ажралиб чиқади:



Саноатда NH_4Cl га хлор таъсир этириш йўли билан NCl_3 олинади:



NCl_3 сариқ мойсимон портловчи модда, 95° гача қиздирилганда ёки урилганда кучли портлаб, азот билан хлорга ажралади:



NCl_3 сувда қарийб эримади, аммо секин-аста NH_3 билан HClO га ажралади.

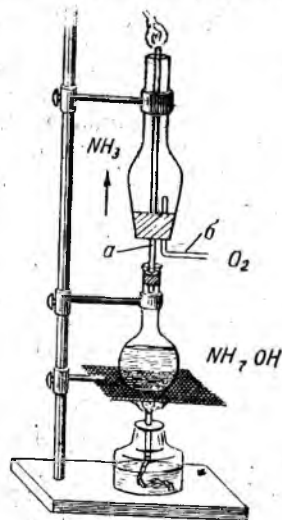
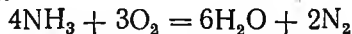
Азот (III)-хлорид унни стериллашда ишлатилади. Азот (III)-бромид NBr_3 ҳали олинган эмас, лекин паст температурада $\text{NBr}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ олинган, у 70° даёқ ажралиб кетади.

NJ_3 — портловчи қора модда, унга сал тегилса ҳам портлаб кетади.

NF_3 жуда барқарор, рангсиз газ, лекин NCl_3 ва NJ каби портловчи эмас, -129° да суюқланиб, 209° да қотэди, реакцияларга актив киришмайди, аммо ниҳоятда заҳарли. Сувда қарийб эримади.

Аммиакнинг бир водороди гидроксил группага алмашса, *гидроксиламин* деб аталадиган, рангсиз кристалллардан иборат модда (NH_2OH) ҳосил бўлади, бу модда 33° да суюқланади, сув билан бирикиб $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ таркибли гидрат ҳосил қилади. $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ кучсиз асос хоссаларига эга бўлиб, кислоталар таъсиридан тузлар ҳосил қилади, масалан: $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$. Гидроксиламиннинг қарийб ҳамма бирикмалари заҳарли бўлиб, улар сувда эрийди.

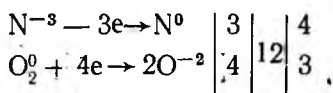
Аммиакнинг оксидланиши. Аммиак ҳавода ёнмайди*, аммо кислородда ёнади, масалан, битта лампа шиша олиб унинг оғзини *a* ва *b* найлар ўтказилган пробка билан беркитамиз (62-расм). *a* най шишанинг устигача етади, *b* най эса фақат шишага кириб туради. Кислород шиша ичига текис тарқалсин учун пробка устига бир оз пахта қўйиб, *b* най орқали кислород юборамиз, бир оздан сўнг шиша ичи кислородга тўлади. Кислород оқими киритишни давом эттира туриб, *a* най орқали аммиак киритиб, уни ёндирамыз. У сарғиш яшил аланга билан ёнади. Демак, аммиак кислородда ёниб, сув ва эркин азот ҳосил қилади:



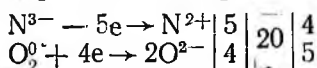
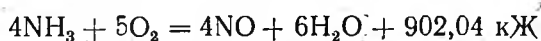
62-расм.

* Аммиак билан ҳавонинг қуруқ аралашмаси портлаши мумкин.

Бу реакция оксидланиш-қайтарилиш реакцияси бўлиб, бунда NH_3 оксидланади.



Бу реакцияда манфий уч валентли азот N^{3-} оксидланиб, нейтрал азот атоми N^0 га айланади. Катализатор иштирокида аммиакни фақат кислороддагина эмас, ҳавода ҳам ёндириш мумкин, масалан, чуғланган платина түри орқали 800° да аммиак билан ҳаво аралашмаси ўтказилса, у NO га қадар оксидланади:



Бу реакцияда манфий уч валентли азот оксидланиб, мусбат икки валентли азотга айланади (139-параграфга қаранг).

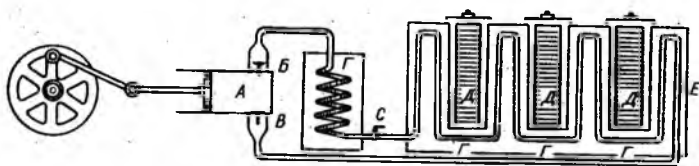
А м м и а к н и н г и ш л а т и л и ш и. Аммиак азотли ўғитлар ишлаб чиқаришда, ҳар хил бўёқлар тайёрлашда, дори-дармон синтез қилишда ва портловчи моддалар тайёрлашда керак бўладиган нитрат кислота HNO_3 олиш учун ишлатилади.

Илгари ўсимликлар азотни фақат нитрат ҳолида олади, деб ўйлар эдилар. Рус олимларидан П. С. Коссович ва Д. Н. Прянишников баъзи шаронгта аммиакли ўғитлар нитрат ўғитларга қараганда яхшироқ ва фойдалироқ эканини аниқладилар. Ҳозир мамлакатимизда аммиакли ўғитлар нитрат ўғитларга қараганда кўпроқ ишлатилади. Пахта далаларимизда ишлатиладиган азотли ўғит асосан аммоний нитратдир.

Пўлат буюмларни пухталаш мақсадида ҳам аммиак ишлатилади. Бунинг учун пўлат буюмлар юқори температурада аммиакда бир неча вақт олиб турилади, бунда уларнинг сирти зич, мустаҳкам темир нитрид қавати билан қопланади. Бу процесс *пўлатларни азотлаш* дейилади (240-параграфга қаранг).

Суюқ аммиакнинг буғланиш иссиқлиги 23,4 кЖ га тенгдир, шунинг учун у буғланганда атрофдан кўп иссиқлик ютади. Аммиакнинг бу хоссаси туфайли у совитгич машиналарда кўп ишлатилади.

63-расмда аммиак билан ишлайдиган совитгич машинанинг схемаси кўрсатилган. Совитгич машинада А компрессор аммиак



63- расм.

газани 9 атм гача сиқади, сўнгра бу аммиак *Б* клапан орқали спираль шаклидаги *Г* найга киради. *Г* спираль сув оқими билан совитилиб туради ва унда аммиак суюлади. Ош тузининг концентранган эритмаси тўлдирилган *Е* идишдаги узун найга *С* жўмрак орқали сувоқ аммиак киради; бу най узун ва ҳажми катта бўлганидан унда аммиакнинг босими камайиб, буғланади ва газ ҳолига ўтади. *Д* идишларга сув қўйилган. Буғланаётган аммиак атрофдаги туз эритмасидан ва *Д* идишлардаги сувдан иссиқлик олади; *Д* идишларда эса муз ҳосил бўлади. Буғланган аммиак *В* клапан орқали компрессорга киради, уни компрессор қисиб, яна *Б* клапан орқали *Г* спиралга ҳайдайди ва ҳоказо.

Бундай совитгич машиналардан озик-овқат саноатида кўп фойдаланилади.

136- §. Саноатда аммиак олиш усуллари. Юқорида аммиакнинг аҳамияти айтиб ўтилди, энди унинг олиниш усуллари айниқса, синтетик аммиак ҳосил қилиш усуллари билан танишиб чиқамиз.

Аммиакнинг тошкўмирдан олиниши. Саноатда аммиак олишнинг эски усулларида бири тошкўмирни кокслашда чиқадиган газлардан ажратиб олиш усулидир. Тошкўмирда 2% га қадар азот бўлиб, унинг 25 проценти қуруқ ҳайдашда аммиак ҳолида чиқади. Кўмир газификациясида ҳам кўмирдаги азотнинг бир қисми аммиак ҳолида чиқади. Газ заводларида 1 т кўмирдан тахминан 2—2,5 кг аммиак олинади. Тошкўмирдан чиққан газ сувда эритилади, бу сув газга ёки аммиакли сув дейилади, уни иситиб, аммиак олиш мумкин. Агар $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ олиш лозим бўлса, тошкўмирни қуруқ ҳайдашдан чиққан аммиак тўғридан-тўғри H_2SO_4 га юттирилади. Тахминан 1 т кўмир коксланганда 12 кг $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ҳосил бўлади.

Тошкўмирни қуруқ ҳайдаш йўли билан олинган аммиак унга бўлган эҳтиёжимизни қондира олмайди, шунинг учун бошқа йўл излана бошлади.

Ҳавонинг ҳажм жиҳатидан 78,09 проценти, оғирлик жиҳатидан эса 75,53 проценти азотдир. Демак, ҳавода эркин азот запаси ниҳоятда кўп. 1 км² ер устидаги ҳавода бўлган азотнинг миқдори қарийб 8 млн. т га тенг. Шунинг учун, эркин азотни боғлаб, азот бирикмалари ҳосил қилиш масаласи устида бутун дунё олимлари ўйлай бошладилар. 1869 йилда Д. И. Менделеев ўзининг машҳур асари — «Химия асослари» да ҳаво азотини боғлаш проблемасига тўхталиб: «Химия олдида турган вазифаларнинг бири ҳаво азотидан азот бирикмаси олишда техника жиҳатидан фойдали усул топишидир... Қишлоқ хўжалигининг келажаги шундай усулнинг топилишига кўп даражада боғлиқдир» деган эди.

Эркин азотдан азот бирикмалари ҳосил қилиш азотни боғлаш ёки азот фиксацияси деб аталади.

Эркин азот билан эркин водородни бириктириб, аммиак олиш аммиак синтез қилишидир. Ҳозир азотли ўғитлар ва, умуман, азот бирикмалари ишлаб чиқаришда аммиак синтези биринчи ўринни эгаллайди.

Азот билан водородни бириктириб, аммиак олиш усули 1908

Бунда таклиф этилган. Водород билан азотнинг бирикиш реакцияси қуйидагича ифодаланади:



Бу реакция қайтар реакция бўлиб, 4 ҳажм газдан 2 ҳажм газ ҳосил бўлади. Аммиак олиш учун, мувозанатни ўнгга силжитиш керак. Ле-Шателье принципига мувофиқ, мувозанатни ўнгга силжитиш ва реакцияни керакли тезликда олиб бориш учун лозим бўлган энг мувофиқ шароит юқори босим ва катализаторни талаб этади.

3 ҳажм водород ва 1 ҳажм азот ҳисоби билан олинган аралашмада босим ва температуранинг ўзгаришига қараб, турли миқдорда аммиак ҳосил бўлиши тубандаги жадвалда кўрсатилади:

Температура, °С ҳисобида	Ҳосил бўлган аммиак миқдори (ҳажм жиҳатидан, % ҳисобида)				
	1 атм	100 атм	200 атм	800 атм	1000 атм
400	0,44	24,91	47,0	72,34	79,82
500	0,129	10,4	17,6	51,05	57,5
600	0,049	4,52	13,77	30,92	31,43

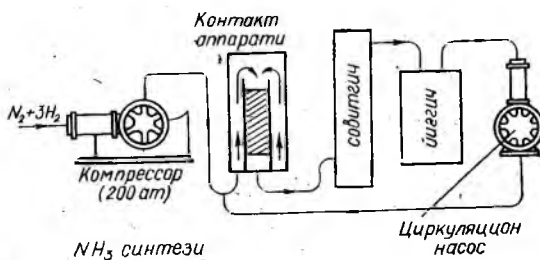
Реакцияни 450—525° орасида олиб бориш яхшироқ, чунки бунда босим 200 атм чамаси бўлса, 20—15% аммиак чиқади. 1000 атм босим билан ишлайдиган заводлар ҳам бор, аммо бу заводларнинг аппаратлари махсус пўлатлардан тайёрланган, бу эса анча қийин, шунинг учун заводларнинг аксари 450—525° ва 200 атм чамаси босимда ишлайди.

Махсус усул билан тайёрланган ҳамда бир оз калий ва алюминий оксидлари қўшилган темир бу процесда катализатор сифатида ишлатилади, бу катализатор анча пишиқ ва арзондир.

450—525° ва 200 атм босимда ишлайдиган, 800 атм босимда ишлайдиган ва 1000 атм босимда ишлайдиган заводларнинг иш принципи бир хил.

64-расмда аммиак синтез қилинадиган заводнинг оддий схемаси тасвирланган.

Азот билан водороддан иборат аралашма компрессор ёрдамида 200—220 атм гача сиқилади, сўнгра электр токи ёрдамида 450—525° гача қиздирилган контакт аппаратига киритилади, бу ерда 20—15% аммиак ҳосил бўлиб, N₂ ва H₂ аралашмасининг қолган қисми билан бирга совитгичга киради, ундан аммиакни шимувчи



64- расм.

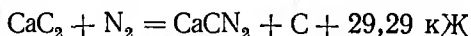
аппаратга ўтади. Аммиак сувга ёки сульфат кислотага шимдирилиши мумкин.

Контакт аппарати процесс бошланишида электр токи билан қиздирилади, сўнгра аммиак синтези реакцияси вақтида чиққан иссиқлик ҳисобига температура 450—525° бўлиб туради.

Азот билан водород аралашмасида бўлиши мумкин бўлган H_2S , H_2O , CO ва шунга ўхшаш қўшимчалар катализаторни тез ишдан чиқаради, шунинг учун газлар аралашмаси контакт аппаратага киритилишдан илгари бу қўшимчалардан тозаланади.

Аммиак синтези учун лозим бўлган водород кокс газидан, сув электролизидан, сув газидан ва табиий газлардан олинади. Баъзан, бирор химиявий ишлаб чиқаришларда ҳосил бўладиган чиқинди — водороддан фойдаланилади. Ўзбекистонда Чирчиқ заводида водород Бухоро — Газли газидан олина бошланди.

Аммиакнинг цианамид усули билан олинishi. Аммиак цианамид усули билан ҳам олинади. Бу усул 1905—1910 йилларда текширилган ва амалга оширилган эди. Кальций карбид CaC_2 юқори температурада ҳаводаги эркин азот билан бирикиб, кальций-цианамид $CaCN_2$ ҳосил қилади:



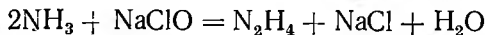
Кальций цианамиднинг тузилиш формуласи $Ca = N - C \equiv N$ бўлиб, рангсиз порошокдир, аммо унга кўмир қўшилганидан кул ранг кукун ҳолида бўлади. У 6 атм босимда 100° дан юқори (110—115°) температурагача қиздирилган сув буғи таъсирида ажралиб, аммиак ҳосил қилади:



Бу усулнинг аҳамияти катта эмас, чунки аммиакнинг азот билан водороддан синтез қилиниши энг муҳим усул бўлиб, у борган сари ривожлантирилмоқда.

Кальций цианамид баъзи ўсимликлар учун ўғит сифатида ҳам ишлатилади, чунки у тупроқдаги сув билан реакцияга киришиб секин-аста ажралади ва аммиак ҳосил қилади.

137-§. Гидразин ва азид кислота. Гидразин N_2H_4 ёки $H_2N - NH_2$ аммиак билан натрий гипохлоритнинг ўзаро таъсиридан ҳосил бўлади:

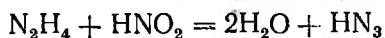


Гидразин рангсиз суюқлик; $t_c = 1,4^\circ$, $t_{қай} = 113,5^\circ$; 15° да солишгирма оғирлиги 1,0114 га тенг; сувда ва спиртда яхши эрийди. Гидразиннинг буғи ҳавода бинафша аланга билан ёниб, азот ҳамда сув ҳосил қилади. Гидразинга сув тат сир эттирилса, N_2H_5OH таркибли гидразин гидроксид ҳосил бўлади. Бу моддада асос хоссалари бор. NH_4OH га мувофиқ аммоний хлорид, аммоний сульфат тузлари бўлгани каби, N_2H_5OH га мувофиқ N_2H_5Cl гидразин хлори, $(N_2H_5)_2SO_4$ гидразин сульфат тузлари бўлади.

* Кальций карбид CaC_2 оҳак билан кўмрдан олинади.

Гидразин техникада ва химия лабораторияларида кучли қайтарувчи сифатида ишлатилади. Гидразиннинг ўзи ҳам, бирикмалари ҳам заҳарлидир.

Азид кислота, яъни азоемид HN_3 нинг классик тузилиш формуласи $\text{H}-\text{N}=\text{N}\equiv\text{N}$. Нитрит кислота билан гидразин орасида борадиган реакция натижасида азид кислота ҳосил бўлади:

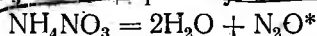


Азид кислота рангсиз, ҳаракатчан, қўланса ҳидли суяқлик; $t_c = 80^\circ$, $t_{\text{қай}} = 37^\circ$, сув ва спиртда яхши эрийди. Сувсиз (қуруқ) азид кислота портловчи моддадир, озгина силкитилса ҳам портлаб кетади, аммо сувдаги эритмаси узоқ вақт сақланиши мумкин. Азид кислотанинг буги ниҳоятда заҳарлидир. Азид кислота хоссалари жиҳатидан бир негизли кучсиз кислотадир. Унинг тузлари *азидлар* деб аталади. Азидлар ҳам азид кислотанинг ўзига ўхшаш қаттиқ портлаш хусусиятига эга. Кумуш азид AgN_3 , қўрғошин азид $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ озгина иситилганда ёки урилганда ҳам портлаб кетади, шунинг учун $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ детонатор сифатида ишлатилади.

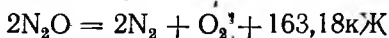
Азид кислотанинг хлоразид ClN_3 , йодазид JN_3 , фторазид FN_3 каби ҳосилалари ҳам бор.

138-§. Азотнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Азотнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари тубандагилардир: азот чала оксид N_2O , азот (II)-оксид NO , азот (IV)-оксид NO_2 ва N_2O_4 , азот (III)-оксид (нитрит ангрид) N_2O_3 , азот (V)-оксид (нитрат ангрид) N_2O_5 .

Азот чала оксид N_2O . Азот чала оксид тоза ва қуруқ аммоний нитрат NH_4NO_3 ни қиздириш йўли билан олинади:



NH_4NO_3 170° да суяқланиб, 190° да ажрала бошлайди, бу реакция экзотермикдир, 300° ларда портлаб, бир лаҳзада парчаланиб кетади, шунинг учун тез ажрала бошлаган замон иситишни тўхтатиш лозим. N_2O — сал ёқимли ҳидли ва ширин мазали, рангсиз газ; $t_c = 102,3^\circ$, $t_{\text{қай}} = -88,49^\circ$. Сувда анча яхши эрийди (100 г сувда 0° да 130,52 г N_2O эрийди), лекин сув билан химиявий реакцияга киришмайди. N_2O — эндотермик бирикма, қиздирилганда осон ажралади:

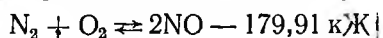


N_2O да олтингургурт, фосфор, кўмир каби моддалар ёнади, яъни у юқори температурада ўз кислородини бошқа моддаларга осон бера олади. Азотнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари орасида заҳарсиз ёлғиз шу N_2O дир, аммо унинг физиологик таъсири бор. Озмиқдордаги N_2O билан нафас олинса, у одамга кайф бериб кулдиради, шунинг учун *кулдирувчи газ* деб ҳам аталади, агар кўпроқ нафас

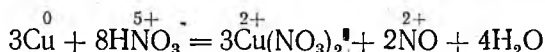
* Бу реакция бир неча босқичда боради. Реакция механизми N_2O даги азотнинг биттаси беш валентли, иккинчиси эса уч валентли эканлигини кўрсатади. N_2O нинг тузилиш формуласи $\text{N}\equiv\text{N}=\text{O}$ дир, шунинг учун N_2O ни азот (I) - оксид дейиш нотўғри, ҳатто уни оксидлар қаторига қўйиш ҳам маъқул эмас, тузилиш формуласига мувофиқ, унга азотнинг нитридоксида деб қарашга тўғри келади.

олинса, беҳуш қилади, шунинг учун кислород билан аралаштирилган ҳолда баъзи енгил операцияларда наркотик модда сифатида ишлатилади.

Азот (II)-оксид NO. Азот билан кислороднинг жуда юқори температурада ўзаро бирикишидан NO ҳосил бўлади:



Яшин вақтида ҳаводаги азот билан кислороднинг бирикиши натижасида NO ҳосил бўлади. NO лабораторияда мисга ўргача концентрланган нитрат кислота таъсир этириш йўли билан олинади:



NO — рангсиз ва ҳидсиз газ; $t_c = -163,6^\circ$, $t_{\text{қай}} = -151,8^\circ$; сувда оз эрийди (100 г сувда 0° да 7,34 г NO эрийди); сув билан реакцияга киришмайди, кислота ҳосил қилмайди ва ишқорлар билан туз ҳосил қилмайди, шунинг учун у бетараф оксидлар қаторига киради.

NO одатдаги шароитда барқарор модда бўлиб, ўз кислородини анча қийин беради, масалан, ёндирилган чўп ёки ёниб турган олтингургурт NO га киритилса, ўчади, фақат фосфор, кўмир каби моддаларгина унинг кислородини олиб ёниши мумкин. Аммо NO бирикиш реакцияларига мойилдир, масалан, у хлор ва бром билан бирикиб, нитрозилгаллоид бирикмалар ҳосил қилади (NOCl, NOBr); ҳаво кислороди иштирокида концентрланган сульфат кислота билан бирикиб, нитрозилсульфат NOHSO₄ ҳосил қилади.

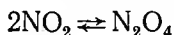
NO одатдаги шароитдаёқ кислород билан бирикиб, азот (IV)-оксид NO₂ га айланади.

Азот (IV)-оксид NO₂ ва унинг димери N₂O₄. Азот (II)-оксиднинг кислород билан бирикиб, азот (IV)-оксид ҳосил қилиш реакцияси тубандаги тенглама билан ифодаланади:



Азот (IV)-оксид ниҳоятда заҳарли, бўғувчи ҳидли, қизил-қўнғир газ, $t_{\text{қай}} = 21,3^\circ$; $-9,3^\circ$ да рангсиз кристаллар ҳолида қотади. Бу модда бугининг зичлиги температуранинг ўзгариши билан ўзгаради. Буғ зичлигининг ўзгариши молекуляр массанинг ва молекула таркибининг ўзгаришини кўрсатади.

NO₂ нинг 140° даги буғи зичлиги орқали молекуляр массаси топилса, у NO₂ формулага эга эканлигини биламиз. 140° дан паст температурада NO₂ молекулалари полимерланади, яъни унинг иккига молекуласи ўзаро бирикиб, димерланиб N₂O₄ га айланади:

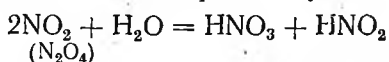


Бу реакцияни чуқурроқ текшириб, тубандагича мулоҳаза юритиш мумкин: NO₂ молекуласи таркибидаги азот атомининг электронлари жуфтлашмаган, икки молекула NO₂ нинг ўзаро таъсири натижасида жуфт муштарак электрон мавжуд бўлади, яъни улар димерланиб N₂O₄ ҳосил қилади.

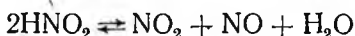
N₂O₄ — $9,3^\circ$ да қотиб, рангсиз кристалларга айланади; 140° да молекулалари NO₂ дан, $-9,3^\circ$ дан паст температурада эса бутунлай

N_2O_4 дан иборат бўлади, деб тахмин қилинади. 140° билан $-9,3^\circ$ орасида эса NO_2 ҳамда N_2O_4 молекулалари аралаш бўлади ва 140° дан $-9,3^\circ$ га яқинлашган сари NO_2 нинг N_2O_4 га полимерланиши орта бориб, қизил-қўнғир ранг ҳам камая боради. 140° дан юқори температурада NO_2 молекулалари NO билан N га ажрала бошлайди.

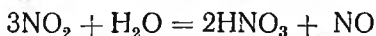
Азот (IV)-оксид кучли оксидловчидир. Кўмир, фосфор, олтингургурт, калий каби моддалар унда яхши ёнади, яъни оксидланади, бунда NO_2 даги азот NO га (ҳатто эркин азотга) қадар қайтарилиши мумкин. Минора усули билан сульфат кислота олишда NO_2 нинг оксидлаш хоссасидан фойдаланилади; у SO_2 ни SO_3 гача оксидлайди, ўзи эса NO гача қайтарилади; NO ҳаво кислородини бириктириб, NO_2 га айланади, NO_2 яна SO_2 билан реакцияга киришади ва ҳоказо (124-параграфга қаранг). NO_2 сувда эриганда нитрат кислота ва нитрит ангидрид ҳосил бўлади. Нитрит ангидрид дарҳол нитрит кислотага айланади; бу реакциялар одийлаштирилиб, тубандагича ёзилади:



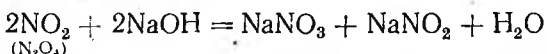
Эритмада HNO_3 анча барқарор, аммо HNO_2 беқарор бўлгани учун у NO , NO_2 ва H_2O га ажралади:



Бу икки реакция кўшилиб шундай ёзилади:

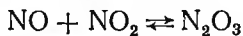


NO ҳаво кислороди билан бирикиб, NO_2 га айланади, NO_2 сувда эриб, яна HNO_3 билан HNO_2 ҳосил қилади. Демак, NO_2 батамом HNO_3 га айланиши мумкин. NO_2 га ишқорлар таъсир эттирилса, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси вужудга келиб, нитрат ва нитритлар аралашмаси ҳосил бўлади:



NO_2 (ёки N_2O_4) ҳам HNO_3 , ҳам HNO_2 ҳосил қилгани учун, баъзан, *аралаш ангидрид* деб ҳам аталади.

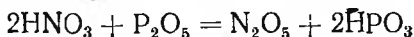
Азот (III)-оксид N_2O_3 , яъни нитрит ангидрид. Азот (II)-оксид NO билан азот (IV)-оксид NO_2 нинг эквивалент миқдордаги аралашмасини совитиш орқали азот (III)-оксид N_2O_3 ҳосил қилинади:



Бу реакция қайтар реакция бўлиб, мувозанат температура пасайиши билан ўнг томонга сурила бошлайди. Одатдаги шароитда мувозанат чапга силжиган бўлади. Шунинг учун ҳам N_2O_3 одатдаги шароитда беқарор бўлиб, NO ва NO_2 га парчаланиб туради; N_2O_3 кўк тусли суюқлик, $t_c = -102^\circ$, $t_{кай} = 3,5^\circ$.

N_2O_3 сув билан бирикиб нитрит кислота HNO_2 ҳосил қилгани учун у *нитрит ангидрид* деб ҳам аталади.

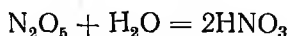
Азот (V)-оксид, яъни нитрат ангидрид N_2O_5 . Нитрат кислотага фосфор (V)-оксид таъсир эттириб N_2O_5 олинади:



Фосфор (V)-оксид сувга ғоят ўч бўлганлигидан HNO_3 таркибидаги сувни тортиб олиш билан HPO_3 ҳосил қилади.

N_2O_5 — рангсиз кристаллардан иборат модда; $t_c = 30^\circ$, $t_{\text{кай}} = 47^\circ$.

У жуда беқарор, баъзан, портлаш билан парчаланadi; N_2O_5 кучли оксидловчи; кўпгина органик моддалар билан реакцияга шиддатли киришади. N_2O_5 сув билан бирикиб, нитрат кислота HNO_3 ҳосил қилади:



N_2O_5 нитрат ангидрид деб аталади, аммо нитрат кислота N_2O_5 дан эмас, NO_2 дан олинади (139-параграфга қаранг).

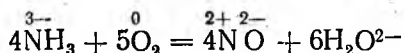
139- §. Нитрат кислота HNO_3 . Азот кислоталари орасида энг муҳими нитрат кислота HNO_3 бўлиб, унинг тузилиш формуласи бундай:

$\text{H}-\text{O}-\text{N} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$. Нитрат кислота қадим замонлардан бери маълум.

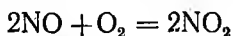
Нитрат кислота синтетик аммиакдан, ҳаводан ва селитрадан олинади.

Нитрат кислотанинг аммиакдан олинishi. Синтетик аммиакнинг кўп миқдори нитрат кислота ишлаб чиқариш учун сарф бўлади. Бу усул нитрат кислота олишнинг ҳозирги замон усулларидан энг муҳимдир.

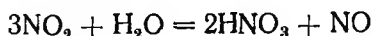
Аммиак кислотарода ёниб, сув ва эркин азот ҳосил қилади. Аммо аммиакнинг ҳаво билан аралашмаси $700-750^\circ$ да 5—7% родий билан платина қотишмасидан иборат катализатор орқали ўтказилганда NO га қадар оксидланади:



Бу процессни бошлашдан олдин аммиак ва ҳаво водород фосфид, водород сульфид, чанг каби зарарли қўшимчалардан тозаланади, чунки улар катализаторни заҳарлаши мумкин. Ҳаво $250-300^\circ$ га қадар иситилади. Кейин аммиак билан ҳаводан аралашма тайёрланади. Аралашма таркибида аммиак 10,5—11,2%, баъзан эса 12% миқдорда бўлиши керак. Аралашма контакт аппаратига киритилади. Контакт аппарати икки конусдан иборат бўлиб, 1,1—2 м диаметри асослари билан ўзаро бириктирилган бўлади ва бириктирилган жойга таркибида 5—7% рудийли платина симдан ясалган тўр (катализатор) қўйилади. Атмосфера босими остида ишлайдиган системаларда катализатор уч қават тўрдан иборат бўлади, ортиқ босим остида ишлайдиган системаларга 10—20 қават тўр қўйилади. Аммиакнинг оксидланиш реакцияси экзотермик бўлиб, кўп иссиқлик ажралиб чиққани учун атмосфера босимида ишлайдиган контакт аппаратида температура $700-750^\circ$ га етади, оширилган босимда ишлайдиган аппаратда температура $850-900^\circ$ бўлади. Контакт аппаратидан чиққан газлар (NO , O_2 , N_2 ва сув буғи) совитилади. Буларнинг иссиқлиги ҳисобига аммиак ва ҳаво аралашмасига кетадиган ҳаво иситилади. Бу процесс газлар иссиқлигининг утилизацияси дейилади. Газлар совиганда NO ўзига O_2 бириктириб олиб, NO_2 га айланади:



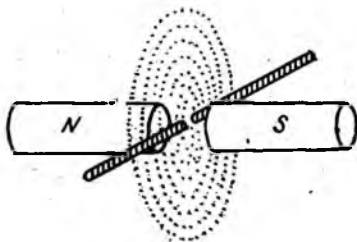
NO₂ махсус адсорбция колонналарида сувга ютилиб, HNO₃ ҳосил қилади:



Бунда контакт аппаратида ҳосил бўлган NO нинг тахминан 92 — 97 проценти HNO₃ га айланади. Атмосфера босимида ишловчи системаларда 40 — 50 % концентрацияли HNO₃, 7 — 8 атм босимда ишловчи системаларда эса 55 — 60 % концентрацияли HNO₃ олинади.

Аммиакнинг оксидланиш шароитини ва технологиясини 1914—17 йилларда рус инженери И. И. Андреев ишлаб чиқди. Бунга асосланиб, Донецк шаҳри ёнида дунёда биринчи завод қурилди.

Ёй усули. 1804 йилда рус олими В. В. Петров ҳаво орқали электр разряди ўтказилганда азот (II)- оксид ҳосил бўлишини кўрсатди (65-расм). 1903 йилда эса Норвегия олимлари К. Биркеланд ва С. Эйде 3000—3500° температурали электр ёйи орқали ҳаво ўтказиб, NO олиш усулини амалга оширдилар. Ҳаво юқори температурали электр ёйи орқали ўтар экан, унинг таркибдаги азот ва кислород бир-бири билан бирикиб, NO ҳосил қилади:



65-расм.

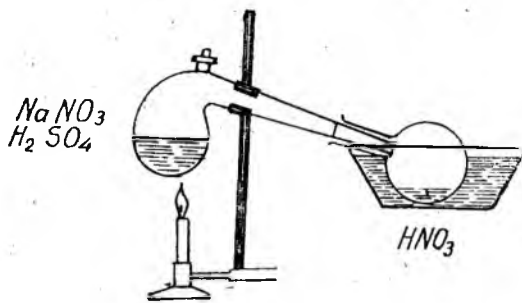


Бу реакция қайтар реакция бўлгани учун, Ле-Шателье принцинга биноан, температура кўтарилган сари мувозанат ўннга силжийди. Аммо босимнинг ўзгариши мувозанатга таъсир этмайди, чунки бу реакциянинг иккала томонидаги заррачалар сони тенг. Шунинг учун ҳам реакция атмосфера босимида олиб борилади.

Турли температурада реакция мувозанатининг турлича бўлишини, яъни температура кўтарилган сари ҳосил бўладиган NO миқдорининг ортиб боришини тубандаги жадвалдан кўриш мумкин:

Температура, °С ҳисобида	1537	1607	1727	1927	2127	2427	2727	3000
Концентрация, ҳажмий миқдорларда	0,37	0,42	0,59	0,98	1,50	2,31	3,57	4,8

Температура 3000 — 3500° дан пасайиши билан мувозанат чапга силжийди, яъни NO азот ва кислородга ажрала бошлайди. Бунга йўл қўймаслик учун NO ҳосил бўлганда дарҳол унинг температураси 1200° га туширилади. NO тез совигани учун мувозанат чапга силжишга улгурмайди. Шундан кейин, NO тўғридан-тўғри ҳаво кислороди билан

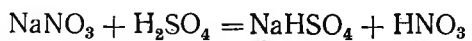


66- расм.

бирикиб, NO_2 га айланади. Ҳосил бўлган NO_2 сувда эритилиб, HNO_3 ҳосил қилинади. Юқорида кўрсатилган синтетик аммиакнинг оксидланишидан нитрат кислота ҳосил қилиш усули ҳозир энг яхши усул ҳисобланади. Ёй усули технологиясининг ривожланиши натижасида NO миқдорини ошириш имконияти борлиги аниқланмоқда; электр энергияси запаси кўп ва ундан

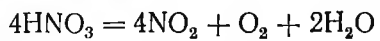
фойдаланиш арзонга тушгани учун, сўнгги вақтларда бу усул ўзига эътиборни жалб этмоқда.

Нитрат кислотанинг селитрадан олиниши. Илгари вақтларда нитрат кислота чили селитрасини сульфат кислота билан қиздириш натижасида олинар эди. Ҳозир саноатда бу усулнинг аҳамияти қолмади. Аммо лабораторияларда HNO_3 шу усул билан олинади (66- расм).



Ретортада NaNO_3 билан концентранган сульфат кислота аралашмаси эҳтиёт бўлиб иситилади. Ажралиб чиққан HNO_3 буғи совуқ сувга ботириб қўйилган колбага йиғилади. Колба совуқ бўлганлиги учун нитрат кислота буғи конденсатланиб, суюқ HNO_3 га айланади.

140- §. Нитрат кислотанинг хоссалари. Нитрат кислота рангсиз суюқликдир, унинг солиштирма оғирлиги 1,52 га тенг; $t_c = -41,2^\circ$, $t_{\text{қай}} = 86^\circ$. Нитрат кислота химиявий жиҳатдан беқарор бўлиб, ёруғлик таъсирида ва иситилганда аста-секин NO_2 , O_2 ва H_2O га ажралади.



Ҳосил бўлаётган NO_2 нинг озгина қисми нитрат кислотада эрийди. Шунинг учун ҳам нитрат кислота, одатда, сарғиш бўлади. Агар кўп миқдорда NO_2 эриган бўлса, нитрат кислота қўнғир-қизил тусли бўлади. Нитрат кислотанинг концентранган эритмаси *тутовчи нитрат кислота* деб аталади. Нитрат кислота сув билан ҳар қандай нисбатда аралашади. 68,4% ли эритмасининг солиштирма оғирлиги 1,41 бўлиб, $121,9^\circ$ да таркибини ўзгартмай қайнайди. Агар нитрат кислотанинг суюлтирилган эритмасидан HNO_3 ҳайдаб олинмоқчи бўлса, эритманинг концентрацияси 68,4% га етгунча аввал сув ҳайдалади ва температураси аста-секин кўтарилиб, $121,9^\circ$ бўлганда, 68,4% ли эритма ҳайдала бошлайди. Агар концентрацияси 68,4% дан ортиқ бўлган нитрат кислота қайнатилса, ундан аввал NO_2 ажралиб чиқади. Бу билан кислотанинг концентрацияси камай боради ва 68,4% га етганда, таркиби ўзгармасдан, кислотанинг ўзи ҳайдала бошлайди. Де-

мак, нитрат кислотанинг азеотроп аралашмаси унинг 68,4% ли эритмасидир.

Нитрат кислота кучли кислоталир у ўзининг суяқ эритмаларида H^+ ва NO_3^- га батамом диссоциланган бўлади.

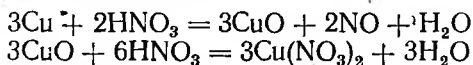
Нитрат кислота кучли оксидловчидир, чунки у ўзининг кислороди ни осон ажратиб чиқаради, ундаги мусбат беш валентли азот эса оксидланувчи моддадан электронлар қабул қилиб, тўрт валентли (NO_2), уч валентли (HNO_2), икки валентли (NO), бир валентли (N_2O), ноль валентли, яъни эркин азот (N_2) ва манфий уч валентли азот (NH_3) гача қайтарилади.

Нитрат кислота платина, олтин ва шу каби нодир металллардан бошқа барча металлларга таъсир этиб, уларни оксидларга айлантиради. Агар бу оксидлар нитрат кислотада эриса нитратлар ҳосил бўлади.

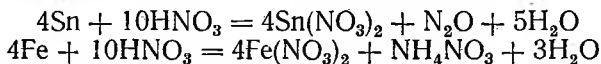
Нитрат кислотанинг оксидлаш кучи ва қандай моддагача қайтарилиши унинг концентрациясига ва металлнинг активлигига боғлиқ. Нитрат кислота концентрланган бўлса, одатда, у фақат NO_2 га қадар қайтарилади:



Озроқ суюлтирилган нитрат кислота Cu , Hg , Pb , Ag ларни оксидлаганда NO га қадар қайтарилади:



Zn , Mg , Sn , Al , Fe , Cr каби металлларга жуда суюлтирилган нитрат кислота ҳам кучли оксидловчи сифатида таъсир этади ва ўзи N_2O , NH_3 га қадар қайтарилади.



Сўнгги реакцияда мусбат беш валентли азот манфий уч валентли азотга айланиб, NH_3 ҳосил қилади. Ҳосил бўлган NH_3 кислотанинг ортиқча миқдори билан реакцияга киришиб, NH_4NO_3 ҳосил қилади. Al , Fe , Cr каби металлларга суюлтирилган нитрат кислота кучли таъсир этади, аммо концентрланган нитрат кислота уларга қарийб таъсир этмайди. Бу металллар концентрланган нитрат кислота таъсирида пасивлашади, яъни улар оксидлана бошлаган замон сирти зич оксид пардаси билан қопланиб қолади. Ҳосил бўлган оксид пардаси концентрланган HNO_3 да эримайди ва натижада, металлни оксидланишдан сақлайди.

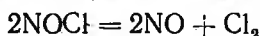
Бир ҳажм концентрланган нитрат кислота билан уч ҳажм концентрланган хлорид кислота аралашмаси олтин ва платинага анча шиддатли таъсир этади. Бу аралашма «зар суви» дейилади*. Зар сувида нитрат кислота хлорид кислотани оксидлаб, ўзи NO га қадар қайтарилади.

* Зар сувининг сариқ тусда бўлиши, асосан $NOCl$ дандир.

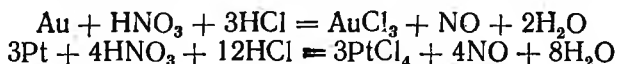
Хлорид кислотанинг оксидланишидан ҳосил бўлган эркин Cl нинг бир қисми NO билан бирикиб, нитрозил хлорид NOCl ҳосил қилади:



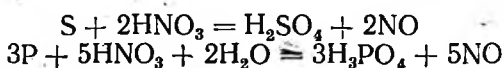
NOCl беқарор модда бўлиб, қуйидагича парчаланеди:



Бунда ва бундан аввалги реакцияда ажралиб чиққан хлор олтин ва платинага таъсир этиб, уларни хлоридларга айлантиради:



Қонцентрланган нитрат кислота кўпгина металлоидларга ҳам кучли таъсир этиб, уларни оксидлайди. Масалан, олтингургуртга қайноқ нитрат кислота таъсир эттирилса, уни сульфат кислотага-ча оксидлаши, фосфорни эса фосфат кислотага-ча оксидлаши мумкин:



Баъзан, концентрланган нитрат кислота билан моддаларнинг оксидланиши натижасида кўп иссиқлик чиққанидан, моддалар ёниб ҳам кетади. Масалан, тутовчи нитрат кислота скинидар ва чуғланган кўмир каби моддаларга таъсир эттирилганда улар ўт олиб кетади.

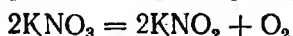
Нитрат кислота баъзи органик моддаларни оксидлайди, баъзиларини эса нитролайди. Масалан, нитрат кислота қандни оксалат кислотага қадар оксидлайди. Органик модда таркибидаги бир ёки бир неча водород атомининг нитрат кислотадаги NO₂ группа билан алмашинуви нитроланиш дейилади. NO₂ нитрогруппа деб аталади. Масалан, бензол нитроланиб, нитробензол C₆H₅NO₂ ҳосил қилади.

Терига концентрланган нитрат кислота текканда терининг сарғайиши ундаги баъзи моддаларнинг нитроланганлигидандир. Кўпгина нитробирикмалар сариқ тусли бўлади. Нитроланиш процессининг саноатда катта аҳамияти бор. Кўпгина портловчи моддалар, бўёқлар, пластмассалар ва сунъий толалар ишлаб чиқаришда лозим бўлган моддалар нитроланиш процессларидан фойдаланиб тайёрланади. Одатда, бу мақсад учун нитроловчи аралашма — концентрланган нитрат кислота, концентрланган сульфат кислота ва N₂O₄ аралашмаси ишлатилади.

Нитрат кислотанинг энг кўп миқдори азотли ўғитлар, бўёқлар ва портловчи моддалар ҳамда сульфат кислота ишлаб чиқаришда, пластмассалар, сунъий толалар, медицинаментлар ва турли нитратлар тайёрлашда ишлатилади.

СССР да нитрат кислота ғоят кўп миқдорда ишлаб чиқарилади. Синтетик аммиакни оксидлаш йўли билан нитрат кислота ишлаб чиқарувчи катта-катта заводларимиз бор. Урушдан кейин химия саноатимизда нитрат кислота ишлаб чиқариш ривожланиб кетди.

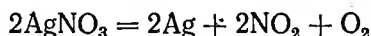
141-§. Нитратлар. Нитрат кислотанинг тузлари *нитратлар* деб аталади. Аммоний, натрий, калий, кальций нитратлар *селитралар* деб ҳам аталади. Нитратларнинг қарийб ҳаммаси металлларга ёки металл оксидларига нитрат кислота таъсир эттириш йўли билан олинади; нитратлар сувда эрийди. Баъзи комплекс ионларнинг нитратлари ва органик асос нитратлари сувда қийинроқ эрийди. Кўпгина нитратлар қиздирилганда суюқланиб, парчалана бошлайди. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг, яъни активлик қаторида Mg гача бўлган ҳамма металлларнинг нитратлари қиздирилганда суюқланиб, нитритлар — HNO_2 нинг тузларини ҳосил қилади ва кислород ажратиб чиқаради, чунки бу нитратларнинг парчаланishi температурасида нитритлар барқарор бўлади:



Активлиги юқорида айтиб ўтилган металлларниқига қараганда кам бўлган ва активлик қаторида Mg билан мис орасида турган металлларнинг (миснинг ҳам) нитратлари парчаланганда оксидлар ва кислород ҳосил бўлади. Бу тузларнинг парчаланishi температурасида нитритлар беқарор бўлади:

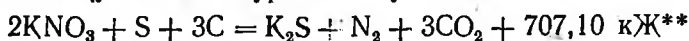


Активлиги анча кам бўлгани, яъни активлик қаторида мисдан кейин турган металлларнинг нитратлари парчаланганда эркин металл, азот (IV)-оксид ва кислород ҳосил бўлади, чунки уларнинг парчаланishi температурасида нитратлари ҳам, оксидлари ҳам беқарордир:



Нитрат парчаланганда кислород ажралиб чиқиши уларнинг оксидловчи эканлигини кўрсатади; уларнинг оксидлаш кучи концентранган нитрат кислотанинг оксидлаш кучидан қолишмайди, балки температура юқори бўлгани учун шиддатлироқ боради. Баъзан, оксидланишда портлаш ҳам бўлади. Уларнинг ёнувчи моддалар билан аралашмалари эса ниҳоятда тез ажралади, қора порохнинг ишлатилиши шунга асосланади: баъзи нитратларнинг пиротехникада ишлатилишига сабаб ҳам ана шу.

Қора порох KNO_3 , олтингургурт ва кўмир аралашмасидан — тахминан 75% калийли селитра, 10% олтингургурт ва 15% кўмирдан иборат*. Порохнинг ёниш процесси анча мураккаб бўлиб, бир неча тенглама билан ифодаланади. Шу тенгламалар йиғиндисини тахминан қуйидагича кўрсатиш мумкин:



KNO_3 нинг парчаланishi реакцияси эндотермик реакция, аммо CO_2 нинг ҳосил бўлиш реакцияси экзотермик реакциядир, бу реакция вақ-

* Қора порох тайёрлашда KNO_3 ўрнига NaNO_3 ишлатмаслик керак, чунки NaNO_3 гидроскопик моддадир.

** Оз миқдорда K_2S_2 , K_2CO_3 , K_2SO_4 , CO лар ҳам ҳосил бўлади.

тида чиққан иссиқлик ҳисобига KNO_3 парчаланеди ва бир оз иссиқлик ортиб ҳам қолади. Бу реакцияда катта ҳажмли газ моддалар N_2 , CO_2 ва қисман CO ҳосил бўлгани учун, порох отилганда портлаш бўлади. У портлаганда қаттиқ моддалар ҳосил бўлганлигидан тутун чиқади. *Тутунсиз порох* деб аталувчи *пироксилин** портлаганда қаттиқ моддалар ҳосил бўлмайди, шунинг учун ҳам у *тутунсиз порох* деб аталади.

K_2S ҳаводаги нам таъсирда гидролизланиб, H_2S ҳосил қилади, шунинг учун қора порох отилганда H_2S нинг ҳиди келиб туради.

Энг муҳим нитратлар қуйидагилардир:

Натрий нитрат (натрийли селитра) NaNO_3 — рангсиз, гексагонал системада кристалланувчи туз; солиштирма оғирлиги 2, 25 га тенг.

$t_c = 308^\circ$, сувда эрийди (100 г сувда 0° -да 73,3 г, 100° да 175,5 г NaNO_3 эрийди), аччиқроқ мазаси бор, гигроскопик модда. Натрий нитрат конлари ер юзининг кўпгина жойларида учрайди. СССРда ҳам бор. 1803 йилда Чилида натрий нитратнинг энг катта кони топилиди ва бутун дунёни селитра билан таъмин эта бошлади. Азотнинг турли бирикмалари ва нитрат кислота ана шу селитрадан олинар эди. 1914-16 йилларда рус инженер И. И. Андреев аммиакни оксидлаб, нитрат кислота олиш усулини топгандан сўнг чили селитрасидан HNO_3 олинмайдиган бўлди. Жанубий Америкада ва саноати қоққ бўлган кўпгина мамлакатларда нитрат кислота ҳозиргача чили селитрасидан олинади. NaNO_3 ўғит сифатида ҳам ишлатилади, бундан ташқари, натрий нитрат KNO_3 олишда ва шиша саноатида ҳам ишлатилади.

Калий нитрат (калийли селитра) KNO_3 ромбик системада кристалланувчи туз, солиштирма оғирлиги 2,1 бўлиб, 100 г сувда 10° да 21,2 г, 100° да 245 г эрийди. Бу туз $127,8^\circ$ да гексагонал шаклли кристалларга айланади; $t_c = 336^\circ$. Қиздирилганда KNO_2 ва O_2 га парчаланеди.

Калий нитрат қора порох тайёрлашда (141-параграфга қаранг), ўғит сифатида, озиқ-овқатни консервацияда, шиша ишлаб чиқаришда ишлатилади. Россияда XVI асрдан KNO_3 қора порох тайёрлаш учун ишлатила бошланди. Уша вақтларда KNO_3 гўнгдан олинар эди. Гўнгнинг чиришидан ҳосил бўладиган аммиак тупроқдаги калий тузлари билан реакцияга киришиб, KNO_3 ҳосил қилади. Россияда гўнгдан, кушхона ва кўнчилик қолдиқларидан калийли селитра ишлаб чиқариладиган заводлар кўп эди. Бу заводларда олинган KNO_3 Россиянинг эҳтиёжини батамом қондириб, ҳатто чет мамлакатларга ҳам чиқариларди. Калий нитрат ҳозирги вақтда NaNO_3 га KCl таъсир эттириш йўли билан олинади.

Аммоний нитрат (аммонийли селитра) NH_4NO_3 (138-параграфга қаранг).

Қўрғошин нитрат $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — рангсиз кристаллари октаэдр шаклида бўлган заҳарли туз; солиштирма оғирлиги 4,5 га тенг; сувда яхши эрийди. 200° дан юқори температурада PbO , NO_2 , O_2 га ажра-

* Пироксилиннинг таркиби $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2 (\text{ONO}_2)_3$ дир, у целлюлоза (пахта) $[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$ ни нитролаш йўли билан олинади:

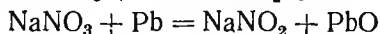
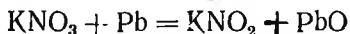


лади. Сувда эригани учун қўрғошин бирикмалари орасида кўпроқ ишлатиладиганидир.

Кумуш нитрат AgNO_3 ромбик системада кристалланувчи рангсиз туз; $159,6^\circ$ да унинг кристаллари гексагонал шаклга ўтади; солиштирма оғирлиги 4,35 га тенг; $t_c = 208,5^\circ$. У 444° да Ag , NO_2 ва O_2 га ажралади. 0° да 100 г сувда 115 г AgNO_3 эрийди. AgNO_3 медицинада, фотографияда, кўзгу ишлаб чиқаришда, химия лабораторияларида ишлатилади.

Мис нитрат $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ кристаллари призма шаклида бўлган тўқ кўк тусли гигроскопик туз; солиштирма оғирлиги 2,05 га тенг; $t_c = 114,5^\circ$. Сувда яхши эрийди: 40° да 100 г сувда 381 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ эрийди. Иситилганда CuO , NO_2 , O_2 га ажралади. Лабораторияларда ишлатилади.

Нитрит кислота HNO_2 ва нитритлар. Натрий нитрат ёки калий нитрат қиздирилганда бир атом кислородини чиқариб, нитрит кислота тузларига айланади. Масалан, KNO_3 дан KNO_2 ва NaNO_3 дан NaNO_2 ҳосил бўлади. Реакциянинг бориши учун унга қўрғоший қўшиб қиздирилади:



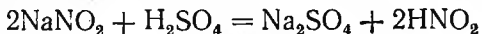
Нитратларнинг парчаланишидан чиқадиган қислород қўрғошин билан бирикиб, PbO ҳосил қилгани учун реакция осон боради.

Ишқорларга NO ва NO_2 таъсир эттириб ҳам HNO_2 тузларини олиш мумкин:

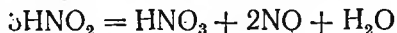


Нитрит кислотанинг тузлари *нитритлар* деб аталади. Буларнинг кўпчилиги рангсиз, сувда яхши эрийдиган тузлардир. Нитритларнинг ҳаммаси заҳарли. KNO_2 ва NaNO_2 дан органик бўёқлар ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

Агар нитритларнинг эритмаларига суюлтирилган сульфат кислота қуйилса, эритмада нитрит кислота ҳосил бўлади:



Агар нитритларга концентранган сульфат кислота таъсир эттирилса, ҳосил бўлаётган HNO_2 дарҳол парчаланиб кетади. Демак, у беқарор модда бўлиб, фақат суюқ эритма ҳолидагина мавжуддир. Агар HNO_2 нинг эритмаси буғлагилса, у парчалана бошлайди:



HNO_2 кучсиз ва ўртача кучли кислоталар оралиғида туради. 18° да $K = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $0,1 \text{ н}$ эритмасида диссоциланиш даражаси 6,5 % бўлиб, унинг тузилиш формуласи бундай: $\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$; нитрит кислотага мувофиқ келадиган ангидрид N_2O_3 дир. HNO_2 кучли оксидловчи. У бирор моддани оксидлаганда ўзи NO га қадар қайтарилади, кучли оксидловчи таъсирида эса оксидланиб, HNO_3 ҳосил қилади.

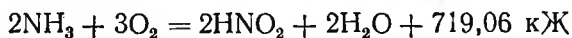
142-§. Азотнинг табиатда айланиши. Химиявий моддаларнинг мураккаблашиб ва такомиллашиб бориш процессининг энг юқори

босқичида органик моддаларнинг бир синфини ташкил этувчи оқсил моддалар ҳосил бўлади. Оқсил моддалар протоплазма ва ҳужайра ядроси таркибига киради. Ҳайвонлар орасида энг юқори босқичда турган инсон миясининг маҳсулоти фикр, яъни тафаккурдир. Мия энг юқори даражада такомиллашган оқсил моддалардан иборат. Азот шу оқсил моддалар таркибига кирувчи элементдир, азотсиз оқсил модда бўлмайди, демак, азот бўлмаса, ҳаёт ҳам бўлмайди. Ҳайвон ва инсон организмидаги оқсил модданинг 16—17 проценти азотдан иборатдир.

Ўсимлик ва ҳайвон ўз организмида оқсил модда ҳосил қилиш учун лозим бўлган азотни қаердан олади? Ернинг ҳар 1 км² юзасидаги ҳаво таркибида 8 млн. тонна азот бўлади дейилди.

Илгариги геологик даврларда Ер шарининг атмосфераси анча иссиқ ва сернам бўлган ва тез-тез кучли чақмоқлар чақиб, ёмғирлар ёғиб турган. Чақмоқ чаққанда, яъни атмосферада электр разряди бўлган вақтда температура кўтарилади, ҳаво таркибидаги кислород билан азот бирикиб, NO ҳосил қилади. Ҳосил бўлган NO кислород билан бирикиб, NO₂ га айланади, NO₂ эса ёмғир сувида эриб, нитрат кислота ҳосил қилади. Ҳосил бўлган нитрат кислота ёмғир суви билан бирга тупроққа шимилади. Нитрат кислота тупроқ таркибидаги карбонатлар билан реакцияга киришиб, нитратлар ҳосил қилади. Шу тартибда тупроқ таркибида анча нитратлар йиғилган деб фараз қилинади. Ҳозир ҳам ёмғир билан бирга тупроққа HNO₃ тушиб туради. Тупроқнинг таркибида нитратлардан ташқари, яна аммоний тузлари ҳам бўлади. Ўсимликлар ўз илдизлари орқали тупроқдан аммоний бирикмалари ва нитратларни ўзлаштириб олиши натижасида уларнинг организмида оқсил моддалар ҳосил бўлади. Ҳайвон ва инсон ўсимликларни еганда оқсил моддалар уларнинг организмига ўтади ва янада юқори оқсиллар ҳосил бўлади.

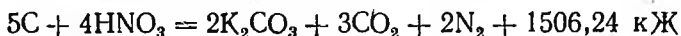
Ўсимлик ва ҳайвонлар организмининг чириши натижасида оқсил моддалар махсус бактериялар таъсирида парчаланиб, азот, аммиак ва аммоний тузларини ҳосил қилади. Гўннинг чиришидан аммиак ҳосил бўлиши юқорида айтиб ўтилган эди. Оқсил моддаларнинг чиришидан азот, аммиак ва аммоний тузлари ҳосил бўлиш процесси *аммонизация* деб аталади. Тупроқ таркибидаги аммоний тузларининг бир қисмини ўсимликлар ўзлаштириб олади, бир қисми эса *нитроловчи* бактериялар таъсирида оксидланиб, нитратлар ҳосил қилади. Нитроловчи бактерияларни 1890 йилда рус олими микробиолог С. Н. Виноградский топган. Бу бактериялар икки хил бўлади: бири *нитрозобактериялар* бўлиб, аммиакни оксидлайди-да, нитрит ҳосил қилади:



Иккинчиси *нитробактериялар*дир. Уларда нитрит кислотани нитрат кислотага қадар оксидлаш хоссаси бор:



Тупроқ таркибида денитроловчи бактериялар ҳам бўлади. Улар зарарли бактериялардир, чунки нитратлар таркибидаги кислоталар ҳисобига органик моддаларни оксидлаш йўли билан ўз ҳаёти учун лозим бўлган энергияни ҳосил қилади:



Демак, улар азот бирикмаларидан азотни қайтаради. Шунинг учун ҳам уларнинг фаолияти биз учун зарарлидир. Тупроқ яхши ҳайдалса, бу бактерияларнинг денитроловчи фаолияти камаяди.

Чақмоқ чақиши натижасида ҳаво таркибидаги эркин азотнинг бирикмага ўтиши, яъни боғланиши азот фиксацияси дейилади. Азот фиксациясининг табиатда яна бошқа йўллари бор. Тупроқ таркибида эркин азотни боғловчи микроорганизмлар (бактериялар) бўлади. Улар ҳаводаги эркин азотни бирикмага айлантиради. Шунинг учун ҳам булар азот боғловчи бактериялар деб аталади. Бу бактерияларнинг бир хили азотобактер деб, иккинчи хили эса *кlostридиум* деб аталади (азотобактер 1891 йилда топилган, *кlostридиум*ни эса 1893 йилда С. Н. Виноградский топган). Азот боғловчи бактериялар бир йилда 1 га ерда 20—50 кг азотни бирикмага айлантиради.

Дуккак (*тугунак*) бактериялари деб аталадиган бактериялар ҳам бор, уларни 1863 йилда М. С. Воронин топган. Бу бактериялар дуккакли ўсимликларнинг — нўхат, ловия, йўнғичқа каби ўсимликларнинг илдизларидаги тугунакларда яшайди ва ҳаводаги эркин азотни ўзлаштириб, бирикмага айлантиради. Дуккак бактериялари бир йилда 1 га ерда 100—400 кг азотни бирикмага айлантириши мумкин. Бу бирикманинг тахминан 30 проценти қўр бўлиб қолади, шунинг учун, масалан, йўнғичқадан сўнг тупроқнинг сифати яхшиланади. Бу нарса деҳқончиликда қадимдан маълум.

Шундай қилиб, табиатда ҳаво таркибидаги эркин азот, бир томондан, чақмоқ чақиши ва азот боғловчи бактерияларнинг фаолияти натижасида бирикмага ўтиб турса, иккинчи томондан, денитроловчи бактерияларнинг фаолияти, ёқилғиларнинг ёниши ва турли ёнғинлар натижасида бирикмалар таркибидаги азот эркин азотга айланиб туради. Қишлоқ хўжалигида кўп ҳосил олиш учун тупроққа сунъий йўл билан тайёрланган турли азотли бирикмалар — минерал ўғитлар соламиз.

1 га ерга минерал ўғит сифатида 1 кг азот солинса, дондан 20 кг, пахтадан 12 кг, картошкадан 100 кг чамаси ортиқ ҳосил олинади.

143- §. Фосфор (phosphorus) P. Фосфорнинг табиатда тарқалиши. Ер пўстлогининг 0,12 процентини фосфор ташкил этади. Фосфор кўпгина элементлар билан, айниқса кислоталар билан жуда осон бирикади. Шунинг учун ҳам табиатда эркин ҳолда учрамасдан, фақат бирикмалар ҳолида учрайди. Табиатда фосфор фақат бир изотоп ҳолида маълумдир, аммо унинг бир неча сунъий изотоплари ҳам олинган. Бу изотопларнинг ҳаммаси радиактивдир.

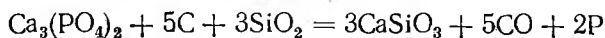
Фосфор ҳаёт учун зарур элемент бўлиб, сут, тухум оқсилли, ҳужайра ядроси, мия ҳамда нерв тўқималаридаги моддалар тарки-

бига киради. Нерв ва миянинг иши каби кўпгина физиологик процессларда фосфорли органик моддалар ҳам иштирок қилади. Усимликларда фосфор асосан, уруғларда ва меваларда йиғилади. Ҳайвон ва инсон суягининг асосий таркибий қисми кальций фосфатдан иборатдир.

Табиатда учрайдиган фосфорли минералларнинг энг муҳимлари: фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва таркибида $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ дан ташқари, яна CaCl_2 ёки CaF_2 бўлган апатитдир. Апатитнинг энг катта кони Кола ярим оролида Хибин тоғида, фосфоритнинг конлари Уралда, Москва ёнида, Қозоғистонда — Актюбинскда, Жанубий Қозоғистонда — Қоратаудадир (бундаги фосфорит запаслари млрд. т лар деб мўлжалланади). Бу конлар Ўрта Осиё пахта далаларига фосфорли ўғитлар етиштириб берувчи заводларни хом ашё билан таъминлаб туради. Хибин конлари дунёда биринчи ўринни, Каратау конлари эса иккинчи ўринни эгаллайди.

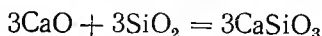
Фосфорни 1669 йилда алхимик Бранд топган. У сийдикни қуруқ ҳайдаганда қоронғида ёруғланувчи модда — фосфор ҳосил бўлган. «Фосфор» сўзининг маъноси ёруғлик ташувчи (грекча «фос» — ёруғлик, «форос» — ташувчи демакдир).

Фосфорнинг олиниши. Фосфор апатит ва фосфоритдан олинади. Бунинг учун апатит ёки фосфорит кўмир ва қум (SiO_2) билан аралаштирилиб, электр печида қиздирилади:

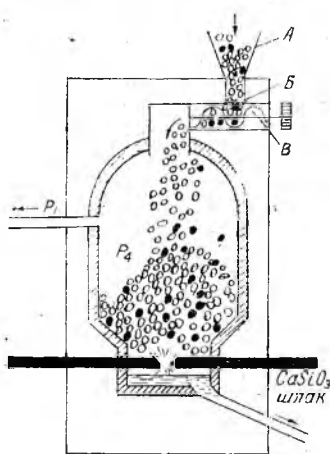
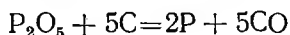


Бу реакцияни қўйидагича тушуниш мумкин. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ қиздириш натижасида CaO билан P_2O_5 га ажралади.

CaO билан SiO_2 бирикиб, CaSiO_3 ҳосил қилади:



P_2O_5 таркибидаги кислородни кўмир бириктириб олиши натижасида фосфор ажралиб чиқади:



67- расм

67- расмда фосфорнинг олиниши кўрсатилган. Фосфор минерали, қум ва кўмрдан иборат аралашма *A* воронка орқали аввал *B* га солинади, сўнгра *B* транспортёр ёрдами билан печга киритилади. Аралашма печга киритилганда фосфор буғи воронка орқали чиқиб кета олмайди. Фосфор буғи турли газ қўшимчалари билан бирга печнинг юқорисидаги труба орқали конденсаторга чиқади, конденсатордан йиғиб олинади ва ингичка таёқча шаклида қолипларга қуйилади. Печь тагида тўпланадиган суюқ шлак маълум вақтларда тешик орқали ташқарига чиқарилади.

Фосфорнинг хоссалари. Фосфорнинг бир неча аллотропик шакл ўзгариши бор. Булар орасида энг муҳимлари оқ ва қизил фосфордир.

Оқ фосфор мумдайд юмшоқ тиниқ модда бўлиб, ўзига хос ҳид бор; солиштирма оғирлиги 20° да $1,82$ га тенг; $t_c = 44,1^\circ$, $t_{қай} = 280^\circ$. Оқ фосфор сувда ва спиртта оз миқдорда эрийди; бензол, эфир, аципидарда ва карбон сульфидда яхши эрийди. Оқ фосфор тўрт атоми ва «тетраэдр» шакли молекулалардан иборат. Унинг кристаллари ҳам шу молекулалардан тузилган, яъни у молекуляр панжарага эга.

Оқ фосфор ниҳоятда актив модда бўлиб, температураси 50° да ортиши билан ёниб кетади; пичоқ билан кесганда бўладиган тиниқ қаланишдан ҳам ёниб кетиши мумкин. Шунинг учун у доимо қоронғи жойда сув тагида сақланиб, сув тагида кесилади. Агар оқ фосфор кукун ҳолида бўлса, ҳавода дарҳол ёниб кетади. Оқ фосфорни углерод сульфидда эритиб, эритмани филтер қоғоз устига қўйсақ, углерод сульфид буғланиб кетади-да, фосфор майда кукун ҳолида қолади ва ҳаво таъсирида оксидланиб ёна бошлайди.

Қоронғи жойда фосфор ёруғланади, чунки у оз бўлса-да, доимо буғланиб туради, фосфор буғи ҳаво кислороди таъсирида оксидланиш натижасида шуълаланади.

Оқ фосфор ниҳоятда заҳарлидир. $0,1$ грамиёқ одамни ўлдиради*. Фосфорни қўл билан ушлаш ярамайди, чунки у қўлда турганда ёниб кетса, ёмон яра ҳосил қилиб, кишига азоб бериши мумкин**.

Оқ фосфор узоқ вақт ёруғликда сақланса, фосфорнинг иккинчи аллотропик шакл ўзгаришига — қизил фосфорга айланади. Аммо оқ фосфорни $250\text{—}300^\circ$ да ҳавосиз жойда қиздириш йўли билан уни тезгина қизил фосфорга айлантириш мумкин.

Қора фосфор. $12\,000$ атм. босим ва 200° температурада оқ фосфор бошқа шакл ўзгаришга, яъни қора фосфорга дарҳол айланади. Симоб катализатори иштирокида 380° ва 3000 атм босим остида ҳам қора фосфор ҳосил қилиш мумкин. Фосфорнинг бу шакл ўзгариши қора тусли, электр ўтказувчан кристалл модда бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги $2,7$ га тенг; у 490° да ёниб кетади. Қора фосфор оқ фосфорга нисбатан кам актив бўлиб, химиявий хоссалари жиҳатидан қизил фосфорга ўхшаб кетади, аммо қора фосфор нам ҳавода қизил фосфордан тезроқ оксидланади.

Қизил фосфор — тўқ қизил, гунафша товланувчи кукун. 20° да унинг солиштирма оғирлиги $2,2$ га тенг. Қизил фосфор заҳарли эмас, углерод сульфидда ва сувда эримайди. Қизил фос-

* Фосфор билан заҳарланганда дарҳол қайт қилиш керак. Энг яхши чора ҳар 5 минутда CuSO_4 нинг 2% ли эритмасидан 1 чой қошиқда ичиб туришдир. CuSO_4 нинг 2% ли эритмаси ҳам қайт қилдиради, ҳам фосфорни мис фосфоритга айлантиради. Фосфор билан заҳарланганда ёғ ва сут каби овкатлардан парҳез қилиш лозим, чунки фосфорнинг уларда эриб, организмга сингиб кетиш хавфи бор.

** Фосфордан бирор жой куйса, бу жойни дарҳол аввал KMnO_4 нинг суюқ эритмаси ёки AgNO_3 нинг 10% ли эритмаси билан, сўнгра сув билан яхшилаб ювиш ва боғлаш керак.

форнинг химиявий активлиги оқ фосфорнинг химиявий активлигидан анча кам. Қизил фосфор юқори босим остида 590° да суюқланади. Кейинги вақтда қизил фосфорнинг айрим бир шакл ўзгариши бўлмасдан, бир неча шакл ўзгаришлардан иборат эканлиги аниқланмоқда.

Фосфор буғланганда, унинг қайси шакл ўзгариши буғланишидан қатъи назар, фосфор буғи ҳосил бўлаверади.

Фосфор буғларининг молекулалари 800° гача P_4 дан, бундан юқори температурада эса P_2 дан иборатдир.

Оқ фосфор билан қизил фосфорнинг химиявий ҳоқсалари бирибидан анча фарқ қилади: оқ фосфор паст температурада ҳам реакцияга киришаверади. Масалан, хлор оқимида у ўз-ўзидан ёниб кетади, 40° да эса ҳаво кислороди таъсирида ёнади. Қизил фосфор 240° дагина ҳаво кислородида ёнади.

Умуман, фосфор ниҳоятда актив элемент бўлиб, кислород, га-логенлар, олтингугурт ва металллар билан шиддатли равишда реакцияга киришади. Юқори температурада у ҳатто платинага ҳам таъсир этади.

Фосфорнинг ишлатилиши. Фосфор ўтган асрнинг 30-йилларидан бошлаб, гугурт тайёрлашда ишлатила бошлади. У вақтларда гугурт оқ фосфор, олтингугурт ва кислороди кўп моддалар: бертоле тузи $KClO_3$, сурик Pb_3O_4 , марганец (IV)-оксид MnO_2 дан тайёрланар эди. Фосфорни ҳаво таъсирдан сақлаш учун гугурт парафин билан қопланар эди. Гугурт девор ёки бирор нарсага суркалса, дарҳол ёниб кетарди. Оқ фосфор заҳарли бўлганидан гугурт фабрикасида ишлайдиган ишчилар соғлиғига жуда кўп зиён етказар эди. Оқ фосфор заҳарли ва тез оксидланувчи бўлганлиги учун гугурт ишлаб чиқаришда ундан фойдаланиш таъқиқланган. Ҳозирги вақтда унинг ўрнига қизил фосфор ишлатилади.

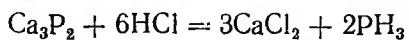
Ҳозирги вақтда гугурт дориси бертоле тузи, олтингугурт, шиша кукуни ва елим аралашмасидан тайёрланади, гугурт қутичаси ёнига қизил фосфор, сурьма (III)-сульфид Sb_2S_3 ва елим аралашмаси суркалади. Бу моддалардан тайёрланган гугурт хавфсиз бўлади.

Фосфор изотопи синган суякнинг тез битишига ёрдам бериши аниқланган.

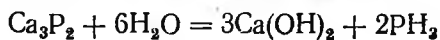
Фосфор ёнганда қуюқ оқ тутун — фосфаг ангидрид P_2O_5 ҳосил бўлади. Шунинг учун ҳам фосфор урушда тутун булутлари ҳосил қилишда ишлатилади.

144-§. Фосфорнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари. Фосфорнинг водород билан ҳосил қилган уч хил бирикмаси маълум: газ ҳолатдаги водород фосфид PH_3 , суюқ ҳолатдаги водород фосфид P_2H_4 ва қаттиқ ҳолатдаги водород фосфид $P_{12}H_6$.

PH_3 фосфин деб ҳам аталади. Кальций фосфид Ca_3P_2 га ёки магний фосфид Mg_3P_2 га хлорид кислота таъсир эттирилса, фосфин ҳосил бўлади:



Ca_3P_2 га сув таъсирдан ҳам PH_3 ҳосил бўлади:



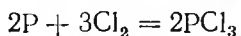
PH_3 дан сасиган балиқ ҳиди келади. У заҳарли бўлиб, сувда бир оз эрийди, ҳавода 150° да ёнади; $t_c = -132,5^\circ$, $t_{\text{қай}} = -85^\circ$. PH_3 ҳам NH_3 га ўхшаш кислоталар билан, масалан, HCl , HBr , HI билан бирикиб, PH_4Cl , PH_4Br , PH_4I каби *фосфоний* тузларини ҳосил қилади. Аммо фосфиннинг асос хоссалари жуда заиф, шунинг учун ҳам унинг сувдаги эритмасида асос хоссалари бўлмайди. Фосфин кучсиз кислоталар билан реакцияга киришмайди, фақат кучли кислоталар билан реакцияга киришиб фосфиний тузлари ҳосил қилади. Фосфиний тузлари беқарор тузлар бўлиб, буғлатилганда ва сувда эритилган вақтда парчаланиб кетади.

Ca_3P_2 га сув ёки HCl таъсир эттириш йўли билан олинган PH_3 тоза бўлмайди, у билан бирга озгина суюқ водород фосфид P_2H_4 ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган водород фосфид рангсиз суюқликдир; $t_{\text{қай}} = 58 - 99^\circ$ да қотади, одатдаги шароитда эса ҳавода алангаланиб кетади. PH_3 ҳосил бўлганда у билан бирга чиқаётган P_2H_4 ҳавога тарқалгани билан ёна бошлайди ва фосфинни ҳам ёндириб юборади. Агар PH_3 нинг ёлғиз ўзигина ҳосил бўлса, у ёниб кетмас эди, чунки у ҳавода фақат 150° дагина ёнади.

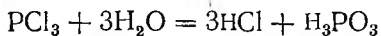
Қаттиқ ҳолатдаги водород фосфид P_{12}H_6 сариқ кукундир. Бу модда суюқлантирилган фосфорда эритилиб, унинг молекуляр оғирлик криоскопик йўл билан топилган; унинг формуласи P_{12}H_6 билан ифодаланади. Унда кучсиз кислота хоссалари бор. Бу хоссалари жиддатидан уни азоимид кислотага ўхшатиш мумкин.

145-§. Фосфорнинг галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари. Фосфор галогенлар билан уч ва беш валентли бўлиб бирикиб, PF_3 , PF_5 типдаги бирикмалар ҳосил қилади. Ҳамма галогенларнинг бундай бирикмалари бор, фақат йоднинг PJ_5 бирикмаси номаълум. Бундан PCl_3 ва PCl_5 гина амалий аҳамиятга эга.

Фосфор қуруқ хлор билан шиддатли реакцияга киришиб ёниш натижасида фосфор (III)- хлорид PCl_3 ҳосил бўлади:

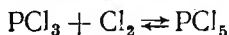


PCl_3 ўткир ҳидли рангсиз суюқлик; $t_{\text{қай}} = 75^\circ$, нам ҳавода тутади, сув таъсирида эса батамом гидролизланади.



Бунда хлорид ва фосфит кислоталар ҳосил бўлади; шунинг учун ҳақ PCl_3 *галоген ангидрид* деб аталади.

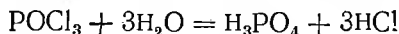
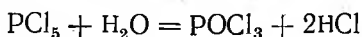
Агар хлорнинг миқдори мўл бўлса, PCl_3 га яна бир молекула хлор бирикиб, фосфор (V)- хлорид PCl_5 ҳосил бўлади:



Одатдаги шароитда мувозанат ўнгга, 300° дан юқори температурада эса чапга силжийди.

PCl_5 рангсиз кристалл модда, 160° да парчланади, босим остида 148° да суюқланади.

PCl_5 ҳам сув таъсирида парчаланиб, хлорид ва фосфат кислота H_3PO_4 ҳосил қилади, реакция икки босқичда боради:



Оралиқ модда POCl_3 *фосфор оксихлорид* деб аталади. У рангсиз, тutowчи суюқ модда; $t_c = 2^\circ$, $t_{\text{қай}} = 105,5^\circ$.

PCl_3 , PCl_5 , POCl_3 буғлари заҳарли. Буларнинг учаласи ҳам органик моддалар синтез қилишда ишлатилади.

Фосфор (III)-бромид PBr_3 рангсиз, тutowчи суюқлик; $t_c = -40^\circ$, $t_{\text{қай}} = 175,3^\circ$.

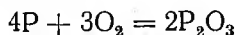
Фосфор(V)-бромид PBr_5 сариқ кристалл модда; $t_c = 106^\circ$.

Фосфор (III)-йодид PI_3 қизил кристалл модда; $t_c = 61^\circ$.

Фосфор (III)-фторид PF_3 ва фосфор (V)-фторид PF_5 рангсиз газ-симон моддалардир.

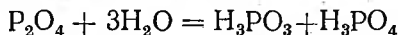
146-§. Фосфорнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Фосфорнинг оксидлари. Фосфорнинг P_2O_3 , P_2O_4 , P_2O_5 оксидлари бор.

Фосфор (III)-оксид P_2O_3 . Фосфор ҳаво кам жойда ёнганда ёки секин оксидланганда, асосан, P_2O_3 ҳосил бўлади:

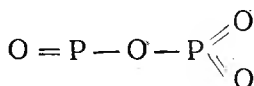


P_2O_3 оқ кристалл модда, $t_c = 23,8^\circ$, $t_{\text{қай}} = 173^\circ$; унча юқори бўлмаган температурадаги буғининг молекуласи P_4O_6 формула билан ифодаланади. Фосфор (III)-оксид ниҳоятда заҳарли, қоронғида ёруғланади, чунки аста-секин оксидланиб боради. Оксидланганда ҳам, ёнганда ҳам P_2O_5 га айланади. P_2O_3 сув билан бирикиб, фосфит кислота ҳосил қилади. Шунинг учун P_2O_3 фосфит ангидрид деб аталади.

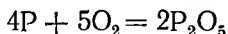
Фосфор (IV)-оксид. P_2O_4 ялтироқ кристалл модда; $t_{\text{қай}} = 180^\circ$; унинг сув билан реакцияга киришувидан фосфит кислота H_3PO_3 ва фосфат кислота H_3PO_4 ҳосил бўлади:



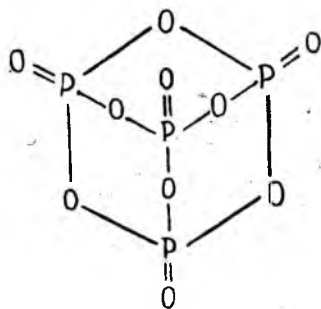
Шунинг учун P_2O_4 аралаш ангидрид деб, таркибидаги фосфор атомларининг бири уч валентли, иккинчиси эса беш валентли деб қаралади:



Фосфор (V)-оксид P_2O_5 . Фосфор ҳаво етарли жойда ёнганда P_2O_5 ҳосил бўлади:

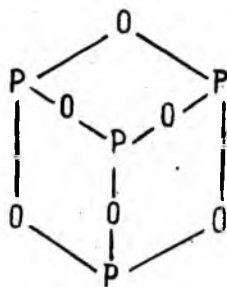


Фосфор (V)-оксид бугининг зичлиги орқали молекуляр оғирлиги ўлчаниб, унинг формуласи P_4O_{10} эканлиги аниқланган. Фосфор (V)-оксид молекуласи бир тетраэдрдан иборат бу тетраэдр эса тўртта кичик тетраэдрдан иборат. Ҳар тўрт кислород атомидан тузилган тетраэдрлар ичида биттадан фосфор атоми туради. Демак, иккала кичик тетраэдр орасида биттадан умумий кислород атоми бўлади:

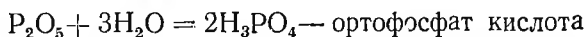
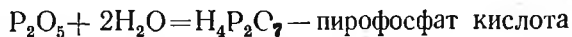
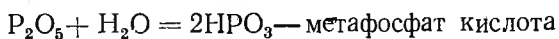


Фосфор (III)-оксид молекуласининг тузилиш схемаси қуйидагича:

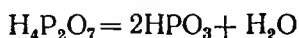
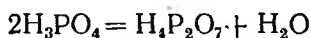
Фосфор (III)-оксид молекуласи P_4O_6 , фосфор (V)-оксид молекуласи эса P_4O_{10} таркибга эга эканлиги исбот қилинган бўлсада, кўпинча қулайлик учун улар P_2O_3 ва P_2O_5 ҳолида ёзилади. P_2O_5 — оқ аморф кукун; $t_c = 563^\circ$; 347° да учади. P_2O_5 сувни яхши шимиб ёйилади. У фақат ҳаводаги намнигина эмас, ҳатто бирикмалар таркибидаги химиявий бириккан сувни ҳам тортиб олади; у сувга ўч бўлгани учун газларни, суюқликларни қуритишда ва баъзи моддалардан сувни тортиб олишда, айниқса, органик химияда кўп ишлатилади.



147- §. Фосфат кислоталар ва уларнинг тузлари. Температурага қараб, P_2O_5 ўзига турли миқдорда сув бириктиради.



Метафосфат кислота HPO_3 . Одатдаги температурада P_2O_5 га сув бирикишидан метафосфат кислота ҳосил бўлади. Ортофосфат кислотани қиздириш йўли билан ҳам метафосфат кислота олиш мумкин. Бунда аввал (210° дан озроқ юқорида) пирофосфат кислота, сўнгра метафосфат кислота ҳосил бўлади:



Метафосфат кислотанинг тузилиши: $\text{H}-\text{O}-\text{P}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{array}$. Бу формула

унинг энг оддий формуласидир, ҳақиқатда, метафосфат кислота молекулалари полимерланган бўлади. Унинг формуласи $(\text{HPO}_3)_n$ ҳолида ёзилади. Бунда $n = 3$ ва ундан ҳам ортиқ бўлиши мумкин. $(\text{HPO}_3)_3$, яъни $\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_9$, *триметафосфат кислота* деб, $(\text{HPO}_3)_4$, яъни $\text{H}_4\text{P}_4\text{O}_{12}$ эса *тетраметафосфат кислота* деб аталади. Аммо, қудайлик учун, буларнинг ҳаммаси донмо HPO_3 ҳолида ёзилади.

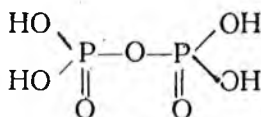
Метафосфат кислота — барқарор бир негизли, рангсиз, тиниқ, заҳарли модда бўлиб, сувда эрийди. Агар унинг эритмаси қайнатилса, ёки узоқ вақт туриб қолса, ўзига сувни бириктириб олиб, ортофосфат кислотага айланади:



HPO_3 нинг тузлари *метафосфатлар* деб аталади.

Пирофосфат кислота $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Ортофосфат кислотани қиздириш йўли билан пирофосфат кислота ҳосил қилиш мумкинлиги юқорида айтиб ўтилган эди.

Пирофосфат кислотанинг тузилиши:

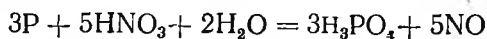


$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — шишасимон модда бўлиб, сувда яхши эрийди, эритмасининг ҳавода узоқ туриб қолишидан ёки қайнатилишидан ортофосфат кислота ҳосил бўлади.

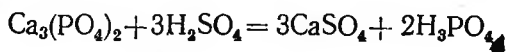
Пирофосфат кислота тўрт негизли кислотадир, аммо унинг икки қатор тузи маълум: $\text{Me}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Me}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$.

Ортофосфат кислота H_3PO_4 . Фосфат кислоталар орасида энг муҳими ортофосфат кислотадир. У, кўпинча, туғридан-туғри *фосфат кислота* деб ҳам аталади. Табиатда фосфор, кўпинча, шу кислотанинг тузлари — *фосфатлар* тарзида учрайди.

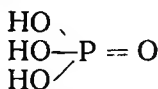
Фосфорни нитрат кислота таъсирида оксидлаш йўли билан ҳам H_3PO_4 ҳосил қилиниши мумкин:



Техникада эса H_3PO_4 асосан, кальций фосфатга ортиқча миқдор сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан олинади:



Фосфат кислотанинг тузилиши:



H_3PO_4 — рангсиз, тиниқ ромбик кристаллардан иборат; кристаллари ҳавода намни тортиб олиб ёйилади; $t_c = 42,3^\circ$, сувда яхши эрийди, уч негизли, кучи ўртача. 18° да $K_1 = 8,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,0 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 1,8 \cdot 10^{-12}$.

Фосфат кислота уч қатор туз: Me_3PO_4 фосфатлар (бошқача айтганда, учламчи фосфатлар), Me_2HPO_4 гидрофосфатлар (бошқача айтганда, иккиламчи фосфатлар) ва MeH_2PO_4 дигидрофосфатлар (бошқача айтганда, бирламчи фосфатлар) ҳосил қилади.

Дигидрофосфатлар сувда яхши эрийди, гидрофосфат ва фосфатларнинг ишқорий металл тузларигина сувда эрийди, бошқа металл тузлари эса сувда эринмайди.

Фосфат кислотанинг тузлари кўпгина соҳаларда ишлатилади. Масалан, полифосфатлар (фосфатларнинг полимерлари) металл ускуналарни коррозиядан сақлашда, кўнчилик, тўқимачилик ва озиқ-овқат саноатида ювувчи модда сифатида ишлатилади. Фосфат кислота тузлари қишлоқ хўжалиги учун айниқса катта аҳамиятга эга.

Фосфорли ўғитлар. Фосфор ҳаёт учун энг муҳим элемент бўлганидан, азот ва калий сингари, катта аҳамиятга эгадир. Фосфор хўжайралар протоплазмаси таркибига, хромосом, вируслар ва ферментлар таркибига киради, ўсимлик ва ҳайвонлар организмада фосфор бўлади, фосфор ҳаёт ва тафаккур элементи деб юритилади.

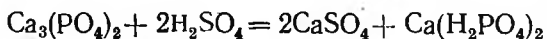
Фосфор элементи номаълум бўлган вақтларда ер гўнг ва кул билан ўғитланган, ўсимликнинг фосфорга бўлган эҳтиёжи шу йўл билан бир қадар таъмин этилган.

Фосфорли ўғитлар масаласини рус олимлари А. Н. Энгельгардг, В. В. Докучаев, П. А. Костичев, Д. Н. Прянишников ҳал қилдилар ва бу ўғитлар мамлакатимизда кенг ишлатила бошлади. Совет олимлари бу соҳада ҳозирда ҳам кўп илмий текшириш ишлари олиб бормоқдалар.

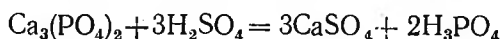
Фосфорит ва апатит. Фосфорнинг табиий бирикмалари — фосфорит ва апатитлар сувда эринмайдиган ва ўсимликлар ёмон ўзлаштирадиган учламчи фосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ҳолида бўлади. Агар фосфорит ва апатитларни кукун ҳолига келтириб, улар кислотали тупроққа солинса, у секин-аста эриб ўсимликнинг фосфорга бўлган эҳтиёжини таъминлайди.

Суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Фосфорли ўғитлар орасида энг муҳими суперфосфатдир.

Майдаланган табиий фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ бир молекуласига икки молекула сульфат кислота тўғри келадиган нисбатда аралаштирилса, қуйидаги реакция боради:



Бу реакция натријасида ҳосил бўлган гипс ва кальций дигидрофосфатдан иборат аралашма *оддий суперфосфат* деб аталади. $\text{Ca}_3(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — сувда яхши эрийдиган туз бўлганлиги учун уни ўсимлик осон ўзлаштиради ва шу сабабли яхши ўғит ҳисобланади. Аммо суперфосфат таркибидаги гипс CaSO_4 ўсимликлар учун фойдасиз модда бўлганлигидан, сулфосфатни ишлатиладиган жойларга юборишда ортиқча юк бўлади. Шунинг учун ҳам узоқ жойларга юбориладиган суперфосфат гипсиз тайёрланади. Шу мақсадда бир молекула $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ га уч молекула ҳисобида H_2SO_4 таъсир эттирилади;

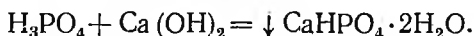


Ҳосил бўлган фосфат кислота CaSO_4 чўкмасидан ажратиб олинади ва фосфоритга таъсир эттирилади:



Бундай усул билан олинган суперфосфат таркибида CaSO_4 бўлмайди. У фақат кальций дигидрофосфатдан иборат бўлгани учун *қийин суперфосфат* деб аталади. Суперфосфат Ўзбекистонда Қўқон ва Самарқанд, Қозоғистонда Жамбул, Туркменистонда Чоржўй суперфосфат заводларида тайёрланади.

Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Фосфат кислотага сундирилган оҳак таъсир эттириш йўли билан преципитат ҳосил қилинади:



Преципитат ҳам яхши ўғитдир. У кислотали тупроқларда яхши эрийди.

Аммофос ва диаммофос. Фосфат кислотани аммиак билан нейтраллаб, аммофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ва диаммофос $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ олинади; улар таркибида ўсимлик учун зарур бўлган элементлардан азот ҳам, фосфор ҳам бўлгани учун яхши ўғит ҳисобланади. Бу ўғитлар борган сари кўп ишлатилмоқда.

Илмий текшириш ишлари Ўрта Осиёнинг карбонатли тупроғида ғўза учун суперфосфатдан кўра аммофос фойдалироқ эканлигини кўрсатди ва ҳозир Қўқон, Самарқанд, Олмалиқ суперфосфат заводидида аммофос ишлаб чиқарила бошланди.

Азофоска. Калий нитрат ва аммоний гидрофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ эритмаларини аралаштириб, азофоска кристаллари ҳосил қилинади. Демак, азофоска KNO_3 ва $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ дан иборат бўлиб, унинг таркибида ўсимликлар учун зарур бўлган К, N, P бор, шунинг учун ҳам, у яхши ўғитдир.

Ҳозир Ўзбекистонда қатор йирик химия комбинати азотли ва фосфорли ўғитлар ишлаб чиқармоқда.

148- §. Мишьяк (Arsenicum) As. Табиатда учраши. Мишьяк табиатда реалъгар As_4S_4 , аурипигмент As_2S_3 , мишьякли темиртош (ёки

мишьяк колчедани) FeAsS минераллари ҳолида учрайди. Мишьяк бирикмалари бошқа металл рудаларига озгина аралашган ҳолда ҳам учрайди. Мишьяк бирикмалари жуда оз миқдорда ҳайвон, ўсимлик организмларида ва тупроқда учрайди. Эркин мишьяк табиатда ниҳоятда сийрак учрайди. Ер пўстлоғида оғирлик жиҳатидан $5 \cdot 10^{-4} \%$ мишьяк бор. Мишьяк Ўзбекистонда Қальмак конида учрайди. Табиатда мишьякнинг фақат бир изотопи бор, аммо сунъий йўл билан бир неча изотоп олинган.

Мишьякнинг олиниши ва хоссалари. Мишьяк, кўпинча, мишьякли темиртош FeAsS дан олинади. Бунинг учун у ҳавосиз жойда қиздирилади, қиздириш натижасида эса FeS билан As га ажралади. Ҳосил бўлган As сублиматланади ва совитилгандан сўнг қаттиқ ҳолатга ўтади.

Мишьякнинг α , β , γ -аллотропик шакл ўзгаришлари бор. Улар орасида энг барқарори α -мишьякдир. Мишьяк олишнинг юқорида кўрсатилган усулида ҳам унинг α -шакли ҳосил бўлади. Мишьяк кул ранг кристалл модда бўлиб, металл каби ялтирайди. Унинг солиштирама оғирлиги 5,7 электр токини ва иссиқликни оз ўтказади, сувда эрмайди. Концентрланган нитрат кислота ва зар суви мишьякни арсенат кислотага қадар, суюлтирилган нитрат кислота, концентрланган сульфат кислота ва қайноқ ишқорлар эса арсенит кислотага қадар оксидлайди. Бу мишьяк, баъзан, *металл мишьяк ёки кул ранг мишьяк* деб ҳам аталади.

γ -мишьяк — мумдай юмшоқ, сариқ тусли тиниқ кристалл модда бўлиб, бир оз иситилгани биланоқ ёки ёруғлик таъсирида α -мишьякка айланади, осон оксидланади, қоронғида ёруғланади, CS_2 да эрийди, солиштирама оғирлиги 2,0 га тенг.

β -мишьяк — қора аморф кукун, қийин оксидланади, солиштирама оғирлиги 4,7 га тенг, 285° га қадар иситилганда α -мишьякка айланади.

Мишьякнинг ҳамма аллотропик шакл ўзгаришлари иситилганда суюқланмасдан ҳайдалади, яъни сублиматланади. Бугларининг зичлиги бўйича топилган молекуляр массаси As_4 формулага тўғри келади.

Мишьяк ҳавода секин оксидланади. Сариқ мишьяк (γ) ҳавода тез оксидланади. Иситилганда 400° да ёниб, As_2O_3 ҳосил қилади. Юқори температурада кўпгина металл ва металлмаслар билан реакцияга киришади.

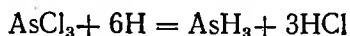
Бирикмаларда мишьяк манфий уч валентли, мусбат уч валентли ва мусбат беш валентли бўлади. Мишьякда амфотер хоссалари бор, яъни унинг бирикмаларида ҳам металл, ҳам металлмас хоссалари кўринади.

Мишьякнинг барча бирикмалари заҳарлидир.

Сочма ўқни қаттиқ қилиш учун унга оз миқдорда мишьяк қўшилади. Баъзан, юқори температурада оксидланишини камайтириш учун мисга ҳам мишьяк қўшилади. Мишьякнинг энг кўп миқдори мишьяк бирикмалари тайёрлашга кетади.

149- §. Мишьяк бирикмалари. Мишьякнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари. Мишьякнинг водород билан ҳосил

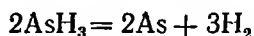
қилган бир неча бирикмаси бор. Булар орасида энг аҳамиятлиси *арсин* AsH_3 дир. Мишьяк бирикмасига атомар водород таъсиридан арсин ҳосил бўлади:



Бу ердаги атомар водород руҳга хлорид кислота таъсиридан ҳосил қилинади. Бунда қуйидагича реакция боради:

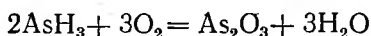


Арсиндан саримсоқ ҳиди келади: у ниҳоятда заҳарли, рангсиз газ. У сувда оз эрийди. Арсин фосфинга нисбатан беқарор модда бўлиб, озгина иситилгандаёқ мишьяк билан водородга ажралади:

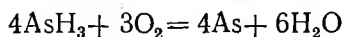


Бирор бирикма таркибида As борлиги 68-расмда кўрсатилган асбоб ёрдами билан аниқланади. Бунинг учун шиша идишга тоза Zn ва HCl солиниб, улар устига озгина мишьяк бирикмаси қўшилади. Zn ва HCl таъсиридан атомар водород ажралиб чиқади. Ажралиб чиқаётган актив водороднинг мишьякка таъсиридан AsH_3 ҳосил бўлади. AsH_3 газни $CaCl_2$ тўлдирилган U-симон най орқали қуриб ўтади ($CaCl_2$ намни шимиб қолади). Найдан бораётган қуруқ AsH_3 қиздириш натижасида As билан H_2 га ажралади. As майда кукун ҳолида ҳосил бўлиб, найнинг ички доворларига ёпишиб қолади. Натижада мишьяк кўзгу ҳосил бўлади. Ажралиб чиқаётган H_2 найнинг учида ёниб, сув буғига айланади.

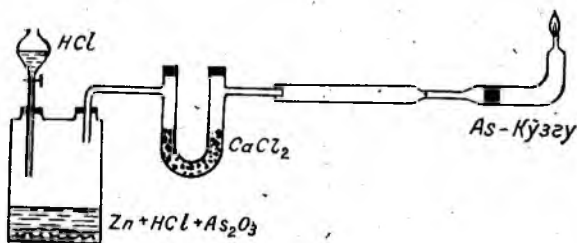
Арсин ёқилганда кўкимтир аланга билан ёнади ва арсенит ангидридга айланади:



Агар арсин алангасига чинни тигель тутиб турилса, аланганинг температураси пасаяди, натижада AsH_3 нинг чала ёнишидан тигель устида кул ранг тусли мишьяк ҳосил бўла бошлайди:



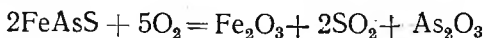
Мишьякнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Мишьякнинг кислород билан ҳосил қилган иккита бирж-



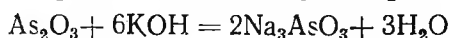
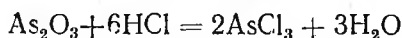
68- расм.

маси бор: As_2O_3 арсенит ангидрид (бошқача айтганда, мишьяк (III)-оксид) ва As_2O_5 арсенат ангидрид (бошқача айтганда, мишьяк (V)-оксид).

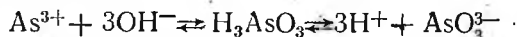
Арсенит ангидрид As_2O_3 . Арсенит ангидрид *маргумуш* деб ҳам аталади. Мишьякнинг ёки мишьяк рудаларининг ёнишидан As_2O_3 ҳосил бўлади.



As_2O_3 ниҳоятда заҳарли модда бўлиб, сувда оз эрийди. Сувда эриганда арсенит кислота ҳосил бўлади. As_2O_3 да амфотерлик хоссалари бўлганлиги учун у кислоталар билан ҳам, ишқорлар билан ҳам реакцияга киришади:



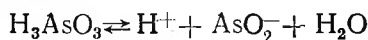
Na_3AsO_3 — натрий арсенит, бу модда арсенит кислотанинг тузидир. Арсенит кислота H_3AsO_3 соф ҳолда олинган эмас, эритма ҳолидагина маълум. Агар унинг эритмаси буғлатилса, арсенит кислота парчаланиб кетади; у қуйидагича диссоциланади:



Агар H_3AsO_3 эритмасига кислота қўшилса, мувозанат бузилиб, чап томонга силжийди. H_3AsO_3 эритмасига ишқор қўшилганда ҳам мувозанат бузилади, аммо у ўнг томонга силжийди ва арсенит кислотанинг тузи — *арсенит* ҳосил бўлади. Демак, арсенит кислотада амфотерлик хоссаси ҳам бор, лекин арсенит кислотанинг кислоталик хоссалари асослик хоссаларидан озгина ортиқ бўлгани учун у кучсиз кислота ҳисобланади.

$$K_{1, \text{кис}} = 6 \cdot 10^{-6}, K_{1, \text{асос}} = 1 \cdot 10^{-14} (25^\circ \text{да})$$

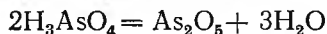
Арсенит кислота кислоталар сингари диссоциланганда сув ажралиб чиқиши мумкин:



AsO_2^- ионга мувофиқ келадиган тузлар $MeAsO_2$ *метаарсенитлар* дейилади.

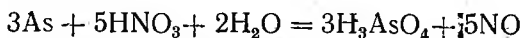
H_3AsO_3 да қайтариш хоссалари бор. Ишқорий муҳитда арсенит кислотанинг қайтариш хоссалари кислотали муҳитдаги қайтариш хоссаларига қараганда кучлидир.

Арсенат ангидрид, яъни мишьяк (V)-оксид As_2O_5 . Мишьякни кислород билан бевосита бириктириш орқали арсенат ангидрид олиб бўлмайди. Унинг гидрати бўлган арсенат кислотани эҳтиётлик билан иситиш орқали As_2O_5 ҳосил қилиш мумкин:



As_2O_5 оқ тусли шишасимон модда, ҳавода намни шимиб, ёйилиб кетади; сув билан бирикиб, арсенат кислота H_3AsO_4 ҳосил қилади.

Арсенат кислота H_3AsO_4 . Мишьякни ёки мишьяк (III)- оксидни кучли оксидловчилар таъсирида оксидлаш йўли билан H_3AsO_4 олинади. Масалан, мишьякни қайноқ нитрат кислота билан оксидлаб, H_3AsO_4 олиш мумкин:



H_3AsO_4 нинг сувдаги концентрланган эритмасидан $2H_3AsO_4 \cdot H_2O$ таркибли рангсиз, ҳавода ёйилувчи майда кристаллар чўкади.

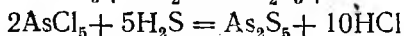
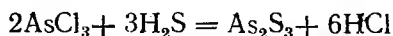
H_3AsO_4 сувда яхши эрийди. У уч негизли кислота бўлиб, унинг кислоталик кучи ўртача, фосфат кислота кучидан бир оз кам.

Ионланиш константи: $K_1 = 5 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 4 \cdot 10^{-5}$, $K_3 = 6 \cdot 10^{-10}$ (25° да).

H_3AsO_3 нинг кучсиз, H_3AsO_4 нинг эса ўрта кучли кислота бўлиши мишьяк валентлигининг ортиши билан кислотали хоссалари ортиб боришини кўрсатади. H_3AsO_4 нинг тузлари *арсенатлар* дейилади.

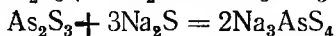
Метафосфат ва пирофосфат кислоталарга ўхшаш, мишьякнинг ҳам мета ва пиро кислоталари $HAsO_3$, $H_4As_2O_7$ бор.

Мишьякнинг сульфидлари ва сульфотузлари. Мишьякка олтингугурт қўшиб қиздириш йўли билан As_2S_3 , As_2S_5 сульфидлар ҳосил қилиниши мумкин. Таркибида уч [ва беш валентли мишьяк ионлари бўлган тузлар эритмасидан H_2S ўтказиб, As_2S_3 ва As_2S_5 ҳосил қилиш қулайроқ:

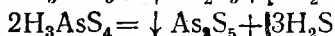
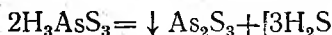


As_2O_3 ва As_2O_5 сариқ туели кукунлардир.

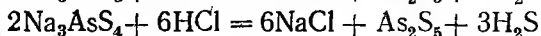
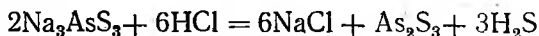
Мишьяк сульфидлари сувда ва кислоталарда (ҳатто концентрланган хлорид кислотада ҳам) эримайди. Аммо ишқорий муҳит берадиган туз эритмаларида, масалан K_2S , Na_2S ва $(NH_4)_2S$ эритмаларида эриб, *сульфотузлар* (*тиотузлар*) деб аталувчи моддаларни ҳосил қилади. Кислород элементи ўрнида олтингугурт тутган кислоталар, масалан, тиоарсенит кислота H_3AsS_3 ва тиоарсенат кислота H_3AsS_4 *сульфокислоталар* ёки *тиокислоталар* деб аталади, уларнинг тузлари эса *сульфотузлар* ёки *тиотузлардир*:



NH_4 , Na , K ларнинг тиоарсенит ва тиоарсенатлари сувда эрийди, улар эритмада ҳам, эркин ҳолда ҳам барқарордир. Тиокислоталар эса беқарордир:



Тиоарсенит ва тиоарсенатга кислота таъсир эттирилганда тиокислота ҳосил бўлади. У беқарор бўлганлиги учун дарҳол парчаланиб, As_2S_3 , As_2S_5 лар ҳосил қилади:



Мишьяк бирикмаларининг ишлатилиши. Мишьяк бирикмалари ҳайвон организмларига кучли физиологик таъсир этади, шунинг учун улар медицинада дори сифатида, қишлоқ хўжалигида зараркундаларга қарши курашда заҳарловчи модда сифатида ишлатилади.

Медицинада бедармон кишиларда овқатни яхши ҳазм қилдириш, қоннинг қизил шарчаларини кўпайтириш, қувватга киритиш учун уларга озгина миқдорда калий арсенит берилади. Мишьякнинг турли органик бирикмалари медицинада, умуман, турли касалликлар дориси сифатида кўп ишлатилади. Натрий ҳамда кальций арсенит ва арсенатлар қишлоқ хўжалигида чигиртка ва бошқа зараркундаларга қарши курашда ишлатилади, As_2O_3 дан каламуш ва сичқонларга қарши курашда фойдаланилади.

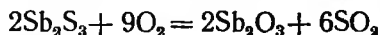
Мишьяк сульфидлари кўн саноатида, гугурт, минерал бўёқлар ва шиша тайёрлашда ишлатилади ва ҳоказо.

150-§. Сурьма (Stibium) Sb. Ер пўстлоғида оғирлик жиҳатидан $5 \cdot 10^{-5} \%$ сурьма бор. Сурьманинг энг кўп учрайдиган бирикмаси Sb_2S_3 дир. Бу минерал *сурьма ялтироғи* ва *антимонит* деб аталади. Инсонга қадимдан маълум бўлган ва киприкка қўйиладиган сурьма ана шу моддалар.

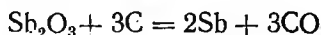
Урта Осиёда сурьманинг катта-катта конлари бор.

Сурьма баъзан соф металл ҳолида ҳам учраши мумкин. Ўзбекистонда сурьма қўрғошин конида учрайди.

Sb_2S_3 дан сурьма ажратиб олиш учун у аввал ёндирилади:



Сўнгра Sb_2O_3 кўмир билан қайтарилади:



Сульфид ҳолидаги рудаларидан электролитик усул билан жуذا тоза сурьма олинади.

Сурьма кумуш сингари оқ ялтироқ металл. У қаттиқ ва мўрт модда бўлиб, солиштирма оғирлиги 6,7 га тенг; $t_c = 631^\circ$, $t_{\text{қай}} = 1640$; сурьма иссиқлик ва электр токени ўтказиши. Сурьманинг ҳам, худди мишьякники каби, кул ранг, сариқ ва қора тусли аллотропик шакл ўзгаришлари бор.

Одатдаги барқарор сурьма кул ранг тусли сурьмадир. Сурьма хлорид кислотада эримайди, қайноқ сульфат кислотада эриб, SO_2 ажратиб чиқаради, нитрат кислотада ҳам эрийди.

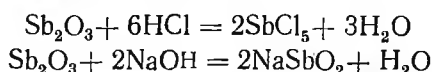
Сурьмадан босмахона ҳарфлари қўйишда ишлатиладиган *гарт* қотишмаси тайёрлашда фойдаланилади. Бу қотишма, асосан, қўрғошиндан иборат бўлиб (80% Pb), уни қаттиқ қилиш учун 20% сурьма қўшилади.

Сурьма ўз бирикмаларида азот, фосфор ва мишьяк каби манфий уч валентли, мусбат уч валентли ва мусбат беш валентлидир.

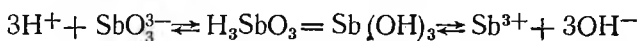
Сурьма галогенлар билан яхши бирикади, масалан, сурьма кукуни хлор таъсирида шиддатли равишда ёниб, $SbCl_3$ ва $SbCl_5$ ҳосил қилади.

Сурьманинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси SbH_3 *стибин* деб аталади. У заҳарли газ бўлиб, унда водород сульфид ҳидига ўхшаш қўланса ҳид бор. SbH_3 сувда озроқ эрийди. Стибинда қайтариш хоссалари бўлиб, иситилганда сурьма билан водородга ажралади. Агар SbH_3 ҳавода ёндирилса, сув ва оксид ҳосил бўлади.

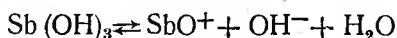
Сурьманинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Сурьма кислород билан бирикиб, сурьма (III)-оксид Sb_2O_3 ва сурма (V)-оксид Sb_2O_5 ҳосил қилади. Sb_2O_3 амфотер оксид. У оқ кристалл модда бўлиб, сувда эримайди, кислоталар билан реакцияга киришиб, уч валентли сурьма тузларини ҳосил қилади. Ишқорлар билан реакцияга киришиб эса *метаантимонитларни*; яъни $HSbO_2$ кислотанинг тузларини ҳосил қилади:



Sb^{3+} тузларига ишқор таъсир эттириш йўли билан олинadиган H_3SbO_3 ёки $Sb(OH)_3$ оқ аморф моддадир. Унда амфотерлик хоссалари бўлгани учун *сурьма (III)-гидроксид* ёки *антимонит кислота* деб аталади. У қуйидагича диссоциланади:



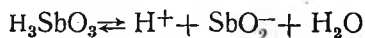
Асос сингари диссоциланганда бир молекула сув ажралиб чиқади, шунинг учун, кўпинча, реакция қуйидагидек ёзилади:



ёки:



SbO *антимонил* деб аталади. У мусбат бир валентли иондир. Бу ионнинг $SbOOH$, $SbOCl$, $(SbO)_2SO_4$ каби бирикмалари бор. H_3SbO_3 кислота сингари диссоциланганда ҳам бир молекула сув ажралиб чиқади:



SbO_2^- *метаантимонит иони*.

Пироантимонит кислота $H_4Sb_2O_5$ ҳам борлиги маълум.

Сурьма (V)-оксид, яъни сурьма ангидрид Sb_2O_5 сариқ тусли кукун бўлиб, сувда оз эрийди. Сурьма ангидридга ортоантимонат кислота (ёки тўғридан-тўғри антимонат кислота) H_3SbO_4 мувофиқ келади. H_3SbO_4 ниҳоятда кучсиз кислота. Метатантимонат кислота $HSbO_3$ ва пироантимонат кислота $H_4Sb_2O_7$ ҳам маълум.

Сурьма олтингугурт билан реакцияга киришиб, Sb_2S_3 ва Sb_2S_5 бирикмалар ҳосил қилади. Сурьманинг бу сульфидлари қизғиш-сариқ тусли модда бўлиб, мишьяк сульфидлари сингари тиотузлар ҳосил қилади.

Сурьма сульфидларидан резина, шиша ва гугурт ишлаб чиқаришда фойдаланилади. Сурьманинг турли бирикмалари медицинада ва буюқчиликда ишлатилади, масалан, $K(SbO)C_4H_4O_6$ дан медицинада қайт қилдирувчи модда сифатида фойдаланилади. $K_2H_2Sb_2O_7$ аналитик химияда ишлатилади.

151-§. Висмут (Bismuthum) Bi. Висмут табиатда оз тарқалган элемент, ер пўстлоғида оғирлик жиҳатидан $2 \cdot 10^{-5} \%$ висмут бор. Висмут табиатда соф ва бирикмалар ҳолида, масалан, *висмут ялтироғи* (висмутит) деб аталадиган висмут сульфид Bi_2S_3 ва *висмутли охра* деб аталадиган Bi_2O_3 ҳолида учрайди.

Ўзбекистонда Bi бирикмалари қўроғошин қонида учрайди.

Висмут қизғиш рангли металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 9,8 га тенг: $t_c = 271$, $t_{қай} = 1470^\circ$. У иссиқлик ва электрни ўтказди. Одатдаги температурада ҳеч ўзгармайди. Қиздирилганда ёниб, Bi_2O_3 ҳосил қилади. Bi_2O_3 нитрат кислотата яхши эрийди, хлорид кислотата эса эримайди, қайноқ сульфат кислотата эриб, SO_2 чиқаради. Bi_2O_3 турли қотишмалар тайёрлашда ишлатилади. Висмутли қотишмалар паст температурада суюқланувчи бўлади. Масалан, 50% Bi, 25% Pb, 12,5% Sn, 12, % Cd дан иборат қотишма 60° да суюқланади.

Висмут қотишмалари автоматик ўт ўчиргичларда ишлатилади.

Висмутнинг водородли бирикмаси — BiH_3 — *висмутин*, яъни *висмут гидрид* ниҳоятда беқарор газ бўлганлиги учун ҳозирга қадар яхши текширилмаган.

Висмут кислород билан реакцияга киришиб, Bi_2O_3 — висмут (III)-оксид. Bi_2O_3 — висмут (V)-оксид ҳосил қилади.

Bi_2O_3 сариқ тусли кукун бўлиб, унда асос хоссалари бор. Унга мувофиқ келадиган $Bi(OH)_3$ — кучсиз асос бўлиб, сув ва ишқорларда эримайди, кислоталарда эса эриб, уч валентли висмут тузларини ҳосил қилади. $Bi(OH)_3$ да амфотерлик хоссалар бўлмайди, чунки у фақат концентрланган ишқорлардагина эрийди. Шунинг учун ҳам $Bi(OH)_3$ асос деб юритилади.

$Bi(OH)_3$ ҳам $Sb(OH)_3$ сингари, диссоциланганда бир молекула сув ажратиб чиқаради-да, $BiOОН$ ҳосил қилади.

$Bi(OH)_3$ диссоциланганда ҳосил бўладиган BiO^+ иони металл характериға эга ион бўлиб, *висмутил* дейилади.

Висмут гидроксид кучсиз асос бўлгани учун унинг тузлари сувда гидролизланиб, асос тузлар ҳосил қилади.

Bi_2O_3 висмут (V)-оксидда кислота хоссалари бор, аммо унга мувофиқ кислоталар ҳозирга қадар олинмаган. Жуда кучсиз $HBiO_3$ кислота бор деб тахмин қилинади, чунки унинг $KBiO_3$, $NaBiO_3$, $AgBiO_3$ тузлари, яъни *висмутатлар* олинган.

Висмут сульфид Bi_2S_3 қора тусли модда бўлиб, сувда эримайди ва тиотузлар ҳосил қилмайди.

Висмут бирикмалари медицинада, косметикада, шиша саноатида ишлатилади. Унинг энг кўп ишлатиладиган тузи висмутил гидроксинитрат $Bi(NO_3) \cdot BiO(OH)$ дир.

Қуйидаги жадвалда азот группачасидаги элементларнинг баъзи хоссалари келтирилган:

Элементлар	Солиштирма оғирлиги (с. оғ)	$t_{қай}$	t_c
Азот N	1,25 газ	-196	-240
Фосфор P	1,92 қаттиқ	280	44
Мишьяк As	5,73 »	610	814
Сурьма Sb	6,6 »	1640	631
Висмут Bi	9,8 »	1560	271

Бу элементлар водород билан ҳосил қилган бирикмалари $(RH)_3$ да манфий уч валентлидир.

VII группа элементларининг водород билан ҳосил қилган бирикмалари, яъни $RH(HF, HCl, HBr, NJ)$ да R манфий бир валентлидир, у водород билан кучсиз боғланган бўлиб, сувда яхши диссоциланади ва кучли кислоталар ҳосил қилади. VI группа элементларининг водород билан ҳосил қилган бирикмалари RH_2 масалан, H_2S да S манфий икки валентли бўлиб, водородни кучлироқ боғлаб туради. Шунинг учун H_2S оз даражада диссоциланади. H_2S кучсиз кислотади.

RH_3 да эса R манфий уч валентли бўлиб, водород атомларини кучли боғлаб туради. Шунинг учун ҳам RH_3 сувдаги эритмада водород ионига диссоциланмайди. Демак, унда кислота хоссалари бўлмайди.

NH_3 — аммиак, PH_3 — фосфин, AsH_3 — арсин, SbH_3 — стибин, BiH_3 — висмутин қаторида барқарорлик NH_3 — дан BiH_3 га томон камайиб боради.

V группадаги бош группача элементларининг кислородли энг муҳим бирикмалари бўлган R_2O_3, P_2O_5 да R мусбат уч валентли ва мусбат беш валентлидир.

V группа элементларининг оксидлари						
N_2O — сув билан бирикмайди						
NO — бетараф оксид						
N_2O_3	} Кислотали оксидлар	P_2O_3	} Кислотали оксидлар	As_2O_3 — кислотали оксид	} Sb_2O_3 — амфотер оксид	
N_2O_4		P_2O_4		(бир оз амфотер)		Sb_2O_5 — кислотали оксид
N_2O_5		P_2O_5		As_2O_5 — кислотали оксид		Bi_2O_5 — кислотали оксид

Бу элементларнинг уч валентли оксид ва уч валентли кислоталарида (гидратларида) мишьякдан бошлаб, асос хоссалари кўрина бошлайди ҳамда висмутга томон ортиб боради.

Беш валентли оксид ва кислоталарининг ҳаммасида кислота хоссалари бўлиб, бу хоссалар азотдан бошлаб, висмутга томон камайиб боради.

У Н Т У Қ Қ И З И Н Ч И Б О Б .

ДАВРИЙ СИСТЕМА IV ГРУППАСИНИНГ
БОШ ГРУППАЧАСИ

Даврлар	Каторлар	IV группанинг бош группачаси элементлари	Атом массаси	№	Электронларнинг тақсимланиши						
					K	L	M	N	O	P	
					s	sp	spd	s p d f	s p d	sp	
II	2	Углерод . . .	12,01115	6	2	2,2					
III	3	Кремний . . .	28,086	14	2	2,6	2,2				
IV	5	Германий . . .	72,59	32	2	2,6	2,6,10	2,2			
V	7	Қалай . . .	118,69	50	2	2,6	2,6,10	3,6,10			
VI	9	Қўрғошин . . .	207,19	82	2	2,6	2,6,11	2,6,10,14	2,6,10	2,2	

152-§. Умумий маълумот. Даврий системанинг IV группа элементлари ҳам икки группачага: бош группача — углерод C, кремний Si, германий Ge, қалай Sn, қўрғошин Pb ва ёнаки группача — титан Ti, цирконий Zr, гафний Hf, торий Th га бўлинади.

Бош группача элементларининг сиртқи қаватларида 4 тадан электрон бор, бу қаватнинг барқарор электрон қаватига айланиши учун, яъни электронлар сонининг 8 га етиши учун, улар 4 та электрон қабул қилиши ёки шунча электрон йўқотиши мумкин. Масалан, бош группача элементлари электроманфий элементлар билан, кислород ёки галогенлар билан бирикканда электронларини йўқотади, электромусбат элементлар билан ва актив металллар билан бирикканда эса электронлар қабул қилади. Углерод бутунлай ковалент боғланишли бирикмаларида ҳам тўрт валентлидир*.

Тўртинчи группанинг бош группача элементларида юқоридан пастга, яъни углероддан қўрғошинга томон атом зарядлари ва электронлар сони ортиб боради, демак, электрон қаватларининг сони ҳам ортиб, атом радиуси катталашиб боради. Шунинг учун углероддан қўрғошинга томон борган сари сиртқи электронларнинг ядрога тортилиш кучи камаяди. Демак, сиртқи қават электронлари сонини 8 га етказиш учун электрон қабул қилиш хусусияти ҳам шу тартибда камайиб, электрон бериш хусусияти эса ортиб боради. Углероддан қўрғошинга томон борган сари металлмаслик хоссалари заифлашиб, металллик хоссалари пайдо бўлади ва ортиб боради.

* Углероднинг кўпгина бирикмаларида боғланишлар ковалент бўлса-да, кўпгина уларда жуфт электронлар бир томонга силжиган бўлади.

Ёнаки группача элементларининг сиртқи қаватидаги электронлар сони иккита бўлиб, бу элементлар электрон қабул қилмай, фақат электрон бериш хусусиятига эга бўлганлиги учун улар тўла металл характеридаги элементлар деб ҳисобланади. Шундай қилиб, углерод ва кремний металл хоссаларига эга эмас, яъни улар металлоидлардир, қолган элементларнинг ҳаммасида металл хоссалари бор.

Бу бобда IV группанинг металлмас элементлари — углерод билан кремний кўриб чиқилади, металл элементлари эса китобнинг металллар қисмида баён этилади.

153-§. Углерод (Carboneum) C. Углероднинг табиатда учраши. Углероднинг ер пўстлоғидаги миқдори 0,35% ни ташкил этади; табиатда соф ҳолда ҳам бирикмалар ҳолида ҳам учрайди. Соф углерод олмос, графит ва карбин ҳолида бўлади. Улар углероднинг шакл ўзгаришларидир. Углероднинг учинчи шакл ўзгариши бўлган кўмир табиатда тоза ҳолда учрамайди, унинг таркибида доимо турли қўшимчалар бўлади.

1962 йилда академик В. Каргин ҳамда унинг шогирдлари куя таркибида углероднинг тўртинчи аллотропик ўзгаришини кашф этдилар ва уни *ойнакарбон* деб атадилар. Ойнакарбон йилтироқ, майда кристаллардан иборат модда, юқори температурага, механик таъсирларга чидамли. Ойнакарбоннинг яна афзаллиги шундаки, у тирик тўқималарга яхши қўшила олади, қонни ивितмайди; шу хусусиятига кўра ундан медицинада юракка сунъий клапанлар ўрнатишда фойдаланиш мумкин.

Углерод табиатда минераллар таркибида кўп учрайди. У ҳайвон ва ўсимлик организмларидаги органик моддаларнинг энг муҳим таркибий элементидир.

Табиатда учрайдиган углеродли минераллар, асосан, карбонатлар, яъни карбонат кислота H_2CO_3 нинг тузларидир. Улар орасида энг кўп учрайдиганлари ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг тузларидир. Кальций карбонат $CaCO_3$ бўр, мрамор, оҳактош тарзида табиатда, баъзан, катта-катта тепаликлар ҳолида бўлади.

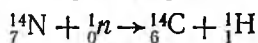
Доломит деб аталувчи $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ минерали ҳам анча кўп учрайди. Кальций ва магнийнинг нордон тузлари, яъни гидрокарбонатлари $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ ва карбонат ангидрид CO_2 табиий сувларда эриган ҳолда бўлади.

Ҳаво таркибида ҳажм жиҳатидан 0,03% CO_2 бор.

Ўсимлик ва ҳайвон организмларининг қолдиғи бўлган тошқумир, торф ва нефтнинг энг кўп қисми углероддан иборат.

Табиатда углерод, асосан, ^{12}C изотопи ҳолида ва жуда кам миқдорда ^{13}C изотопи ҳолида учрайди ^{12}C (98,892%), ^{13}C (1,108%), булар қарорлидир. Углероднинг булардан бошқа радиоактив изотопи— β -радиоуглерод ^{14}C ҳам маълум, У атмосферадаги азот ядроларига космик нурлар таъсирида ҳосил бўлади. Кейин у оксидланиб, $^{14}CO_2$ га айланади. Радиоуглероднинг ярим емирилиш даври 5760 йил. Ер юзида тахминан 80 т радиоуглерод бор. Юз ва минг йиллаб яшаётган

дарахтларнинг умрини таркибидаги $^{14}_6\text{C}$ дан билиш мумкин. ^{14}C ни реакторларда азотга нейтронлар таъсирдан олиш мумкин:



Углероднинг сунъий олинган яна 3 изотопи бор.

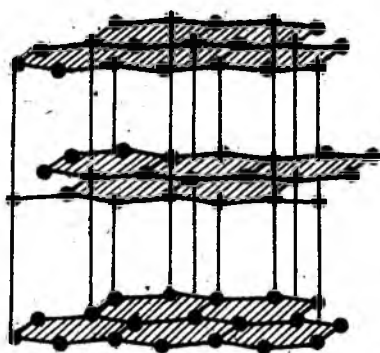
Углероднинг аллотропик шакл ўзгаришлари. Углероднинг учта аллотропик шакл ўзгариши бор: олмос, графит, карбин.

Олмос. Олмоснинг энг машҳур конлари Африкададир. Яқинда мамлакатимизнинг шимолидаги Ёқутистонда олмоснинг катта кони топилди. Дунё миқёсида 90% олмос Африкада олинади. Олмос кристалл модда бўлиб ниҳоятда қимат туради. Тоза олмос рангсиз тиниқ моддадир. Агар унинг таркибида қўшимчалар бўлса, тиниқ ҳаво ранг, пушти, сарғиш тусларда ва баъзан хира бўлади. Олмос бизга маълум бўлган моддалар орасида энг қаттиғидир. «Олмос» сўзи арабча бўлиб, энг қаттиқ демакдир. Иссиқликни ёмон ўтказади, солиштирма оғирлиги 3,51 га тенг. Олмос нурни кучли даражада синдиради. Яхшилаб тарашланган тиниқ олмос бриллиант (гавҳар) деб аталади ва безак буюмлари учун ишлатилади. Олмоснинг техникадаги аҳамияти фоят каттадир. Олмос ишқаланиш ва урилиш каби механик таъсирларга бардош бера олувчи чидамли механизмлар, машиналарнинг айрим деталларини тайёрлашда ишлатилади. Масалан, олмосдан нефть бурғуқудуқлари ва турли тоғ жинслари қазишда, қимматбаҳо тошларга, жуда қаттиқ металл ва пўлат буюмларга из туширишда, ойна кесишда, пармалаш каби ишларда ва бошқаларда фойдланилади. Ингичка симлар олмосдан ясалган тешик орқали тортиш йўли билан тайёрланади. Жавоҳирлар ва гавҳарлар олмос билан тарашланади ва олмос кукуни билан силлиқланади.

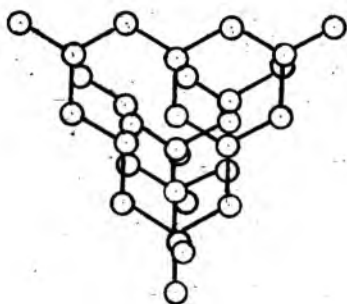
Олмос жуда қаттиқ бўлишига қарамай, мўртдир, иссиқлик ва электр токини кам ўтказади. Купгина олимлар асрлар бўйи сунъий олмос олишга уриниб келдилар, аммо 1960 йилда бир гуруҳ совет олимлари, академик Л. Ф. Верещагин раҳбарлигида бу вазифани муваффақият билан адо этдилар. Олмос синтези назариясини О. И. Лейпунский яратди. Сунъий олмос ишлаб чиқариш масаласи ҳал қилинди. Олимларимиз кашф этган сунъий олмоснинг қаттиқлиги табиий олмосникидан 40% ортиқдир.

Олмос кристаллари атомли панжарага эга бўлиб, кубик системага киради ва тетраэдрик шаклда бўлади (69-расм).

Углерод атоми тетраэдр марказида деб фараз қилинса, тетраэдрнинг тўрт учида тўртта углерод атоми туради. Расмга диққат билан назар солинса, бу тўртта углерод атомининг ҳар бири бир тетраэдр марказида эканлигини кўриш мумкин. Олмос кристалларида углероднинг ҳамма атомлари бир-биридан бир хил оралиқда жойлашган, бу оралиқ 1,54 Å га тенг. Олмоснинг қаттиқлиги унинг атомлари орасидаги кучли боғланишдан ва панжарасининг мустаҳкамлигидандир. Олмос кислота ва ишқорлар таъсирида ҳам хираланмайди, яъни унга кислота ҳам, ишқор ҳам таъсир этмайди.



69- расм.



70- расм.

Олмос ҳавода $850\text{--}1000^\circ$ да (олмоснинг микрокукуни 500° да), тоза кислородда эса $720\text{--}800^\circ$ да ёнади. Олмос ёнганда CO_2 ҳосил бўлади. Агар олмос кислородсиз жойда қиздирилса, $1800\text{--}1850^\circ$ да графитга айланади.

Графит. Графит бизда Шарқий Сибирда, Ўзбекистонда Бухоро области Тосқазғанда ва бошқа кўпгина жойларда учрайди. Графит кул ранг тусли, силлиқ, юмшоқ ва ялтироқ гексагонал кристалл модда бўлиб, солиштирма оғирлиги 2,17 дан 2,3 га етади. Графитнинг тузилиши 70-расмда кўрсатилган. Бунда углерод атомлари параллел текисликларда турадиган мунтазам олтибурчакнинг учларига жойлашган.

Олтибурчакдаги атомлар оралиғи $1,42 \text{ \AA}$ га, параллел текисликлар оралиғи эса $3,35 \text{ \AA}$ га тенг. Шунинг учун ҳам бир текисликда жойлашган атомлар орасидаги боғланиш турли текисликларда турган атомларнинг бир-бири билан боғланишига қараганда кучлироқдир.

Шу билан бирга, бир текисликда жойлашган углерод атомлари ковалент боғланади. Бир-бирига нисбатан турли текисликда жойлашган углерод атомлари эса ўзаро металл боғи (176-параграф) орқали боғланади. Демак, бир текисликда ва турли текисликда жойлашган углерод атомларининг боғланиш табиати турличадир. Бунда баъзи углерод атомлари металл боғланишга эга бўлганлиги, яъни электронларнинг бир қисми «электрон газ» ҳолида бўлгани учун графит металлларга ўхшаш ялтироқ, электр ва иссиқликни яхши ўтказади. Шундай қилиб, графитнинг турли йўналишдаги мустаҳкамлиги турличадир, яъни у механик анизотроп хоссага эга. Графитнинг углерод атоми тўрт валентли бўлиб, у уч валентлиги билан ўз текислигидаги уч атом углерод билан бириккан, тўртинчи валентлиги билан иккинчи текисликдаги бир атом углерод билан бириккан. Графит билан қоғозга чизилганда қоғозда унинг палахса-палахса бўлиб ажралган ясси кристаллари — излари қолади. Буни микроскоп остида яққол кўриш мумкин. Графитнинг бу хоссасидан қалам ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

Графит кукуни, кўпинча, минерал мойлар билан аралаштирилиб, машиналар учун сурков материали сифатида ишлатилади. Машинанинг ҳаракатланувчи қисмлари юзасидаги чуқур жойлар графитнинг ясси кристаллари билан тўлиб, юза текис бўлади ва машина қисмлари яхши ишлайди.

Графитда электрни яхши ўтказиш хусусияти бўлгани учун у электротехника ва электрометаллургияда электродлар тайёрлашда ишлатилади. Графит ҳавода қиздирилганда қийин ёнади, аммо кислород оқимида 890° да ёниб, CO_2 га айланади.

Графит иссиқликни яхши ўтказувчан ва ўтга чидамли бўлганлиги сабабли, унга тупроқ ва қум қўшиб, юқори температурага чидамли химиявий идишлар, металллар суюқлантириб олинadиган тигеллар ясашда ишлатилади. Ундан реактив двигателларнинг руллари тайёрланади. Печкаларни бўйашда ишлатиладиган ўтга чидамли қора бўёқлар ҳам графитдан тайёрланади.

Ҳозирги вақтда, асосан, сунъий йўл билан тайёрланган графит ишлатилади. Бунинг учун кокс* ёки антрацит электр печларида $2500\text{—}3000^{\circ}$ гача ҳавосиз жойда қиздирилиб, графитга айлантирилади. Графит углероднинг барқарор шакл ўзгаришидир. Сунъий йўл билан тайёрланган графит тоза бўлади.

Карбин — углероднинг учинчи аллотропик шакл ўзгариши. Унинг йирик кристаллари оқ, майдалари қора ёки кулранг тусли бўлади. Карбин углероднинг чизиқли полимеридир. У биринчи марта 1960 нчи йилларда совет олимлари томонидан олинган. Карбин икки хил шаклда бўлади: α - карбин ($-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}$) $_n$ ва β - карбин $-(\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C})_n$. Карбин углероднинг жуда барқарор шакл ўзгариши деб тахмин қилинади.

Табиатда карбин Баварияда Рис вулқони кратерида учрайди.

Кўмир — у табиатда тоза ҳолда учрамайди. Энг юқори сифатли тошкўмир антрацитдир. Унинг таркибида 98—99% га қадар углерод бўлиши мумкин. Углероди кўп моддаларни чала ёндириш ёки ҳавосиз жойда қиздириш йўли билан кўмир олиш мумкин. Кўмир қора гусли, ниҳоятда ғовак моддадир, унинг солиштирма оғирлиги 1,8 дан 2,1 гача бўлса-да, у ғовак бўлганлигидан сувга ботмайди. Кўмир, кўпинча, «аморф углерод» деб аталади, аммо сўнгги вақтларда кўмирни рентген нурлари билан текшириш натижалари унинг ниҳоятда майда кристаллардан иборатлиги ва бу кристалларнинг тузилиши графит кристаллари тузилишига ўхшашлиги аниқланди. Шунинг учун ҳам ҳозирги вақтда кўмирни айрим аллотропик шакл ўзгариш эмас, балки графит билан бирга бир шакл ўзгариш деб қараш керак.

Кўмир графит ва олмосга қараганда актив бўлиб, кнслородда 400° ларда ёнади. У жуда қийин суюқланувчи модда, фақат 3500° ларда суюқланади ва қотганда графитга айланади. Уни суюқланган металлларда эритиш мумкин, совиганда, бунда ҳам графит ҳосил бўлади. Суyoқ чўянда эриган кўмир, баъзан графит ҳолида

* Кўмирнинг яхши навларини ҳавосиз жойда қиздириш йўли билан олинади.

қотади. Кўмир қандай модладан ва қайси усул билан тайёрланганлигига қараб унинг ҳар хил турлари бўлади: писта кўмир, кокс, суяк кўмири, ҳайвон кўмири, қоракуя ва бошқалар.

Писта кўмир. Ёғочнинг ҳавосиз жойда қиздирилиши ёғочни *қуруқ ҳайдаш* дейилади. Писта кўмир қора тусли ғовак модда. Қадим замонларда ёғочни ҳаво кам жойда чала ёндириш йўли билан писта кўмир тайёрланар эди. Ҳозир заводларда ёғоч ҳавосиз катта-катта темир реторталарда қиздирилади; бунда писта кўмирдан ташқари, яна кўпгина қимматли маҳсулотлар — ёғоч спирти, сирка кислота, водород, метан, ёғоч мойи ва бошқалар олинади.

Писта кўмир металлургияда ишлатилади. Ундан жуда оз (1%) кул чиқади. Шунинг учун, масалан, тоза мис олишда ишлатилади. Бундан ташқари, писта кўмирдан темирчиликда, қора порох ва босмахона бўёғи тайёрлашда, шунингдек, уй-рўзғор ишларида фойдаланилади. Писта кўмирнинг газлар ва эриган моддаларни шимиш, яъни адсорбция қилиш хусусияти ниҳоятда кучлидир. Шунинг учун ҳам писта кўмир, баъзан, газ ва буғларни шимдириш, айрим моддаларни эриган қўшимчалардан тозалаш учун ишлатилади.

Кокс. Тошкўмирни қуруқ ҳайдаш йўли билан кокс ҳосил қилинади. Бу процесс *кокслаш* процесси деб аталади. Тошкўмирни қуруқ ҳайдашда коксдан бошқа яна қимматли кўпгина моддалар — аммиак, метан, ацетилен, бензол, фенол, нафталин, пиридин ва бошқалар ҳам олинади.

Коксда тахминан 5% кул бўлади. Кокс, асосан, металлургияда ишлатилади.

Суяк кўмири суякни куйдириш йўли билан олинади. Суякни куйдиришдан олдин у ёғсизлантирилади. Суяк кўмири ёнганда 30% гача кул қолади, бу кулнинг энг кўп қисми кальций фосфатдан иборат. Суяк кўмирининг шимиш хусусияти ниҳоятда кучлидир. Шунинг учун ҳам у шакар саноатида шакарни тозалаш учун ишлатилади. Суяк кўмири медицинада ҳам ишлатилади. Суяк кўмиридан этик мойи, кўн бўёғи тайёрланади. Рассомлар ишлатадиган қора бўёқ фил суягидан тайёрланади.

Ҳайвон кўмири ҳайвонларнинг қони ва турли қолдиқларини куйдириш йўли билан тайёрланади. Суяк кўмири, баъзан, *ҳайвон кўмири* деб юритилади. Ҳайвон кўмирининг шимиш хусусияти зўр бўлганлиги учун у медицинада ишлатилади.

Қоракуя углероди кўп органик моддаларни, масалан, смола ва скипидарни ҳаво кам жойда чала куйдириш йўли билан олинади. Улар ёнаётганда алангасига тунука тахталар киритилади. Бу тунука тахталар совуқ сув билан совитиб турилиши натижасида улар сиртига қоракуя ўтириб қолади. Қоракуя энг тоза кўмирдир; энг тоза қоракуя, кўпинча, шакардан олинади.

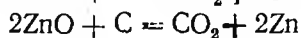
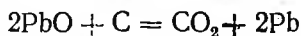
Қоракуядан турли қора бўёқлар тайёрланади. Қоракуя калош резинасига ҳам қўшилади. Бундан ташқари, қоракуядан амиркон терига ва граммафон пластинкаларига ишлатиладиган бўёқ, туш ва босмахона бўёғи ҳам тайёрланади.

154-§. Углероднинг химиявий хоссалари. Углерод одатдаги шароитда жуда инерт элемент бўлиб, ҳеч бир модда билан реакцияга киришмайди, ҳеч қандай эритувчида эримайди, фақат жуда кучли оксидловчиларгина унга таъсир эта олади. Углерод юқори температурада кўпгина металллар, водород, кислород, фтор, азот ва бошқа бир қанча металлмаслар билан бирика олади. Углерод бор билан кремнийдан бошқа барча металлмаслар билан ҳосил қилган бирикмаларида электромусбатдир. Углерод даврий системада бордан ўнгда, кремнийдан эса юқорида тургани учун уларга нисбатан электромусбат бўла олмайди.

Углерод атомининг сиртқи қаватида тўртта электрони бўлгани учун у мусбат валентли бирикмасида ҳам, манфий валентли бирикмасида ҳам тўрт валентлидир. Углероднинг бирикмалари ниҳоятда кўп, бунинг сабаби углероднинг металллар билан ҳам, металлмаслар билан ҳам бирикиши ва углерод атомларининг ўзаро бирика олиш хусусиятига эга эканлигидир.

Углероднинг аллотропик шакл ўзгаришлари орасида энг актив кўмирдир.

Чўгланган кўмирда қайтариш хоссаси бўлиб, кўпгина металл оксидларидан кислородни тортиб олади:



Кўмирнинг бу хусусиятидан металлургияда рудалардан металллар суюқлантириб олишда фойдаланилади.

Қуйида углероднинг металллар билан, водород, кислород, олтингугурт ва азот билан ҳосил қилган бирикмаларини кўриб чиқамиз.

Карбидлар. Углероднинг металллар билан ва металлларга ўхшаш баъзи электромусбат элементлар билан ҳосил қилган бирикмалари *карбидлар* деб аталади. Масалан, кальций карбид CaC_2 , алюминий карбид Al_4C_3 , кремний карбид SiC ва ҳоказо.

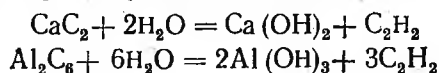
Карбидлар кристаллардан иборат қаттиқ моддалар бўлиб, уларнинг кўпи юқори температурада суюқланувчи ва кислоталар таъсирига, умуман, турли химиявий таъсирларга чидамлидир.

Карбидлар учмайди ва, кўпинча, эритувчиларда эримайди, шунинг учун ҳам уларнинг ҳақиқий молекуляр формуласини аниқлаш қийин; шу сабабли карбидларнинг фақат оддий формулаларигина ишлатилади.

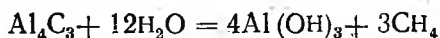
Карбидларнинг баъзиларига сув ва суюлтирилган кислоталар таъсир этиб, уларни парчалайди, натижада углеводородлар ажралиб чиқади. Баъзиларига эса ҳатто концентрланган кислоталар ҳам таъсир эта олмайди. Баъзилари ишқорий металлларнинг гидроксидлари таъсирида карбонатларга айланади.

Сув ёки суюлтирилган кислоталар таъсиридан парчаланадиган карбидларга Na_2C_2 , CaC_2 , Al_4C_3 , Ag_2C_2 лар мисол бўла олди. Карбидларни углеводородлар таркибидаги водород атомларининг металлларга

алмаşинишида ҳосил бўлган тузсимон моддалар деб қараш мумкин. Карбидлар сув таъсирида қуйидагича парчаланеди:



Алюминий карбид Al_4C_3 қуйидагича парчаланеди:



Электромусбатлиги ортиқ бўлган металлларнинг карбидлари парчаланиб, юқорида кўрсатилганидек, метан ва ацетилен ҳосил қилади.

Метан ҳосил қилиш билан парчаланадиган карбидлар *метанидлар* деб, ацетилен ҳосил қилиш билан парчаланадиган карбидлар эса *ацетиленидлар* деб аталади. Метанидлар таркибидаги углерод атоми C^{-4} иони ҳолида, ацетиленидлар таркибидаги қўш углерод атомлари эса ўзаро ковалент боғланган, яъни C^{-2} иони ҳолида металл билан бириккан бўлади.

Ag_2C_2 , HgC_2 лар ниҳоятда беқарордир, қуруқ ҳолда салгина зарбга портлаб кетади.

Химиявий таъсирларга чидамли бўлган карбидларга BC , WC , W_2C , TaC , Cr_3C_2 мисол бўла олади. Булар ниҳоятда қаттиқ ва ўтга чидамли карбидлардир. Бу карбидларнинг баъзилари қаттиқлиги жиҳатидан олмосга яқинлашади ва техникада тарашлаш ишларида, турли нав пўлат ва қийин суюқланувчи қотишмалар тайёрлашда ишлатилади.

Қўмир билан бирикиб, карбидлар ҳосил қиладиган металлларни металлургияда қўмир ёрдамида қайтариш орқали олиб бўлмайди. Масалан, CaO дан кальцийни қўмир билан қайтариб бўлмайди. Аммо қўмир билан карбид ҳосил қилмайдиган металлларни қўмир ёрдами билан қайтариш мумкин. Масалан, металлургияда рудалар таркибидаги қўроғошиш, рух ва қалай қўмир ёрдамида қайтариш йўли билан ажратиб олинади.

Энг муҳим карбид кальций карбиддир. Оҳакни қўмир билан аралаштириб, электр печида 3000° гача қиздириш билан кальций карбид тайёрланади. Электр печларида кальций карбид олиш усули электр энергиясини кўп талаб қилгани учун, кейинги вақтларда домна печларида кальций карбид олиш усули тараққий эта бошлади. Домна усулида кокс билан оҳактош аралашмаси домнанинг юқориги қисмидан туширилади ва 70% кислород аралаш ҳаво киритилади, тахминан 2300° температурада суюқ кальций карбид ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган суюқ кальций карбид вақт-вақти билан печнинг пастидан чиқариб турилади.

Тоза кальций карбид рангсиз қаттиқ модда, аммо техник кальций карбид тоза бўлмаганлиги учун ҳамиша кул ранг тусда бўлади.

Кальций карбид ацетилен ва кальций цианамид (136-параграф) олишда ишлатилади.

155-§. Углероднинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари ва органик бирикмалар. Углероднинг водород билан ҳосил қилган би-

рикмалари ниҳоятда кўп бўлиб, *углеводородлар* деб аталади. Углеводородларга CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_2H_4 , C_2H_6 , C_2H_2 ва бошқалар мисол бўла олади. Углеводородлар мингга яқин, аммо уларнинг ҳосилалари миллионга яқинлашади. Углеводородлар ва уларнинг ҳосилалари органик моддалардир. Таркибида углерод бўлган барча моддалар *органик бирикмаларга* киради. Органик моддалар *органик химияда* ўрганилади. XIX асрнинг биринчи ярмига қадар органик моддалар фақат ўсимлик ва ҳайвон организмдагина ҳосил бўлади, деб фараз қилинар эди, шунинг учун улар органик моддалар деб аталган. Углероддан бошқа элементларнинг бирикмалари бўлган турли минераллар ва тоғ жинслари аорганик моддалар деб аталган. Органик моддалар фақат тирик организмда ҳосил бўлади, деган фикр дин билан боғлиқ идеалистик фикрдир. Бундай фикрнинг тарафдорлари лабораторияда аорганик моддалардан органик моддалар синтез қилиб бўлмайди, деб даъво қилдилар. Бу фикрни тарқатувчи оқим *витализм* дейилади. Бу фикр тарафдорлари эса *вигилистлар* деб аталади. Бу сўз латинча «*vis vitalis*» сўзидан олинган бўлиб, унинг маъноси «*ҳаётий куч*» демакдир. Бу оқим табиёт фанларининг ҳаммасида ҳаёт масаласига диний, идеалистик, реакция тус берди ва фаннинг материалистик асосда тараққий этишига тўсқинлик қилди.

1748 йилда М. В. Ломоносов моддалар ва энергиянинг сақлашни қонунини кашф этди, бу қонун витализмга қаттиқ зарба берди. 1828 йилда немис олими Ф. Вёлер аммоний цианат NH_4CNO тузи эритмасини буғлатаётганда, тасодифан, органик модда — карбамид $\text{NH}_2\text{—CO—NH}_2$ ни синтез қилди (NH_4CNO оддий моддалардан ҳосил қилиниши мумкин).

Вёлернинг бу кашфиёти виталистик таълимотга қақшатғич зарба бериши керак эди, лекин виталистлар карбамид организм чиқиндиси бўлган сийдик моддадир, ҳаётий аҳамиятга эга бўлган мойлар ва шакар моддалар (углеводородлар)ни лабораторияда синтез қилиб бўлмайди, буларни синтез қилиш учун ҳаётий куч бўлиши, албатта, зарур деган даъволар билан ўз фикрларини сақлаб қолишга уриндилар. Вёлер кашфиётидан 30 йил ўтар-ўтмас машҳур рус олимлари Н. Н. Зинин, А. М. Бутлеров ва В. В. Марковников, француз олими М. Бертло кўпгина органик моддаларни синтез қилдилар. 1854 йилда Бертлонинг мойлар синтез қилиши, 1861 йилда А. М. Бутлеровнинг углеводлар (шакар моддалар) синтез қилиши витализмга айниқса қақшатғич зарба берди. Аммо виталистлар ҳар хил тусга кириб, илмнинг тўғри, ҳақиқий материалистик асосда тараққий этишига халақит бердилар. Биологиядаги неовитализм ва бошқа шунинг каби оқимлар ҳам витализмнинг бир туридир. Материализм ва материализмга асосланган фанлар витализмнинг илмий тараққиётга зид ва зарарли бир оқим эканлигини исбот этди.

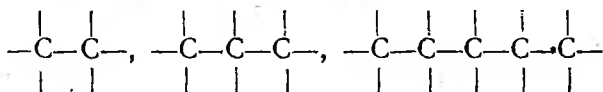
Ф. Энгельс, В. И. Ленин, К. А. Тимирязев витализмни жуда қаттиқ танқид қилдилар. К. А. Тимирязевнинг фотосинтез юзасидан олиб борган илмий ишлари Ч. Дарвин, И. И. Мечников, И. М. Сеченов, И. П. Павлов ва И. В. Мичурин таълимотлари ти-

рик модданинг анорганик моддалардан ҳосил бўлишини очиқ кўрсатиб берди.

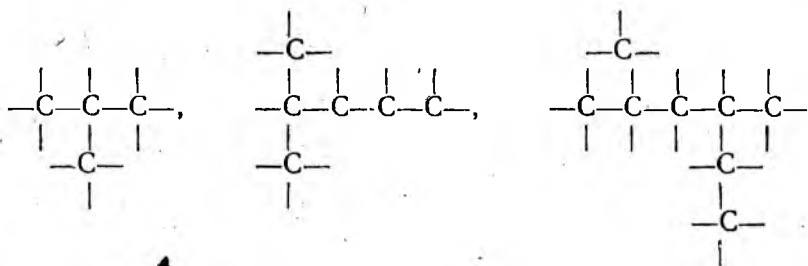
Витализм органик химиянинг тараққиётига катта тўсиқ эди. Виталистлар фақат табиий органик моддаларни оддий моддаларга парчалаш, яъни анализ билангина чегараландилар, аммо жасур олимлар витализмнинг сохта эканлигини исбот қилганларидан кейингина органик химия синтези ниҳоятда тараққий эта бошлади. Органик моддаларнинг сони кундан-кунга ортиб бормоқда. Табиатда учрамайдиган моддалар сунъий йўл билан ҳосил қилинмоқда. Ҳозирги вақтда ҳатто гормонлар, витаминлар ва оқсиллар ҳам синтез қилинмоқда. Бу моддаларни синтез қилишда XVIII аср рус олимларининг роли ғоят каттадир. Ҳозирги вақтда эса бу моддаларни синтез қилишда совет олимлари катта хизмат кўрсатмоқдалар.

Анорганик химияда айрим элементлар ва уларнинг бирикмалари текширилади. Булар билан бир қаторда, углерод элементи, унинг кислородли бирикмалари ҳамда карбонат кислотанинг тузлари — карбонатлар ҳам ўрганилади.

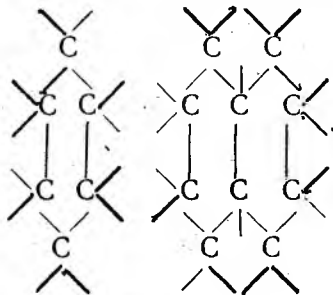
Углероднинг икки, уч, тўрт ва, ниҳоят, етмиш атоми ўзаро бирикишидан ҳосил бўлган моддалар ҳам бор, бунда



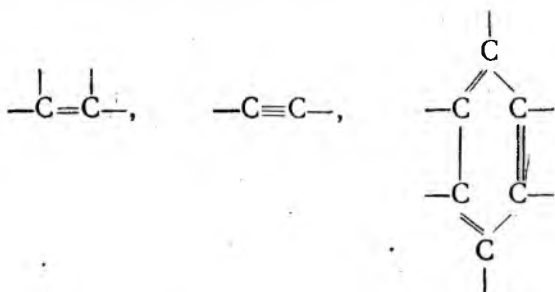
ва ҳоказо — етмиш атомдан иборат занжирлар ҳосил бўлади. Углерод атомлари тўғри занжирларгина эмас, балки тармоқли занжирлар ҳосил қилиб ҳам бирикиши мумкин:



Углерод атомлари ҳалқа шаклида ҳам бирика олади:



Углерод атомлари ўзаро яқка боғ билангина эмас, балки баъзан, қўш боғ, учлама боғ билан ҳам бириккан бўлади:



Органик бирикмалардаги углерод атомларининг ўзаро бирикишидан ортиб қолган валентликлари водород билан, бошқа элементлар билан ёки турли мураккаб радикаллар билан бирика олади. Органик бирикмалар таркибида даврий системанинг қарийб ҳамма элементлари учраши мумкин. Шунинг учун ҳам органик бирикмаларнинг сони ниҳоятда кўп, масалан, CH_4 бирикмаси таркибидаги тўртта водород атоми ўрнида тўртта бошқа бирикма радикаллари бўлиши ёки учта, иккита ёхуд битта водород атоми бошқа элемент ёки бошқа радикалга алмашилиши мумкин. Масалан: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , $CHCl_3$, CCl_4 , CN_3OH ва ҳоказо. Органик моддалар сонининг кўплигига яна бир сабаб изомерия ҳодисасидир. Таркиблари, яъни формулалари бир хил бўлган икки ёки бир неча органик моддалар физик ва химиявий хоссалари жиҳатидан турлича бўлади. Бунинг сабаби уларнинг молекулаларидаги атомлар фазода турлича жойлашганлигидандир. Демак, модданинг хоссаси унинг қандай элементдан таркиб топганлиги ва унинг таркибий қисмлари қандай миқдорда бирикканлигига боғлиқ бўлмасдан, балки бу таркибий қисмларнинг молекула фазосида бир-бирига нисбатан қандай жойлашганлигига ҳам боғлиқдир.

Моддаларнинг таркиби, молекуляр массаси бир хил бўла туриб, физик ва химиявий хоссалари ҳамда тузилиши турлича бўлиш ҳодисаси *изомерия* деб, моддаларнинг ўзи эса *изомерлар* деб аталади.

Анорганик бирикмаларда изомерия ҳодисаси кам учрайди, аммо органик бирикмаларда изомерия ҳодисаси ниҳоятда кўп. Модданинг молекуляр массаси ва мураккаблигига қараб изомерлар сони ниҳоятда ортиб боради. Масалан, 75 та модданинг формуласи $C_{10}H_{22}$ дан иборат эканлиги аниқланган. Уларнинг формулалари бир хил бўлса-да, хоссалари турличадир, демак, молекулаларидаги атом ва радикаллар турлича жойлашган. C_4H_{10} нинг 2 та, C_5H_{12} нинг 3 та изомери бор. $C_{12}H_{26}$ нинг 802 та, $C_{20}H_{42}$ нинг 366319 та, $C_{40}H_{82}$ нинг 62491178805831 дан ортиқ изомери бўлиши мумкин.

Бу ҳодиса фанга 1823—1830 йилларда маълум бўлди, аммо тахминан 30 йил ўтгандан сўнг машҳур рус олими А. М. Бутлеров химиявий тузилиш назариясини яратгандан кейин изомерия ҳодисасининг моҳияти исбот этилди. А. М. Бутлеров бу ҳодиса билан шуғулланиб, изомериянинг турли хилларини аниқлади.

156- §. Бутлеровнинг химиявий тузилиш назарияси. Александр Михайлович Бутлеров машҳур назариячи ва зўр экспериментчи, машҳур рус органик олимлари мактабини яратган кўпгина рус органик олимларини тарбиялаб етиштирган буюк олимдир. А. М. Бутлеров 1828 йилда туғилди. Унинг отаси полковник М. В. Бутлеров 1812 йилги Ватан урушида иштирак этган эди. У ўғлини ватанпарварлик руҳида, илмга ҳавас ва муҳаббат руҳида тарбиялади. 1844 йилда ёш Бутлеров Қозон университетига кирди. У болалигидан бошлаб табиёт фанларига жуда ҳам қизиқди ва химия фани билан шуғуллана бошлади.

А. М. Бутлеров энг кўзга кўринган олимлар қўлида тарбияланиб, илм олди. Масалан, профессор Клаус унинг устозларидан биридир, у биринчи бўлиб рутений элементини кашф этди. Бутлеровнинг устозларидан яна бири профессор Н. Н. Зинин эди. Н. Н. Зинин анилин олиш усулини биринчи бўлиб кашф этди ва бу билан Россияда анилин бўёқ саноатининг ривожланишига асос солди.

Бутлеров университет машғулоти билан кифояланмай, ўз уйда лаборатория тузиб ҳам университетда, ҳам уйда илмий иш билан шуғулланди. Бутлеров 1849 йилда университетни муваффақият билан тамомлади ва университетда қолдирилди, 1851 йили адюнкт профессор қилиб тайинланди, 1854 йилда эса экстраординар, 1857 йилда ординар профессор қилиб сайланди. Бу вақтда химияда, айниқса, органик химияда тартибсизлик ҳукм сурар эди. 1808 йилда машҳур швед химиги И. Берцелиус (1779—1848) элементлар учун символлар, бирикмалар учун эса формулалар қабул қилишни таклиф этди. У бирикмалар таркибидаги атомларнинг электр зарядлари асосида бир-бири билан боғланганлигини кўрсатди. Берцелиус виталист олим бўлишига қарамасдан, юқорида айтиб ўтилган хизматлари унинг номини тарихнинг ёрқин саҳифаларида қолдирди. Берцелиус электр зарядлари назариясини органик химияга татбиқ этишга ожизлик қилди. 1828 йилда Вёлер витализмнинг нотўғри оқим эканлигини исботлагандан сўнг кўпгина чет эл олимлари органик моддаларнинг ҳосил бўлишини аниқлашга уриниб кўрдилар ва турли назариялар яратишга ҳаракат қилдилар. 1853 йилда инглиз олими Франкланд валентликни кашф этди. Аммо органик химия олимлари бунга 3—4 йилдан сўнггина эътибор бердилар. 1857 йилда немис олими А. Кекуле углерод атомининг тўрт валентли эканлигини аниқлади. Бундан озроқ вақт ўтгандан сўнг углерод атомларида ўзаро бирика олиш хусусияти борлиги ҳам аниқланди. Аммо Кекуле органик химия учун лозим бўлган пухта, тўғри назария яратишга ожизлик қилди, у эски, нотўғри назария таъсирдан қутила олмади.

А. М. Бутлеров валентликнинг аҳамияти ниҳоятда катталигига ишонди ва атомнинг реаллигини, моддаларнинг химиявий ўзгаришини текшириш орқали молекуланинг тузилишини аниқлаш мумкинлигини айтди. У 1858 йилдан бошлаб ўзининг машҳур химиявий тузилиш назарияси устида ишлай бошлади.

А. М. Бутлеров углерод атомини тўрт валентли деб қабул қилди, 1862 йилда углерод атомининг тетраэдрик моделини тузди. Бу

билан Бутлеров стереохимияга биринчи бўлиб асос солди. Углерод атомининг тўртала валентлиги бир текисликда эмас, балки фазода бир-бири билан $109^{\circ}28'$ бурчак остида жойлашиб тетраэдр ҳосил қилади ва бу тетраэдр учларида углеродга бириккан атом ёки радикаллар туради.

А. М. Бутлеров изомерия ҳодисаси билан шуғулланиб, унинг ҳар хил турларини аниқлади. У материалистик нуқтан назарда туриб, мангикий ва объектив муҳокама юритиш йўли билан ҳақиқий ва илмий химиявий тузилиш назариясини яратди.

А. М. Бутлеров химиявий бирикма таркибига кирувчи атомнинг хоссалари фақат ўз табиатигагина эмас, балки бу бирикма таркибида бўлган бошқа атомлар табиатига ҳам боғлиқ эканлигини аниқлади.

А. М. Бутлеров химиявий бирикманинг хоссалари унинг молекуласига кирган элементар таркибий қисмларнинг хоссаларига, уларнинг миқдори ва қандай тартибда жойлашганлигига, улар орасидаги тортишиш кучининг характерига боғлиқ, деган фикрни майдонга ташлади. Икки атом орасидаги тортишиш кучининг характерига қўшни атомлар таъсир этади, яъни модданинг хоссалари унинг химиявий тузилиши билан белгиланади. Демак, модданинг хоссалари унинг таркибигагина эмас, балки молекуласининг тузилишига, яъни атомларнинг қандай жойлашганлигига ҳам боғлиқдир.

Изомерларда таркибий қисмлар ўзаро қандай боғланганлигига қараб, бир-бирига турлича таъсир этади ва уларнинг хоссалари ўзгаради; ўзаро бевосита бирикадиган атом ва радикаллар ҳам жойланишига қараб, бир-бирига таъсир этади ва бир-бирининг хоссаларини ўзгартиради.

1861 йилда А. М. Бутлеров Германияда бўлиб ўтган табиатшунос ҳамда врачларнинг съездида «Модданинг химиявий тузилиши ҳақида» деган мавзуда доклад қилиб, ўзининг назариясини материалистик асосда изоҳлаб берди. Бу билан у Ғарбий Европа олимларининг нотўғри таълимотига зарба берди. Бутлеровнинг химиявий тузилиш назариясига асосланиб, химиявий реакцияларнинг асосини англаш, изомерия сонини аниқлаш, моддаларни синтез қилиш мумкин бўлди. Бу назария фақат органик химиядагина эмас, балки бутун химия фанида ҳам катта аҳамиятга эгадир. А. М. Бутлеров 1864—1866 йилларда «Введение к полному изучению органической химии» («Органик химияни батафсил ўрганишга муқаддима») номли дарслик ёзди. Бу билан у ўша давргача органик химияда ҳукм суриб келган тартибсизликларга чек қўйди. Бутлеров органик химия тараққиёти учун тўғри йўл кўрсатиб берди. Бу дарслик турли тилларга таржима қилинди ва 1870 йилга келиб, бутун дунёда дарслик сифатида қабул қилинди.

А. М. Бутлеров кучли назариячи бўлиш билан бирга, жуда яхши экспериментчи ҳам эди. У кўпгина органик моддалар, шу жумладан, уротропин* синтез қилди. Уротропин медицинада,

* Гриппга қарши ишлатиладиган кальцекс, уротропин ва урокальцин деб аталувчи дориларнинг асосий қисми уротропиндир.

химия саноатида ва ҳарбий ишда катта аҳамиятга эга. Бутлеров 1861 йилда шакар моддалар синтез қилди ва бу билан витализмга узил-кесил зарба берди. Изобутан синтез қилиб, тўйинмаган углеводородларнинг полимерланишини текширди. Бутлеровнинг бу ишларига асосланиб, рус олимлари синтетик каучук ишлаб чиқаришни амалга оширдилар.

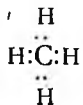
А. М. Бутлеров атомнинг мураккаблигини ва уни бўлиш мумкинлигини олдиндан айтди. А. М. Бутлеровнинг модда ва унинг тузилишига материалистик нуқтан назардан қараб айтган бу фикрлари тўғри чиқди.

А. М. Бутлеров ватанпарвар ва халқпарвар олим эди. Унинг ташаббуси туфайли, аёлларнинг университетда ўқишига рухсат берилди. Бутлеров аёллар учун олий курс очди ва ҳаётининг охиригача бу курсда дарс берди. А. М. Бутлеров рус химия жамиятининг президенти эди.

Машҳур рус олимлари В. В. Марковников, А. А. Зайцев, Ф. М. Фламицкий, А. Е. Фаворский ва Е. Е. Вагнер, А. М. Бутлеровнинг шогирдларидир.

Моддаларнинг тузилиш назариясидан фойдаланиб, бирикмалар таркибидаги атомларнинг ўзаро қандай тартибда жойлашганлиги ва қандай боғланганига қараб, уларнинг хоссалари аниқланади. Янгидан-янги моддалар мавжудлиги ва уларнинг хоссаларини ҳам ана шу назария асосида олдиндан айтиб бериш мумкин. Шунинг учун ҳам моддаларнинг тузилиш назарияси кашф этилиши билан органик химия соҳасидаги илмий ишлар ниҳоятда авж олдириб юборилди ва янгидан-янги кашфиётлар қилинди. Бунинг натижасида органик химия катта суръатлар билан ривожлана бошлади.

157-§. Баъзи органик бирикмалар ва гомологик қаторлар. Углерод атомлари ўзаро боғланиш хусусиятига эга бўлганлиги учун, юқори молекуляр мураккаб моддалар ҳосил қилади. Органик бирикмаларнинг алмашилиш ва полимерланиш реакцияларига мойиллиги ҳам органик бирикмалар сонининг янада кўпайишига сабаб бўлди. Кўпчилик органик бирикма атомлари ўзаро ковалент боғланган қутбсиз ёки оз қутблидир. Масалан, CH_4 метанни олайлик:



Бундай бирикмалардаги боғланиш ковалент ва молекулалар қутбсиз бўлганлиги учун бундай бирикмалар диссоциланмайди. Шу сабабли улар, кўпинча, электролитларга қарама-қарши ўлароқ, реакцияга тез киришмайди. Реакцияни ўтказиш учун температурани кўтариш ва катализаторлардан фойдаланиш лозим бўлади. Органик бирикмаларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари аорганик бирикмаларникидан бир оз паст бўлади ва ҳоказо. Органик бирикмалар уч синфга: очиқ занжирли, ҳалқали,

гетероҳалқали органик бирикмалар синфига бўлинади. Бу синфлар турли группаларга бўлинади. Бу синф ва группаларга кирувчи бирикмалар органик химияда мукамал текширилади.

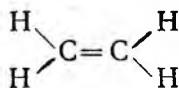
Бу дарсликда углеводородларнинг гомологик қаторларидан бир нечасигина кўриб чиқилади.

Бу *гомологик қаторлар* органик модда группалари бўлиб, уларда ҳар бир қўшни модда бир-бирдан метилен группа $>CH_2$ га фарқ қилади, яъни бу қаторларда турган ҳар бир моддада ўзидан олдин турган моддага қараганда бир метилен группа $<CH_2$ ортиқ бўлади. $>CH_2$ группа *гомологик фарқ* деб аталади. Бир қаторда жойлашган моддалар *гомологлар* дейилади.

Бир гомологик қатордаги ҳамма моддаларнинг химиявий функцияси, яъни химиявий хоссалари ва химиявий тузилиши ўхшаш бўлади, лекин улар суюқланиш температуралари, қайнаш температуралари ва баъзи хусусий хоссалари жиҳатидан бир-бирдан фарқ қилади. Бир гомологик қатор моддаларининг хоссалари орасидаги бундай фарқда умумий бир қонуният бор. Бу гомологик қаторлардаги бир модданинг углеводород радикалидаги бир атом водородни метил группа — CH_3 га алмаштириш йўли билан бу моддadan кейин келадиган модда ҳосил қилинади. Масалан, метан CH_4 таркибидаги бир атом водородни метил группа — CH_3 га алмаштириш йўли билан этан CH_3-CH_3 ҳосил қилинади. Агар этаннинг бир радикали таркибидаги бир атом водород метил группа — CH_3 га алмаштирилса, яъни этандаги икки углерод атоми орасига битта метилен группа $>CH_2$ жойлаштирилса, пропан $H_3C-CH_2-CH_3$ ҳосил бўлади. Пропан радикали таркибидаги бир водород атоми — CH_3 га алмаштириш; яъни икки углерод атоми орасига $>CH_2$ группани жойлаштириш йўли билан эса бутан $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ ҳосил қилинади ва ҳоказо. Метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} бир гомологик қаторнинг аъзолари бўлиб, булар ўзаро $>CH_2$ группага фарқ қилади. Бу моддалар *тўйинган углеводородлар* деб, улар ташкил қилган қатор эса *метаннинг гомологик қатори* деб аталади. Тўйинган углеводородлар таркибидаги углерод атомлари ўзаро бир валентлиги билан бирикади, қолган валентликлари эса водород атомлари билан бирикишга кетади. Бу гомологик қаторнинг биринчи аъзоси — метанда битта углерод атоми бор, унинг тўртала валентлиги водород атомлари билан бирикишга кетади. Бу қаторнинг ҳамма аъзолари учун C_nH_{2n+2} умумий формуладир. n молекуладаги углерод атомларининг сонини кўрсатади, бу сон орқали эса водород атомларининг сони ҳисоблаб топилди.

Умумий формуласи C_nH_{2n+2} бўлган тўйинган углеводородлар гомологик қаторидан ташқари, умумий формуласи C_nH_{2n} , C_nH_{2n-2} бўлган гомологик қаторлар ҳам бор. Аммо бу қаторлар тўйинмаган углеводородлар қаторидир.

Умумий формуласи C_nH_{2n} бўлган қатор *этилен қатори* дейилади. Бу қаторнинг биринчи аъзоси этилен C_2H_4 дир. Этилен қаторининг аъзолари таркибидаги углерод атомлари бир-бири билан қўш боғ орқали боғланади:



Умумий формуласи C_nH_{2n-2} бўлган қатор ацетилен қатори дейилади. Бу гомологик қаторнинг биринчи аъзоси ацетилен C_2H_2 , дир. Ацетилен қаторининг аъзолари таркибидаги углерод атомлари учлама боғ билан боғланади:



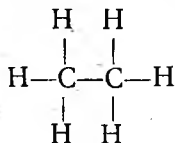
Гомологик қаторларни 1845 йилда француз олими Жерар органик химияга киритган бўлса-да, фақат А. М. Бутлеровнинг тузилиш назарияси яратилгандан сўнггина фанда мустақкам ўрин олди.

Гомологик қаторларда миқдор ўзгаришларининг сифат ўзгаришларига ўтиш қонунини аниқ кўриш мумкин. Масалан, углеводород гомологик қаторларида бир модда таркибига $>CH_2$ группани киритиш йўли билан янги хоссаларга эга янги модда ҳосил қилинади; демак, миқдор CH_2 (яъни 14 оғ. қ.) ортиши билан моддада янги сифатлар пайдо бўлади.

Қуйида учала гомологик қаторнинг биринчи аъзоларини кўриб чиқамиз.

158- §. Тўйинган углеводород ва метан. Умумий формуласи C_nH_{2+2n} бўлган тўйинган углеводородлар гомологик қаторининг биринчи аъзоси метан CH_4 дир. Этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , пентан C_5H_{12} , гексан C_6H_{14} , гептан C_7H_{16} , октан C_8H_{18} , нонан C_9H_{20} , декан $C_{10}H_{22}$ ва ҳоказолар ҳам шу қаторга киради.

Углеводородлар табиатда, купинча, нефть таркибида учрайди. Бу қаторга кирган углеводородларнинг ҳаммаси бириктиш реакциясига киришмайди. Булар тўйинган бирикмалар бўлиб, таркибидаги углерод атомларининг валентликлари водород атомлари билан ҳамда бир-бири билан бирикади, масалан:



Бу бирикмалардаги углерод атомларининг ортиқча валентлиги бўлмагани учун улар инертдир. Аммо улар алмашилиш реакцияларига кириша олади.

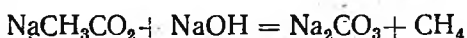
Гомологик қатордаги бирикмаларнинг умумий химиявий хоссалари борлиги уларни ўрганишда қулайлик туғдиради, шунинг учун гомологик қаторларнинг аҳамияти жуда каттадир.

Метандан бошлаб (бу қаторда энг оддийси метандир), бу қатордаги моддаларнинг молекуляр массаси ошиб борган сари суюқланиш ва қайнаш температуралари кўтарилади. CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} лар газ, C_5H_{12} дан бошлаб $C_{21}H_{44}$ гача суюқ, $C_{21}H_{44}$ дан бошлаб қолган ҳам-

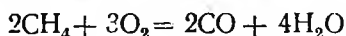
маси эса қаттиқ моддалардир. Метан, этан, пропаннинг изомерлари йўқ, бутандан углеводородларнинг изомерлари бошланади.

Метан CH_4 табиатда ботқоқлик жойларда учрайди, шунинг учун ҳам у *ботқоқлик гази* деб аталади. Метан нефть билан чиқадиган газларда ҳам учрайди. Бундан ташқари, метан кўмир қонларида ҳам бўлади, шунинг учун у *кон гази* деб ҳам аталади. Қонларда метаннинг ҳаво билан ҳосил қилган аралашмаси ниҳоятда хавфлидир, чунки у ёнғинлар чиқишига сабаб бўлиб, кўп фалокатлар келтириши мумкин. Метаннинг ер остидан, балчиқ тагидан чиқиши унинг ўсимлик қолдиқларидан ҳосил бўлганлигини кўрсатади. Техникада у ёғоч ва тошкўмирларни қуруқ ҳайдаш йўли билан олинади.

Лабораторияда сувсиз натрий ацетат NaCH_3CO_2 га NaOH қўшиб қиздириш йўли билан метан ҳосил қилинади:



Метан рангсиз ва ҳидсиз газдир; $t_c = -184^\circ$, $t_{\text{қай}} = -160^\circ$. У аланга бериб ёнади ва кислород камроқ бўлса, углерод (II)-оксид билан сув ҳосил қилади:



Агар кислород етарли бўлса, метан ёндирилганда карбонат ангидрид билан сув ҳосил бўлади.

Қонларда метан портлаганда, кўпинча кислород етарли бўлмагани учун, CO ҳосил бўлади. CO ниҳоятда заҳарли газ бўлганлиги учун кишиларнинг соғлигига зарар етказади. Метан химия саноатида ва турмушда ёқилғи сифатида ишлатилади (165-параграфга қаранг).

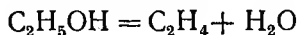
Метан таркибидаги водород атомларини бошқа элемент атомларига ёки бошқа радикалларга алмаштириши мумкин. Масалан, метан бир атом водородини галоген атомига алмаштиради, метаннинг CH_3Cl , CH_3Br , CH_3I ҳосилалари, икки атом водородини алмаштиради, CH_2Cl_2 , CH_2Br_2 , CH_2I_2 бирикмалари, учта атом водородини алмаштирганда CHCl_3 , CHBr_3 , CHI_3 бирикмалари ва ниҳоят, тўртта атом водородини алмаштирганда CCl_4 , CBr_4 , CI_4 бирикмалари ҳосил бўлади. CHCl_3 — метил хлорид (*хлороформ*) деб, CHI_3 — метил йодид (*йодоформ*) деб аталади. Хлороформ ва йодоформ медицинада ишлатилади. CCl_4 — углерод тетрахлорид деб аталади ва кўпгина моддаларни эритишда органик эритувчи сифатида ишлатилади.

519- §. Тўйинмаган углеводородлар, этилен ва ацетилен, гомологик қатори. Умумий формуласи C_nH_{2n} бўлиб, таркибидаги углерод атомлари орасида қўш боғ бўлган углеводородлар ҳамда умумий формуласи $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ бўлиб, таркибидаги углерод атомлари орасида учлама боғ бўлган углеводородлар тўйинмаган углеводородлардир.

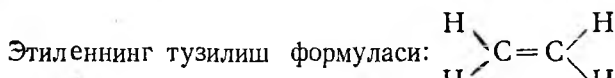
Тўйинмаган углеводородлар гомологик қаторларидаги бирикмаларнинг ҳам биринчи аъзолари газлардир, уларнинг молекуляр

массаси ортиб борган сари суюқ ва сўнгра қаттиқ моддалар келади. Тўйинмаган углеводородлар бирмунча актив бўлиб, кўпгина моддалар билан реакцияга осон киришади. Тўйинмаган углеводородлар қўш ҳамда учлама боғлари узилиши билан кўпгина моддаларни бириктириб олиб, тўйинган углеводородларга ёки уларнинг ҳосилаларига айланади. Қўш ва учлама боғлар узилиши натижасида молекулалар ҳатто бир-бири билан бирикиши, яъни полимерланиши ҳам мумкин.

Лабораторияда этил спирт C_2H_5OH га сульфат кислота таъсир эттириб, бир молекула сув ажратиб чиқариш йўли билан этилен ҳосил қилинади:



Этилен техникада бошқа усуллар билан, масалан, қипиқ ва шулхани гидролиз қилиш шунингдек, нефтни крекинг қилиш ва кўмирни кокслаш процессларида ҳосил бўлган газлардан олинади.



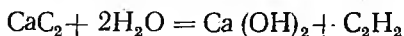
Этилен сувда ва спиртта яхши эрийдиган рангсиз газ, уни суюқликка осон айлантириш мумкин.

Этилен ёруғ аланга бериб ёнади. Унинг кислород билан ҳосил қилган аралашмаси портлаш хоссасига эга. Этиленда кўпгина моддаларни масалан, водород, галогенлар, водород галогенидлар ва сульфат кислотани бириктириб олиш хусусияти бор. Этилен водородни бириктириб олганда тўйинган углеводород — этан ҳосил бўлади. Бошқа моддаларни бириктириб олганда эса углеводород ҳосилалари, масалан, $C_2H_4Cl_2$, $C_2H_4Br_2$, $C_2H_5HSO_4$ лар ҳосил бўлади. Этиленнинг полимерланишидан *полиэтилен* деб аталадиган полимер ҳосил бўлади, бу модда $>CH_2$ группалардан иборат узун занжирдир. Полиэтилен электротехника ва радиотехникада изоляцияцион модда сифатида, халталар тайёрлашда ва бошқа мақсадларда ишлатилади. Полиэтилен ҳосил қилишнинг осон усули топилган, ҳозир бу усулдан фойдаланиб, кўп миқдорда полиэтилен ишлаб чиқарилмоқда.

Думбул мевалар озгина этилен қўшилган ҳавода бир неча кун сақланса, пишиб етилади. Этилен сўнги вақтларда ана шу мақсадда ҳам ишлатила бошлади.

Этилендан биринчи жаҳон урушида иприт олишда фойдаланилган эди.

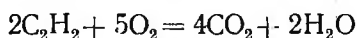
Ацетилен C_2H_2 нинг тузилиш формуласи: $HC \equiv CH$. Ацетилен кальций карбидга сув таъсир эттириш йўли билан олинади*.



* CaC_2 га сув таъсир эттириш йўли билан ацетилен олишда унинг портлаб кетмаслиги учун сув кўп миқдорда ишлатилади, чунки сув иссиқликни ютади ва портлаш хавфи йўқолади.

Ацетилен рангсиз, заҳарли газ бўлиб, сув, спирт ва ацетонда яхши эрийди. У осон суюқланади, суюқ ацетиленда осонгина портлаш хоссаси бўлади. Ацетиленнинг ҳаво ёки кислород билан ҳосил қилган аралашмаси ҳам портлаш хоссасига эга. Бир ҳажм ацетиленнинг 2,5 ҳажм кислород билан ёки бир ҳажм ацетиленнинг 12,5 ҳажм ҳаво билан ҳосил қилган аралашмаси энг кучли портлайдиган аралашмадир. Аммо ацетилен бошқа газлар билан аралашган бўлса, бир неча атмосфера босим остида туриши хавфсиздир. Ацетонда эриган ацетилен ҳам хавфсиз.

Ацетиленнинг қўланса ҳиди у билан бирга чиқадиган водород фосфид ҳидидир. Ацетилен ёнганда карбонат ангидрид билан сув ҳосил бўлади:



Ацетиленда углерод кўп бўлгани учун ёруғ аланга бериб ёнади, чунки ацетилен ёнганда углерод батамом ёниб улгура олмай, унинг бир қисми майда қоракуя зарралари ҳолида алангада қолиб, чўғланади, бу эса алангани ёруғ қилади. Қоракуянинг ортиқчаси аланга устидан дуд тарзида чиқиб туради. Агар ацетилен алангасига кислород оқими киритилса, аланганинг туташаи йўқолади ва ацетилен тўла ёниб, аланганинг температураси 3000—3200° га етади. Бундай аланга *ацетилен-кислород* алангаси дейилади ва техникада металлларни пайвандлаш ва қирқишда ишлатилади.

Ацетиленда учлама боғнинг борлиги унинг этиленга қараганда кўпроқ тўйинмаганлигини кўрсатади. Демак, ацетилен бириктириш реакциясига этилендан кўра мойилроқдир. Ацетилен турли моддалар билан реакцияга киришиб, бир боғли тўйинган бирикмалар ҳосил қилади.

Ацетилен таркибидаги водород атомлари металлларга алмашиниб, Ag_2C_2 , Cu_2C_2 каби карбидлар ҳосил қилади; бу карбидлар *ацетиленидлар* деб аталади. Ag_2C_2 , Cu_2C_2 ва оғир металлларнинг бошқа ацетиленидлари қуруқ ҳолда портловчи моддалардир. Кучли электромусбат металлларнинг (масалан, K, Na, Ca, Zn нинг) ацетиленидлари портламайди, аммо сув таъсиридан парчаланади, шунинг учун ҳам улар фақат қуруқ ҳолда олиниши мумкин.

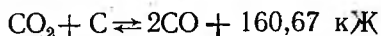
Ацетилен ёритиш мақсадида, масалан, дарёлардаги фонарларда ҳам ишлатилади.

Ацетилендан ҳам, этилен сингари, думбул меваларни этилтиришда фойдаланилади. Аммо ацетилен ҳаммадан кўра кўпроқ сунъий каучук саноатида ишлатилади. Ацетилендан турли пластмассалар, спирт, сирка кислота ва бошқа моддалар синтез қилишда ҳам фойдаланилади.

160- §. Углероднинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари. Углерод кислород билан бир неча хил бирикма ҳосил қилади. Улардан энг муҳими углерод (II)-оксид CO ва углерод (IV)-оксид (карбонат ангидрид) CO_2 дир.

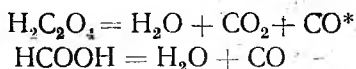
Углерод (II)-оксид. Углеродли моддалар ҳаво (кислород) кам жойда юқори температурада чала ёндирилганда, угле-

род (II)- оксид ҳосил бўлади. Углерод (II)- оксид «ис гази» деб ҳам аталади. Углеродли моддалар ёнганда аввал карбонат ангидрид ҳосил бўлади, сўнгра у чуғланган кўмир билан реакцияга киришиб, CO ҳосил қилади:



400° дан паст температурада реакция чапга томон, 400° дан юқори температурада эса ўннга томон, 1000° дан юқори температурада эса батамом ўнг томонга боради.

Лабораторияда керак бўладиган оз миқдордаги CO концентранган сульфат кислотага оксалат кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ёки чумоли кислота HCOOH таъсир эттириш йўли билан ҳосил қилинади. Сульфат кислота бу моддалар таркибидаги водород билан кислородни сув ҳолида тартиб олиши натижасида CO ҳосил бўлади:



Углерод (II)-оксид рангсиз ва ҳидсиз газдир. Кўмир ёнганда чиқадиган ҳид CO нинг ҳиди эмас, балки чала ёниш оқибатида CO билан бирга ҳосил бўладиган бошқа баъзи маҳсулотлар ҳидидир. Суюқ углерод (II)- оксид — 192° да қайнайди, қаттиқ углерод (II)- оксид — 207° да суюқланади. CO сувда оз эрийди. У ниҳоятда заҳарли бўлганлиги учун немислар уни биринчи жаҳон уруши вақтида заҳарловчи газ сифатида ишлатган эди.

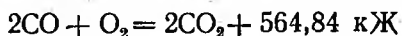
CO таркибидаги углерод атоми икки валентли, бирикма эса тўйинмаган бирикмадир. CO нафас олганда ўпкага кириб, қондаги гемоглобин билан осон бирикади, бунинг оқибатида гемоглобин кислород бириктириб олиш хусусиятини йўқотади ва организм бўғилади. CO билан заҳарланган кишининг боши оғрийди, айланади, кўнгли айнийди, ҳушидан кетади. Таркибида 0,3% дан ортиқ CO бор ҳаво билан нафас олган кишининг ўлиши ҳам мумкин. CO билан заҳарланган кишига NH_4OH ҳидлатиб, дарҳол тоза ҳавога олиб чиқиш лозим. CO билан ишлаганда бир литр ҳавода 0,02 мг дан ортиқ CO бўлмаслиги керак.

Хоналарда печканинг қопқоғи вақтидан илгари ёпилганда, самовар хонага кўп чуғ билан киритилганда ва сандалларда чуғ билан CO_2 реакцияга киришганда ёки кўмир ҳаво камлигидан чала ёнганда CO ҳосил бўлади.

CO ангидрид дейилмасдан, кўпинча, бетараф оксид деб юритилади, бунинг сабаби шуки, CO одатдаги шароитда сув билан бирикмайди, яъни HCOOH ҳосил қилмайди ва одатдаги шароитда ишқорлар таъсирида формиатлар ҳосил қила олмайди. Аммо CO юқори температура ва юқори босимда сув билан реакцияга киришиб, HCOOH ҳосил қилади; бундай шароитда ишқорлар билан ҳам реакцияга киришиб, формиатлар ҳосил қилиши мумкин.

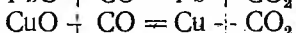
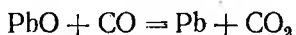
* Аралашма $\text{Ba}(\text{OH})_2$ эритмаси орқали ўтказилиб, CO_2 шимдирилади, натижада CO олинади.

СО ҳавода кўк аланга бериб ёнади:



Ёнганда кўп миқдор иссиқлик чиқиши унинг ниҳоятда фойдали хоссасидир. СО қимматли газ бўлиб, саноатда ёқилғи сифатида ишлатилади. Бу ҳақда кейинроқ мукаммал гапириб ўтилади.

СО ҳар хил моддаларни бириктириш реакциясига мойилдир. СО юқори температурада моддаларни яхши бириктириб олади. СО нинг бу хоссасидан металлургияда рудалардан металлар ажратиб олишда фойдаланилади. СО металл оксидларидан металларни қайтаради:



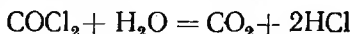
СО нинг бошқа моддаларни бириктириб олиш хусусиятидан фойдаланиб, у сунъий моддалар синтез қилишда ҳам ашё сифатида ишлатилади.

СО хлор билан бирикиб, *фосген* COCl_2 ҳосил қилади:

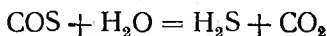


Бу реакция қоронғида 500° дан юқори температурада бошланади. У қайтар реакция бўлиб, юқори температурада мувозанат чап томонга силжийди. Фосген *карбонил хлорид* деб ҳам аталади. У райгсиз ва ниҳоятда заҳарли газ бўлиб, ўзига хос ҳиди бор. Биринчи жаҳон урушида фосген заҳарловчи модда сифатида ишлатилди. Фосген билан заҳарланган кишига кислород бериш ва уни безовта қилмаслик лозим.

Фосген сувда оз эрийди, эриганда эса парчаланади:

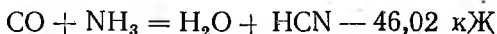


СО олтингугурт билан бирикиб *карбонил сульфид* деб аталувчи модда ҳосил қилади, карбонил сульфиднинг таркиби COS , тузилиши эса $\text{S}=\text{C}=\text{O}$ дир. Карбонил сульфид рангсиз ва ҳидсиз газ бўлиб, осон суюқланади, сувда оз эрийди, спиртда яхши эрийди. Сувда эриганда секин-аста парчалана боради:



СО кўпгина металлар билан, айниқса даврий системанинг VIII группа элементлари билан бирикиб, карбониллар ҳосил қилади:

$\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Fe}(\text{CO})_4$, $\text{Cr}(\text{CO})_6$, $\text{W}(\text{CO})_6$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$. Бу бирикмалар комплекс бирикмалардир. Карбониллар қайтариш хоссасига эга, улар иситилганда металл билан СО га ажралади. Карбонилларнинг кўплари сувда эримайди. Уларга кислоталар таъсир қилмайди. СО ни NH_3 билан ҳам бириктириш мумкин:



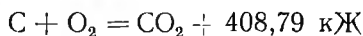
Бу реакция 500° да ThO_2 катализатори иштирокида яхши боради. Ҳосил бўлган модда HCN *цианид кислота* деб аталади.

Электр ёйи температурасида углерод билан азот бирикиб, C_2N_2 ҳосил қилади. Унинг тузилиш формуласи: $N \equiv C - C \equiv N$. Бу модда газ бўлиб, циан деб аталади. У ўзига хос ҳидли заҳар моддадир. Ёқилганда қирмизи аланга бериб ёнади ва CO_2 , N_2 ҳосил қилади. Цианнинг водородли бирикмаси HCN дир. Бу модда рангсиз суюқлик; $t_{қай} = 26^\circ$, сувда эриб, кучсиз кислота ҳосил қилади. Унинг диссоциланиш константаси $7 \cdot 10^{-10}$ га тенг. HCN нинг буғи ёндирилганда гунафша аланга билан ёниб, H_2O , CO ва N_2 ҳосил қилади. HCN органик моддалар синтезида ишлатилади. Бу кислотанинг тузлари *цианидлар* деб аталади. Цианид кислота ва унинг тузлари ниҳоятда заҳарли моддалардир.

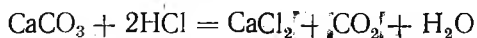
161- §. Карбонат ангидрид. Ҳавонинг ҳажм жиҳатидан ўрта ҳисоб билан 0,03 проценти CO_2 дир. Бу тахмиран 2000 *мл*д т ни ташкил этади. Чўлпон юлдузи атмосферасида 97% CO_2 борлиги аниқланган. CO_2 ҳайвонларнинг нафас чиқариш процессида ҳавога ўтади. Бундан ташқари, CO_2 турли ёқилгиларнинг ёнишидан ва турли органик моддаларнинг чиришидан ҳосил бўлади.

CO_2 ердан чиқадиган сувлар таркибида ҳам учрайди.

Кўмир тўла ёнганда у ҳаво кислороди билан бирикиб, CO_2 ҳосил қилади:*

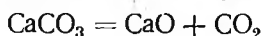


Лабораторияларда CO_2 олиш учун Кипп аппаратида фойдаланилади. Бунинг учун одатдаги шароитда мармар $CaCO_3$ га HCl таъсир эттирилади:



CO_2 техникада тошкўмирни коксловчи заводларда олинади. У қўшимчалардан тозаланади ва компрессорларда суюқлантирилиб, цилиндрларга йиғилади.

Техникада CO_2 оҳактошни куйдириш йўли билан ҳам олинади:



Бу процесс, асосан, оҳак CaO олиш процессидир. Бунда оҳак билан бирга CO_2 ҳам чиқади.

162- §. Карбонат ангидридининг хоссалари. Карбонат ангидрид рангсиз, ҳидсиз ва нордон газдир. У ёнмайди, ҳаводан 1,5 марта оғир, шуниинг учун ҳам уни лабораторияларда тўғридан-тўғри стакан ва колбаларга йиғиш мумкин. Табиатда CO_2 чуқур ғор ва қудуқларда йиғилади.

Бир ҳажм сувда 0° да 1,71 ҳажм, 20° да 0,88 ҳажм, 60° да 0,36 ҳажм CO_2 эрийди. CO_2 нинг эритмаси совитилганда $CO \cdot 6H_2O$ таркибли кристаллгидрат чўкади. CO_2 нинг сувдаги эритмасида кислота хоссалари бор. CO_2 сувда эриганда карбонат кислота H_2CO_3 ҳосил бўлади.

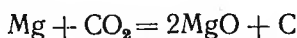
* Кўмир чала ёнганда CO ҳосил бўлади. Бир M CO ҳосил бўлганда 141,14 кЖ иссиқлик чиқади, кўмир тўла ёнганда эса 408,67 кЖ иссиқлик чиқади. Демак, кўмир чала ёнганда чиқадиган иссиқлик тўла ёнганда чиқадиган иссиқликнинг тахминан учдан бирига тенгдир.

CO₂ одатдаги температурада 60 атм босим остида, 31,3° да 73 атм босим остида суюқ ҳолга ўтади. Суюқ CO₂ пўлат баллонларда сақланади. Унинг тез буғланишидан қаттиқ CO₂ ҳосил бўлади. Қаттиқ CO₂ «қуруқ муз» деб аталади.

Қуруқ муз гўшт каби тез бузиладиган озиқ-овқат маҳсулотларини бузилишдан сақлашда ишлатилади. Қаттиқ CO₂ — 78,5° да тўғридан-тўғри газга айланади.

CO₂ барқарор модда бўлгани учун таркибидаги кислородини бошқа моддаларга осонликча бера олмайди; ёниб турган чўп ёки шам CO₂ билан тўлдирилган идишга киритилса, дарҳол ўчади. Лекин кислород билан барқарор бирикмалар ҳосил қиладинган моддалар CO₂ да ёниши мумкин.

Масалан, магний ҳавода ёндирилиб, CO₂ билан тўлдирилган идишга киритилса, у ёнишда давом этади, яъни CO₂ таркибидаги кислородни тортиб ола бошлайди:



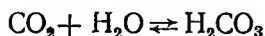
Ломоносов, Пристли ва Лавуазье яшил ўсимлиқлар қуёш таъсирида ҳаводан CO₂ олиши натижасида органик моддалар ҳосил қилиб, ҳавога O₂ чиқаради, деган фикрни айтган эдилар. Машҳур рус олими К. А. Тимирязев (1843 — 1920) бу масала устида кўп ишлади ва ўсимлик хлорофилл доналарининг қуёш нуруни ютиши натижасида CO₂ сув билан реакцияга киришиб, органик моддалар, масалан, углеводлар — глюкоза ва крахмал ҳосил бўлишини аниқлади. У қуёшдан ютилган энергиянинг эквивалент миқдорда химиявий энергияга айланишини, органик моддаларнинг химиявий реакцияга киришиб, янги моддалар ҳосил қилишини қайд этди.

Қуёшнинг ютилган нури ҳосил бўлган глюкозада, крахмалда химиявий энергия ҳолида сақланади. Масалан, ўсимлик олган ҳар бир М CO₂ ҳисобига қуёшнинг 4681,6 кЖ энергияси глюкозада йиғилади.

Ўсимликларнинг яшил қисмларида мураккаб органик модда бўлган хлорофилл таъсирида карбонат ангидриддан ва сувдан углевод ҳосил бўлиши ва кислород ажралиб чиқиши ниҳоятда мураккаб фотосинтез процессидир. Кўпгина олимлarning самарали меҳнати натижасида у тобора ойдинлашиб бормоқда (65- параграфга қаранг).

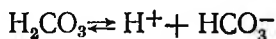
Фотосинтез оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Бунда сувнинг парчаланишидан ҳосил бўлган водород CO₂ ни қайтаради.

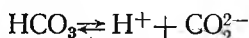
163- §. Карбонат кислота ва унинг тузлари. Карбонат ангидрид CO₂ сувда эриб, карбонат кислота ҳосил қилади:



H₂CO₃ ғоят беқарор модда бўлиб, фақат эритмадагина маълум. CO₂ нинг тўйинган эритмасида ҳам ғоят оз миқдорда H₂CO₃ бўлади, демак, юқоридаги реакцияда мувозанат чапга кўп силжиган.

H₂CO₃ икки негизли кучсиз кислота бўлиб, икки босқичда диссоциланади:





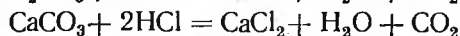
Унинг диссоциланиш константаси 25° да:

$$K_1 = 4,31 \cdot 10^{-7}$$

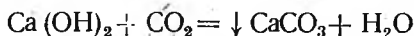
$$K_2 = 5,61 \cdot 10^{-11}$$

Карбонат кислотанинг ўрта тузлари *карбонатлар* деб, нордон тузлари эса *гидрокарбонлар* деб аталади. Унинг Na, K ва NH₄ карбонатлари сувда яхши эрийди, бошқа карбонатлари эса сувда эримайди. Карбонат кислотанинг деярли ҳамма гидрокарбонатлари сувда яхши эрийди.

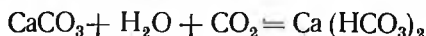
Карбонатларга кислота таъсир эттириш йўли билан H₂CO₃ олиш мумкин. Ҳосил бўлган H₂CO₃ дарҳол H₂O билан CO₂ га ажралади.



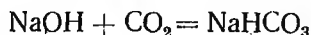
Реакция натижасида пуфакчалар ажралиб чиқиши газ ҳосил бўлганлигини кўрсатади. Шу ажралиб чиқаётган газнинг CO₂ эканлигини аниқлаш учун у кальций гидроксид эритмасидан ўтказилади. Эритманинг лойқаланиши CO₂ ажралиб чиқаётганлигини билдиради:



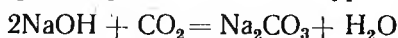
Агар CO₂ кўпроқ ўтказилса, CaCO₃ эриб, Ca(HCO₃)₂ ҳосил бўлади:



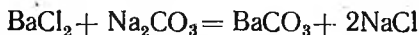
Умуман, ишқорларга CO₂ таъсир эттириш йўли билан H₂CO₃ тузларини олиш мумкин:



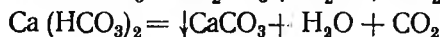
Агар ишқор етарли даражада олинса, ўрта туз ҳосил бўлади:



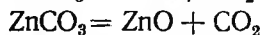
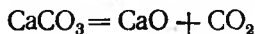
Урин олиш реакциялари ёрдами билан ҳам карбонатлар ҳосил қилиш мумкин:



Гидрокарбонатларни қиздириш йўли билан уларни парчалаш мумкин:



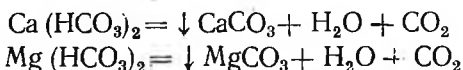
Карбонатларни ҳам қиздириш йўли билан парчалаш мумкин:



Ишқорий металлларнинг карбонатлари барқарор бўлиб, қиздирилганда парчаланмайди. H₂CO₃ кучсиз кислота бўлганлиги учун

унинг тузлари сувда гидролизланади. Табiiй сувларда кальций, магний ва темирнинг гидрокарбонатлари, сульфатлари, хлоридлари эриган ҳолда бўлиши мумкин. Бу ҳодиса *сувнинг қаттиқлиги* деб, бундай сувлар эса *қаттиқ сув* деб аталади (68-параграфга қаранг).

Таркибида фақат гидрокарбонатлар бўлган сувнинг қаттиқлиги *муваққат қаттиқлик* деб аталади. Бундай сувнинг қайнатилиши натижасида гидрокарбонатлар парчланиб, карбонатлар ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган карбонатлар чўкмага тушади-да, сув юмшайди:



Демак, муваққат қаттиқликни осон бартараф қилиш мумкин. Лекин табiiй сувлар таркибида кальций ва магнийнинг сульфатлар ҳамда хлоридлар каби тузлари бўлса, сувни қайнатиш билан улардан қутулиб бўлмайди. Шунинг учун ҳам бундай қаттиқлик *доимий қаттиқлик* деб аталади. Бу тузларни турли химиявий йўллار билан йўқотиш мумкин.

Муваққат ва доимий қаттиқликлар мажмуи *умумий қаттиқлик* деб аталади.

Сувнинг қаттиқлиги *қаттиқлик даражаси* билан ўлчанади. Ca^{2+} ва Mg^{2+} нинг сувда эриган барча тузлари миқдори CaO га айлантириб ҳисобланади ва 100 мл сувга тўғри келган CaO миқдори мг билан ифодаланади. 1 мг CaO 100 мл сувда ёки 10 мг CaO 1 л сувда бўлса, бу 1° қаттиқлик деб юритилади. Бу немис градуси деб аталади. 1952 йилдан бошлаб совет градуси ишлатиладиган бўлди. 1 л сувдаги Ca^{2+} ва Mg^{2+} нинг мг эквивалентлари йиғиндиси *совет градуси* дейилади. 1 л сувдаги 1 мг эквивалент Ca^{2+} ва Mg^{2+} бир совет градусидир. Магнийнинг грамм-эквиваленти 12,16 граммга, кальцийнинг грамм-эквиваленти 20,04 граммга тенг. Демак, 1 л сувда 12,16 мг магний иони (ёки 20,04 мг кальций иони) бўлган сувнинг қаттиқлиги бирга тенгдир. 1 совет градуси 2,864 немис градусига, 1 немис градуси эса 0,3566 совет градусига тенг.

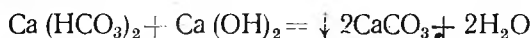
Қаттиқлиги тахминан 1,5 мг-э/л дан кичик бўлган сув жуда юмшоқ сув дейилади, юмшоқ сувнинг қаттиқлиги 1,5 — 4 бўлиши керак. Қаттиқлиги 4 — 8 $\frac{\text{мг-э}}{\text{л}}$ бўлган сув ўртача қаттиқликдаги сувдир. Қаттиқлиги 8 — 12 $\frac{\text{мг-э}}{\text{л}}$ бўлган сув қаттиқ сув, қаттиқлиги 12 $\frac{\text{мг-э}}{\text{л}}$ дан ортиқ бўлган сув эса *жуда қаттиқ сув* деб аталади*.

Қаттиқ сувлар буғ қозонлари учун зарарлидир. Қозон девонларини кальций ва магний карбонатлар чўкмаси қоплаб олади. Оқибатда, қозон қиздирилганда дарз кетиши ва портлаши мумкин.

* Океан сувида ўрта ҳисобда $\text{Ca}^{2+} 22.5 \frac{\text{мг-э}}{\text{л}}$, $\text{Mg}^{2+} 108 \frac{\text{мг-э}}{\text{л}}$ бўлади.

Бундан ташқари, ёқилғи ҳам кўп кетади. Қаттиқ сувларда гушт ва сабзавот яхши пишмайди, совун яхши кўпирмайди, кир яхши очилмайди, чунки совун таркибидаги органик кислоталар Ca^{2+} билан бирикиб, лойқа чўкма ҳосил қилади. Шунинг учун ҳам сувнинг қаттиқлигини йўқотиш чоралари кўрилади.

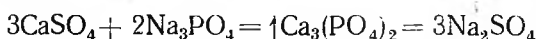
Муваққат қаттиқликни йўқотиш учун сувга $\text{Ca}(\text{OH})_2$ қўшиб қайнатиш ҳам мумкин, чунки унинг таъсирида гидрокарбонат карбонатга айланиб, чўкмага тушади:



Агар сувнинг қаттиқлиги доимий бўлса, уни юмшатиш учун Na_2CO_3 қўшиб қайнатилади.



Сувга натрий фосфат Na_3PO_4 қўшиш орқали ҳам унинг қаттиқлигини йўқотиш мумкин:



Қум, тупроқ ва натрий карбонат аралашмаси суқлантирилиб, сувда эримайдиган $\text{Na}_2\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$ таркибли алюмосиликат ҳосил қилинади ва бу модда орқали сув сузилади. Сувдаги Ca^{2+} , Mg^{2+} ионлари алюмосиликатнинг катиони бўлган Na^+ га алмашинади. Натижада сув юмшайди. Катионини алмаштирувчи $\text{Na}_2\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$ каби моддалар катионитлар деб аталади.

Сўнгги вақтларда бу мақсад учун органик моддалардан тайёрланган ионитлар ишлатила бошлади. Бу усул химиявий усулга нисбатан оддий бўлиб, арзон тушади ва юшмаган сувнинг сифати яхшиланади.

Кальций карбонат табиатда оҳактош, бўр, мармар тарзида учрайди.

Оҳактошдан оҳак ва цемент тайёрланади. Бўр деворларни оқлашда, замазкалар ва тиш порошоклари тайёрлашда, қоғоз ва шиша ишлаб чиқаришда ишлатилади. Мармар эса ажойиб қурилиш материалidir. Турли тусдаги хилма-хил мармарлар Урал ва Ўзбекистон тоғларида жуда кўп. Масалан, Ғазғон тоғларининг мармарлари ниҳоятда чиройли ва ранг-барангдир. Майда кристалли оқ мармарнинг аъло навлари ҳайкалтарошлиқда ишлатилади. Мармар яхши тарашланади.

Магний карбонат MgCO_3 . Табиатда MgCO_3 магнезит ва доломит минераллари тарзида учрайди. Бу материаллари сифатида, металлургияда эса флюс ва металлургия материал сифатида ишлатилади. Табиатда учрайдиган ZnCO_3 цинк карбонати шу металлларнинг рудалари бўлиб, улардан цинклар ажратиб олинади.

Натрий карбонат Na_2CO_3 . Бу туз сода деб аталади.

Сода баъзи кўлларнинг сувидан, денгиз ўсимликларининг кулидан олинади. У сувда яхши эрийди, унинг эритмасидан $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристалл чўкиши мумкин. Соданинг sanoatда аҳамияти жуда

катта. У шиша, совун, қоғоз ишлаб чиқаришда, бўёқчиликда ва турмушда ишлатилади.

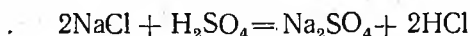
Натрий гидрокарбонат NaHCO_3 медицинада ва нонвойчиликда, уйда хамирдан турли нарсалар пиширишда ишлатилади. У қиздирилганда парчаланеди:



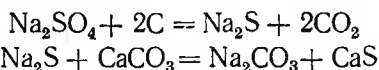
Ажралиб чиқадиган CO_2 нонни кўпчитади.

Сода саноатда икки усул билан олинади.

1. Сульфат усули. Натрийнинг энг арзон бирикмаси ош тузи бўлгани учун сода ош туздан олинади. Ош тузига H_2SO_4 таъсир эттирилиб, Na_2SO_4 га айлантирилади:



Кейин Na_2SO_4 га кўмир ва оҳактош аралаштирилиб, сўнгра қиздирилади:



Буларга сув таъсир эттирилса, Na_2CO_3 эритмага ўтади. Эритмадан $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ таркибли туз кристаллари чўқади. Биринчи реакцияда чиққан водород хлориддан хлорид кислота олинади. CaS дан эса олтингугурт олиш мумкин.

2. Аммиак усули. Бу усулда ҳам хом ашё ош тузидир. Ош тузи эритмаси орқали NH_3 ва CO_2 ўтказилади; NH_3 , CO_2 ва сувдан NH_4HCO_3 ҳосил бўлади:



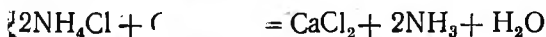
Ҳосил бўлган NH_4HCO_3 ош тузи билан реакцияга киришади:



NaHCO_3 совуқ сувда кам эриганлиги учун у осон кристалланади ва сувдан ажратиб олиниб қиздирилади. Натижада NaHCO_3 сув ва карбонат ангидрид ажратиб чиқариб, Na_2CO_3 га айланади:



Бу усулнинг қулайлиги шундаки, унда фақат ош тузи сарф бўлади. Чунки бу усулда ишлатиладиган карбонат ангидрид NaHCO_3 нинг парчаланиши натижасида чиқади, NH_3 ни эса шу усулнинг ўзида чиқадиган NH_4Cl дан олиш мумкин:



Бу усулнинг афзаллиги шундаки, ёқилғи кўп сарф бўлмайди. Сульфат усулида эса аралаштириш 300° га қадар қиздирилади. Бунинг учун кўп ёқилғи кетади.

Калий карбонат (поташ) K_2CO_3 баъзи ўсимликлар, саксовул ва кунгабоқарнинг кули таркибида учрайди. Калий карбонатнинг саноатда катта аҳамияти бор. У яхши нав шиша ва медицина совуни

(сувоқ яшил совун) тайёрлашда ишлатилади. Ҳозирги вақтда K_2CO_3 , асосан, KCl дан олинади.

164- §. Тошқумир ва нефть. Пахта, ёғоч ва, умуман, ҳамма ўсимликлар асосан целлюлозадан иборат. Неча миллион йиллардан бери ботқоқлик ва тоғ жинслари остида қолиб кетган ўсимликларнинг ҳаво иштирокисиз чириши натижасида CO_2 сув ва учувчи ҳар хил моддалар чиқиб кетгандан сўнг қолган қолдиқнинг углероди кўпайиб боради, бу табиий кўмирнинг турли хилларидир.

Тошқумир ёғочнинг сув, микроорганизм, юқори температура ва юқори босим таъсирида ҳаво иштирокисиз чиришидан ҳосил бўлган. Тошқумир ўзининг ёшига қараб, бир неча хил бўлади.

Таркибида 80—90% углевод бўлгани тўғридан-тўғри тошқумир дейилади. Бунинг ранги қора бўлади ва табиатда кўп учрайди.

Қўнғир кўмир энг ёш кўмирдир, унинг таркибида 72% углевод бор, унда, баъзан ёғочнинг тузилиши ҳам кўришиб қолади, у энг ёш кўмир бўлса ҳам миллион йиллар муқаддам пайдо бўлган. Бу кўмирнинг ранги қўнғирдир.

Антрацит энг қари кўмир бўлиб, унинг таркибида 91—95% углевод бор. У қора тусли ялтироқ ва юқори сифатли кўмирдир.

Торф турли ўтларнинг ботқоқликлар остида қолиб, ҳавосиз чиришидан ҳосил бўлади. Унинг таркибида тахминан 57% углевод бор. СССР торфга энг бой мамлакат бўлиб, у торфнинг запаси бўйича дунёда биринчи ўринни эгаллайди.

Тошқумир запаси ва тошқумир қазиб чиқариш жиҳатидан СССР дунёда биринчи ўринда туради. Кузнецк, Донецк, Қозоғистон, Қараганда, Майкубень, Қушмурун, Урал, Фарбий ва Жанубий Сибирь, Кавказ ва Ўзбекистонда катта-катта конлар бор. Чет мамлакатлардан Ҳиндистон, АҚШ, ГДР, ГФР ва Англияда ҳам катта тошқумир конлари бор.

Тошқумир, асосан, ёқилғи сифатида ишлатилади. Тошқумирни қуруқ ҳайдаш йўли билан кокс олинади. Кокс таркибида 95% углевод бўлади. У алангасиз ёниб, юқори температура бергани учун металлургияда металларни рудалардан ажратиб олишда ишлатилади. Қуйидаги жадвалда СССРда қайси йили қанча миллион тонна тошқумир қазиб чиқарилганлиги кўрсатилган:

Йиллар	1913	1928	1937	1940	1950	1953	1955	1956	1964	1966	1975	1978
Млн. т.	20,1	35,5	128,0	166	261,1	320,0	391,0	429,0	544	585,0	599	524

Ўзбекистонда кўмир қазиб олиш йилдан-йилга ўсиб борганини қуйидаги жадвалдан кўриш мумкин:

Йиллар	1913	1940	1950	1960	1965	1966	1975	1978
Минг тонна	—	3,4	1475	3410	4533	4435	5255	71900

Нефть табиий углеводородлар аралашмасидир. Нефть миллион йиллар илгари юза денгизларда авж олиб ривожланган беҳисоб ибтидоий ҳайвон организмларининг қолдиқларидир. Улар сув остида ҳаво иштирокисиз чириб, қум ва тупроқ қатламлари билан қопланиб қолган.

Нефтнинг келиб чиқиши ҳақида Д.И. Менделеев томонидан айтилган гипотеза ҳам бор. Бу гипотезага кўра нефть ер остида юқори температура ва юқори босимда аорганик бирикмалардан ҳосил бўлган; иккала гипотезанинг тарафдорлари бор.

Нефть тўқ жигар ранг суюқликдир. Унинг таркибида 83—87% углеводород бор; қолган қисми водороддан иборат. Жуда оз қисми кислоталар, азот ва олтингурутдир.

Утган асрда ички ёнув двигателларнинг ихтиро этилиши билан нефтнинг аҳамияти ошиб кетди. Нефтни фракциялаб ҳайдаш йўли билан турли нав ёқилғилар олинади. Масалан, нефть 150° гача ҳайдалса бензин, 150° дан 300° гача ҳайдалса керосин чиқади. Керосиндан кейин турли сурков мойлари чиқади ва қолган қуюқ қора модда гудрон деб аталади.

Бензиннинг ҳар хил навлари бўлиб, улар самолёт ва автомобиллар учун, керосин эса тракторлар учун ёқилғи сифатида ишлатилади. Гудрон йўлларга ётқизиш учун ишлатилади.

Нефть запаслари жиҳатидан СССР дунёда биринчи ўринни эгаллайди. Йилдан-йилга янги ва янги нефть конлари очилмоқда. Кавказ, Урал, Эмба бассейни, Боку, Фарғона водийсида нефть чиқарилади.

Чет мамлакатлардаги нефть конлари асосан Яқин ва Урта Шарқда жойлашган бўлиб, барча капиталистик мамлакатлардаги нефтнинг миқдори тахминан 24,6 млрд т деб мўлжалланади.

СССРда нефть қазиб чиқаришнинг ўсиши қўйидаги жадвалда кўрсатилган:

Йиллар	1913	1928	1937	1940	1950	1955	1964	1966	1975	1978	1979
Млн. т	28	11,6	28,5	31,1	37,9	70,8	224	265	491	572	586

Ўзбекистонда:

Йиллар	1913	1940	1950	1960	1965	1966	1975	1978
Минг т.	13	119	1342	1603	1800	1721	1847	3107

Нефтан мумкин қадар кўп автомобиль ёнилғиси олиш учун нефть ёки унинг юқори температурада ҳайдалувчи фракциялари 7—35 атм босим остида 450—550° га қадар қиздирилади. Бу процесс *крекинг* деб аталади. Крекинг парчаланиш демакдир. Бу процесс вақтида, юқори температурада қайнайдиган катта молекулали углеводородлар парчаланиб, паст температурада қайнайдиган кичик молекулали углеводородлар, яъни бензин каби енгил фракция ҳосил бўлади.

Ҳозирги вақтда катализатор иштирокида юқори температура ва юқори босим остида ҳатто тошкўмирни ҳам гидрогенлаб, суюқ ёқилғи олина бошланди.

СО билан водороддан (сув газидан) катализатор иштирокида ва юқори температурада сунъий бензин олинади.

Тошкўмирнинг барча хиллари, ёғоч, торф ва нефть иссиқлик бериш қобилияти жиҳатидан бир-бири билан солиштирилади. Иссиқлик бериш қобилияти 1 кг ёқилғининг тўла ёнишидан ҳосил бўладиган калория ҳисобидаги иссиқлик миқдори билан ифодланди.

Ёқилғи таркибида углерод билан водород атомларининг сони қанчалик кўп бўлса, унинг иссиқлик бериш қобилияти шунчалик катта бўлади.

Тошкўмир, торф ва ёғоч каби қаттиқ ёқилғилар ёқилганда реакция учун лозим бўлган ҳаводан тахминан 1,5 марта ортиқ ҳаво кетади, ортиқча бу ҳаво эса иссиқликнинг бир қисмини ютади, оқибатда температура пасаяди. Нефть печга пуркалади, ҳавога яхши аралашади, шунинг учун ортиқча ҳаво киритишнинг ҳожати бўлмайди, иссиқлик бекорга кетмайди ва температура юқори бўлади.

Қуйидаги жадвалда ёқилғиларнинг иссиқлик бериш қобилияти кўрсатилган:

Ёқилғилар	Углерод миқдори (% ҳисобида)	Иссиқлик бериш қобилияти (кЖ ҳисобида)
Ёғоч (қуруқ)	50	16736—20920
Торф	57	14644—16736
Қўнғир кўмир	72	25104—29288
Тошкўмир	80—91	29288—33472
Антрацит	96	35145
Нефть	83—87	48116

Ёғоч, кўмир, нефть, газ, сув ва ҳаво қимматли хом ашёдир. Сунъий тола, ипак, каучук, пластмассалар, бўёқ, дори-дармон, озиқ-овқат каби химиявий моддалар тайёрлашда ана шу бебаҳо хом ашёлар ишлатилади. Неча миллион йиллар давомида ҳосил бўлган тошкўмир ва нефть каби бойликларнинг ғоят кўп қисми асрлар давомида сарф қилиб келинди. Эндиликда эса тошкўмир ва нефтдан ёқилғи сифатида эмас, балки химиявий хом ашё сифатида фойдаланиш авж олиб бормоқда. Келгусида гидроэлектр энергияси, атом энергияси, қуёш энергияси ва денгиз тўлқинлари энергияси асосий энергия манбаи бўлиши лозим.

165- §. Газ ёқилғилар ва табиий газлар. Ер бағридан чиқадиган табиий газларнинг аҳамияти ҳам борган сари ошиб бормоқда. Улар ҳаво билан аралаш ёндирилганда юқори температура ҳосил бўлади. Шунинг учун улар яхши ёқилғи ҳисобланади. 1888 йилда Д. И. Менделеев тўшкўмирни ер остида газга айлантириш идеясини майдонга ташлаган эди. Улуғ Октябрь социалистик революциясидан сўнггина бу идея амалга оширилди ва 1937 йилда дунёда биринчи ер ости газификация станцияси бизда қурилди ва ишга туширилди.

СССРда табиий газлар ғоят кўп. Саратов, Ставрополь, Қарпат ёни (Дашава), Кавказ (Боку), Қрим табиий газ конлари ниҳоятда катта конлардир. Ҳозир Саратов-Москва ва Дашава-Киев-Москва газ йўли атрофида жойлашган завод, фабрика ва турар жойлар газ билан таъминланмоқда.

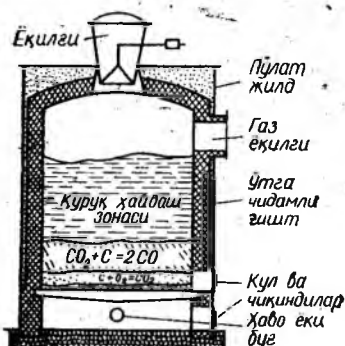
Урта Осиёда айниқса, Ўзбекистонда табиий газ бойликлари кўпдир.

Яқинда Бухоро ёнидаги Газли ва Муборақда катта газ конлари топилиб, ишга туширилди. Текширишлар бу ерларда 1 триллион 300 млрд м³ газ запаси борлигини кўрсатди. Бу газ мамлакатимизнинг кўп фабрика ҳамда заводларини ва турар жойларни газ билан таъмин этади. Бухоро газини 1961 йилда Тошкентга етиб келди. Уралнинг саноат марказларига олиб борилди. Бу газ Чимкент, Жамбул, Фрунзе ва Олмаотага ҳам олиб борилди. Ўзбекистонда етти йилликда газ олинishi 153 марта кўпайтирилиб, 1968 йилда 28,988 млрд м³ га етказилди. Бу Ўзбекистонга узоқ районлардан кўмир ташиб келишни анча қисқартиради. Газ республикамизнинг 1958 йилги ёқилғи балансининг фақат 3% инигина ташкил қилган эди, 1965 йилда эса 60% ни ташкил қилди.

Яқинда Сибирда ниҳоятда катта запасли газ конлари топилди. Эндиликда СССР газ запаслари жиҳатидан дунёда биринчи ўринни эгаллайди.

Табиий газлар, асосан, метан (60—80%) билан водороддан (10—30%) иборат бўлиб, уларга бир неча процент азот ва бошқа газлар аралашган бўлади. Табиий газнинг иссиқлик бериш қобилияти тахминан 33472—54392 кЖ. Бухоро газидан 97% га қадар метан бёр.

Табиий газлар фақат ёқилғи сифатидагина эмас, балки турли синтетик моддалар олишда ҳам хом ашё сифатида ишлатилади. Ўзбекистонда Бухоро газидан фойдаланиб, синтетик моддалар



71- расм.

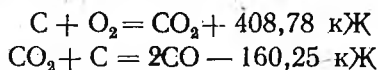
ишлаб чиқарадиган кўнгина заводлар қурилади. Масалан, Чирчиқда табиий газдан ацетилен олиниб, ундан Фарғонада ацетат шойи ишлаб чиқарилади.

Тошкўмирга қараганда озроқ иссиқлик ва паст температура берадиган торф ва кўнғир кўмир каби қаттиқ ёқилғилардан сунъий газ ёқилғилар тайёрланади. Етти йиллик планига мувофиқ, Оҳангаронда, газ оладиган йирик ер ости станцияси ишга туширилади. Бунда ёқилғи иссиқлигининг тахминан учдан бир қисми қаттиқ ёқилғини газ ёқилғига

айлантириш учун сарф бўлади, лекин газ ёқилғининг юқори температура ҳосил қилиши бу харажатни қоплаб кетади. Кўмирни ёқиб газга айлантиришда ёниш маҳсулотлари иссиқлигини бекорга кетказмасдан процесс давомида газни, ёқилғини ва ҳавони иситиб туриш мумкин. Бу билан эса иссиқлик анча тежаллади. 1 м³ газ ёқилғи ёнганда ҳосил бўлган иссиқлик миқдори газнинг иссиқлик бериш қобилияти деб аталади.

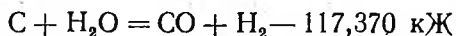
Генератор газы, сув газы; аралаш газ, кокс газы каби сунъий газ ёқилғилар маълум.

Генератор газы. Генератор печида (71-расм) чўғлангирилган кўмирга печнинг пастки қисмидаги тешиқдан ҳаво кборилади. Кўмир ҳавода ёниб, СО₂ ҳосил қилади. Ҳосил бўлган СО₂ кўмир чўғи бўйлаб кқорига кўтарилар экан қайтарилади, яъни СО га айланади:

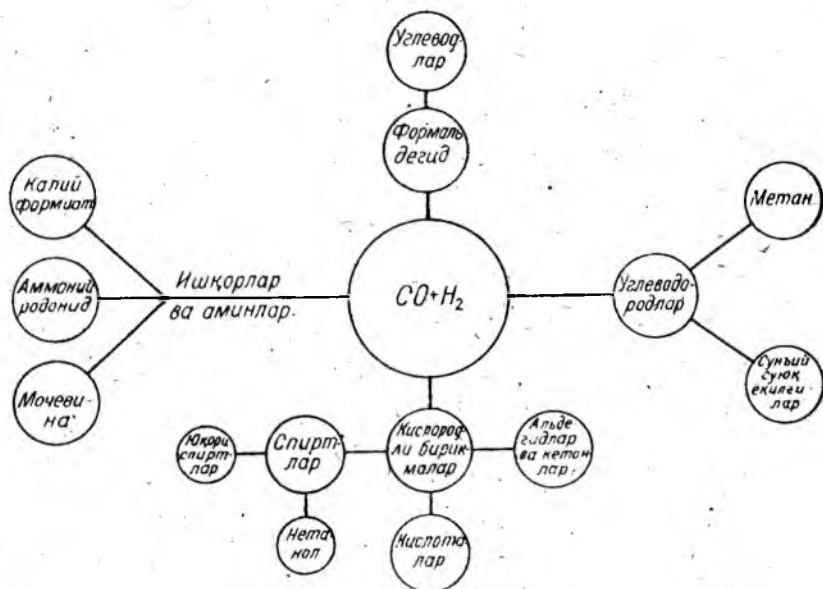


Ҳосил бўлган СО ҳаво таркибидаги N₂ ва қолган озгина СО₂ билан аралашган ҳолда генератордан чиқиб туради. Бу аралашма генератор газы деб аталади. Генератор газининг таркибида тахминан 25% СО бўлади. Газнинг иссиқлик бериш қобилияти 4184—5020,8 кЖ/м³.

Сув газы. Генератор газининг кўп қисми азотдан иборат бўлгани учун иссиқликнинг анча қисми бекорга ютилади. Агар чўғланган кўмир устидан сув буғи ўтказилса, СО билан Н₂ ҳосил бўлади:



Бу газларнинг иккаласи ҳам ёнувчи газдир. Шунинг учун бу газларнинг аралашмаси юқори температура берувчи яхши ёқилғи ҳисобланади ва сув газы деб аталади. Унинг иссиқлик бериш қобилияти 11715,2 кЖ/м³ га тенг. Аммо сув газининг ҳосил бўлиш реакцияси эндотермик реакция бўлганидан чўғланган кўмир совий бошлайди. Унинг совимаслиги учун кўмир устидан сув буғи билан ҳаво навбатма-навбат ўтказиб турилади. Чўғланган кўмир устидан сув буғи ўтганда кўмирнинг иссиқлиги ютилади, ҳаво ўтганда эса



72- расм.

кўмирнинг кислород билан бирикишидан иссиқлик чиқади. Чўлганган кўмирнинг иссиқлиги шу тариқа сақлаб турилади. Сув газининг таркибида тахминан 45% H_2 , 44% CO , 6% N_2 ва 5% CO_2 бўлади. Сув газининг аҳамияти борган сари ошмоқда. У кўпгина синтетик моддалар олишда хом ашё сифатида ишлатилади (72-расмга қаранг).

Аралаш газ. Чўлганган кўмир устидан, баъзан, сув буғига ҳаво қўшиб ўтказилади. Бунда сув газининг генератор газининг аралашмаси ҳосил бўлади. Бу аралашма *аралаш газ* деб аталади. Аралаш газнинг иссиқлик бериш қобилияти 4184 кЖ бўлиб, таркиби тахминан 30% CO , 15% H_2 , 50% N_2 , 5% CO_2 дан иборат.

Кокс газининг иссиқлик бериш қобилияти ~ 4184 кЖ бўлиб, унинг таркиби тахминан 55% H_2 , 28% CH_4 , 4% CO , 3% турли углеводородлар ва 7% N , 20% CO_2 ва 1% бошқа қўшимчалардан иборат. Кокс газининг лаборатория ва турмушда ишлатилади. Аммо унинг таркибида заҳарли CO газининг бўлганлиги учун уни ишлатишда ниҳоятда эҳтиёт бўлиш зарур.

Табиий газлар билан бир қаторда, сунъий йўл билан ҳосил қилинадиган газлар ҳам юқори молекулали полимерлар олишда хом ашё сифатида ишлатилади. Қуйидаги жадвалда СССРда қайси йили қанча газ олинганлиги кўрсатилган:

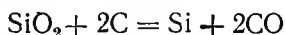
Йиллар	1913	1928	1937	1940	1950	1955	1956	1961	1964	1966	1968	1979
Млрд. м ³	0,017	0,3	2,3	3,4	6,2	10,4	13,7	60,9	110	145	171	407

166-§. Кремний (silisium) Si. Кремний элементи оғирлик жиҳатидан ер пўстлоғининг 26 процентини ташкил этади. Қум кремний (IV)-оксид, тупроқ эса силикат кислотанинг тузидир. Кўпгина 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.

Кремнийнинг учта барқарор изотопи ^{28}Si (92,16%), ^{29}Si (4,71%), ^{30}Si (3,13%) бор, унинг тўртта сунъий изотопи ҳам олинган.

Кремний кристалл ва аморф аллотропик шакл ўзгаришлари маълум.

Тоза қумга кўмир аралаштирилиб, электр печида қаттиқ қиздирилса, кремний қайтарилиб, унинг кристалл аллотропик шакл ўзгариши ҳосил бўлади:

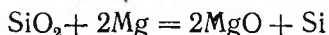


Кремний саноатда ана шу усул билан олинади. Кремнийда чала ўтказиш хоссаси бўлганлиги учун у жуда катта аҳамиятга эга. Чала ўтказгич сифатида соф кремний ишлатилади. Юқори температурада кремний билан кислороднинг ўзаро таъсиридан ҳосил бўлган SiO_2 нинг паст температурада парчаланишидан соф кремний олинади.

SiO_2 билан кўмир қиздирилганда кўмир карбид ҳосил бўлади. Шунинг учун юқоридаги реакция темир иштирокида олиб борилади ва 2—5% темирли кремний олинади. Баъзан 25% темирли Si, яъни ферросилиций ҳосил бўлади. Бу чўян ва пўлат ишлаб чиқаришда ишлатилади, чунки у темирда C нинг эришига тўсқинлик қилади. Ферросилиций кислотабардош материал сифатида ҳам ишлатилади.

Кристалл кремний ялтироқ, кул ранг, қаттиқ, мўрт модда. Унинг солиштирма оғирлиги 2,3 га тенг: $t_c \approx 14,10^\circ$, $t_{\text{кай}} = 2350^\circ$.

SiO_2 га магний қўшиб қиздирилса, аморф кремний ҳосил бўлади:



Аморф кремнийнинг ранги қўнғир бўлиб, солиштирма оғирлиги 2,3 атрофидадир. У кристалл кремнийдан кўра активроқ.

Аморф кремний суюқлангирлан магний ёки алюминийда эриши мумкин. Агар шу эритма совитилса, унинг таркибидаги кремний кристалл ҳолида чўка бошлайди.

Кремнийнинг металллар билан ҳосил қилган бирикмалари *силицидлар* деб аталади. Кремний баъзи пўлатлар таркибига кирилади. Масалан, 4% Si ли пўлатдан трансформаторлар тайёрла-

нади. Бундай пўлат тоза темирга қараганда тез магнитланиш ва магнитсизланиш қобилиятига эга. Электр энергияси яхши тежаллади. Кремнийли темир қотишмаларидан кислоталарга чидамли идишлар тайёрланади. Тоза кремний ва кремнийнинг баъзи қотишмалари чала ўтказгич сифатида ва фотоэлементларда ишлатилади.

Кремнийга ишқорлар таъсирдан водород ажралиб чиқади:



Бу реакция водород олишда ишлатилади. Одатдаги температурада кремнийга фақат фторид кислота билан нитрат кислотанинг аралашмасигина таъсир эта олади.

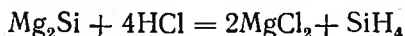
Одатдаги температурада кремний фтор билан бирикиб, SiF_4 ҳосил қилади. Кремний фторид сув билан реакцияга киришиб, гексафторосилицид кислота H_2SiF_6 ҳосил қилади. Бу кислота икки негизли кучли кислота бўлиб, унинг тузлари заҳарлидир. Na_2SiF_6 ва BaSiF_6 қишлоқ хўжалиги зараркундаларига қарши курашда ишлатилади. Na_2SiF_6 баъзи эмаллар таркибига киради. Гексафторосилицидлар баъзи қурилиш материалларининг гигроскопиклигини камайтириш ва зичлигини ошириш учун ишлатилади.

Кремний қиздирилганда хлор, олтингугурт, кислород ва углерод билан бирикади. Кремнийнинг углерод билан ҳосил қилган бирикмаси SiC *карборунд* деб аталади. У ғоят қаттиқ модда бўлиб, қаттиқлиги олмосникига яқинлашади. Карборунд қум билан қўмир аралашмасини электр печларида қиздириш йўли билан олинади:



Карборунддан қайроқ чархлар, ўтга ва кислотага чидамли нарсалар тайёрланади.

Силицидларга кислота таъсир эттириш йўли билан кермнийнинг водородли бирикмалари ҳосил қилиниши мумкин:



SiH_4 *жюносилан* дейилади. У рангсиз газ бўлиб, ҳавода ўз-ўзидан ёниб кетади. Бундан ташқари, кремнийнинг *дисилан* Si_2H_6 , *трисилан* Si_3H_8 деб аталадиган бирикмалари ҳам бор. Булар беқарор ва заҳарли моддалар бўлиб, кучли қайтариш хоссасига эга, ҳавода ўз-ўзидан ёниш билан портлайди.

167-§. Силикат ангидрид (қумтупроқ) SiO_2 . Кремнийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси — силикат ангидрид табиатда кристалл ва аморф ҳолда кўп учрайди.

Кристалл ҳолдаги SiO_2 *кварц* дейилади. Кварц ғоят қаттиқ минерал бўлиб, унинг молекулалари полимерланган. Кварцнинг ҳар бир атоми тетраэдрнинг марказига жойлашган, тетраэдр учларида эса кислород атомлари туради, кислород атомларидан ҳар бари кремнийнинг иккита атоми билан боғланган. Бу полимер $(\text{SiO}_2)_n$ ҳолида ёзилиши керак, лекин осонлик учун SiO_2 ҳолида ёзилади.

SiO_2 нинг майда кристаллари қумдир. Тоза қум тиниқ бўлиши

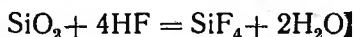
керак, лекин кристаллари майдалигидан оқ кўринади. Кўп учрайдиган одатдаги қумнинг сарғиш ёки қизғиш туси унга темир бирикмалари аралашганлигини кўрсатади. Қум табиатда ғоят кўп учрайдиган модда бўлиб, унинг янада кўп миқдори минералларга боғланган ҳолда бўлади. Уларнинг емирилишидан доимо қум ҳосил бўлиб туради. Қум энг муҳим ва зарур қурилиш материалидир. У цемент ва шиша каби моддаларни ишлаб чиқаришда ишлатилади.

SiO₂ табиатда йирик кўркем кристаллар ҳолида ҳам учрайди. Бу йирик кристаллар тоғ *хрустали* дейилади. Тоғ хрустали олти ёқли икки томони иккита пирамидадан иборат призма шаклида бўлади.

Тоза тоғ хрустали рангсиз, тиниқ кристаллдир. Таркибида қўшимчалар бўлган тоғ хрустали ҳар хил тусда бўлиши мумкин. Турли рангдаги тоғ хрусталлари қимматбаҳо тошлардир. Оч гунафша тусли хрустал *аметист* деб, сариқ-қўнғир тусдагилари *ҳақиқлар* деб аталади. Чақмоқтош SiO₂ нинг жуда майда кристалларидан иборатдир.

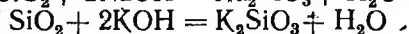
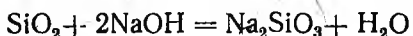
Табиатда учрайдиган аморф SiO₂ баъзи сув ўсимликлари ва денгизда яшовчи майда жониворлар (диатомитлар) нинг қолдиқларидир. Аморф ҳолдаги SiO₂ *инфузория тупроғи* деб аталади.

SiO₂ жуда қийин суюқланади, унинг суюқланиш температураси 1713°. SiO₂ сувда эримайди, HF дан бошқа бирорта ҳам кислота унга таъсир эта олмайди. SiO₂ га HF таъсир эттирилса, SiF₄ ҳосил бўлади.

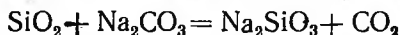


SiO₂ га ишқорлар таъсир эттириш йўли билан силикат кислоталарнинг тузлари ҳосил қилинади.

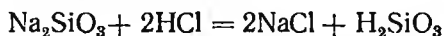
168-§. **Силикат кислоталар ва уларнинг тузлари.** SiO₂ ангидрид сув билан бевосита бирикмайди. Шунинг учун ҳам SiO₂ ва сувдан тўғридан-тўғри силикат кислоталар ҳосил қилиб бўлмайди. Силикат кислоталар бошқа усуллар билан олинади. Масалан, SiO₂ аввал тузга, яъни силикатга айлантирилади;



SiO₂ га карбонатлар қўшиб қиздириш натижасида ҳам силикатлар ҳосил бўлади:



Ҳосил қилинган силикатларга кислоталар таъсир эттириш йўли билан силикат кислоталар олинади:



H₂SiO₃ сувда чин эритма ҳосил қила олмайди. Силикат кислота ҳосил бўлиш шароитига, яъни реакция учун олинган эритмаларнинг концентрацияси ва температурага қараб, тиниқ коллоид эритма ёки ивиқ чўкма ҳолида олинади. Шундай усул билан олинган силикат

кислотанинг таркиби $m\text{SiO}_2$ ва $n\text{H}_2\text{O}$ дан иборатдир; m ва n шароитга қараб турлича бўлиши мумкин. Бу кислотанинг формуласи қулайлик учун H_2SiO_3 билан ифодаланади. Аслида бу кислотанинг умумий формуласи $m\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ёзилади ва *полисиликат кислота* деб аталади. Агар бир молекула SiO_2 га бир молекула сув тўғри келса, *метасиликат кислота* — $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ёки H_2SiO_3 ҳосил бўлади. $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ёки H_4SiO_4 *ортосиликат кислота* деб, $2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ёки $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ эса *диметасиликат кислота* деб аталади. Диметасиликат кислота *полисиликат* кислотадир, умуман; $m > 1$ бўлган силикатлар полисиликат кислоталардир.

Силикат кислота кучсиз кислота; $K_1 = 3 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 3 \cdot 10^{-12}$. $m\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ таркибдаги сувнинг кўп қисми ажратиб олинса, ниҳоятда ғовак қаттиқ оқ модда ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган модда *силикагель* деб аталади. Бу модда жуда ғовак бўлганлиги учун катта юзага эга. Унинг кўпгина газларни, буғларни ва, умуман, кўпгина моддаларни шимиб (адсорбилаб) олиш хусусияти кучли. Шунинг учун ҳам у саноатда кўп ишлатилади. Масалан, нефть газлари таркибидан бензинни шимдириб олиш ва минерал мойларни тозалашда ишлатилади. Кўпгина ишлаб чиқаришларда катализаторлар силикагель юзасига шимдирилади ва ҳоказо.

Натрий ва калий силикатлар шишасимон массага ўхшайди ва сувда эрийди. Шунинг учун ҳам калий силикат билан натрий силикат *эрувчан шиша* деб аталади. Эрувчан шиша сувда эритилганда ҳосил булган эритма *суяқ шиша* дейилади.

Газлама ва ёғоч буюмларни ёнмайдиган қилиш учун уларга суяқ шиша шимдирилади. Суяқ шишадан қурилишларда кислотага чидамли бетон ва цемент тайёрлаш учун фойдаланилади.

Кремнийнинг табиатда энг кўп учрайдиган бирикмалари силикатлардир. Ер пўстлогининг асосий қисми ҳам шу силикатлардан, аниқроқ қилиб айтганда, полисиликатлардан иборатдир. Полисиликатлар анча мураккаб модда бўлганлиги учун, кўпинча, оксидлар ҳолида ёзилади. Қуйида табиий силикатларга мисоллар келтирилган ва уларнинг икки хил ёзилиши кўрсатилган.

Каолин (тоза тупроқ) — $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$ ёки $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Ортоклаз (дала шпати) — $\text{K}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ёки $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

Оқ слюда — $\text{H}_4\text{K}_2\text{Al}_6\text{O}_{24}$ ёки $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Асбест (арқон тош) — $\text{CaMg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$ ёки $\text{CaO} \cdot 3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2$

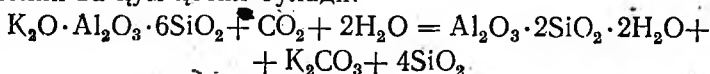
Полисиликатларни оксидлар ҳолида ёзиш ҳам, уларни эсда тутиш ҳам осондир.

Таркибида алюминий бўлган силикатлар жуда кўп учрайди; улар *алюмосиликатлар* деб аталади. Тупроқ, тоғ жинслари ва минералларнинг кўпчилиги алюмосиликатлардан иборатдир.

Тоза тупроқ *каолин* деб аталади. У оқ тусли моддадир. Одатдаги тупроқнинг сарғиш тусда бўлиши унга темир бирикмалари аралашганлигини кўрсатади.

Силикатлар ҳаво, айниқса, ҳаво таркибдаги карбонат ангидрид ва сув таъсирида доимо емирилиб туради. Бу процесс *пураш*

деб аталади. Масалан, ортоклазнинг (дала шпатининг) нурашидан каолин ва қум ҳосил бўлади:

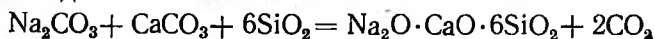


Алюмосиликатларнинг нурашидан каолин ҳосил бўлгани учун бу процесс *каолинланиш* деб ҳам юритилади.

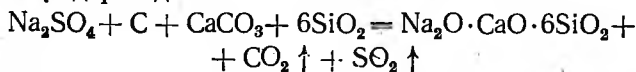
Каолин (тупроқ) асосий қурилиш материалidir. Тупроқдан гишт ва цемент тайёрланади. Тоза каолиндан чинни ва сопол идишлар ясалади (170- параграфга қаранг).

169- §. Шиша ишлаб чиқариш. Инсон шиша ишлаб чиқариш билан қадимдан шуғулланган. Маълумки, эрамиздан 3,5 минг йил илгари Миср усталари шиша тайёрлаганлар.

Шиша тиниқ аморф модда бўлиб, унинг тури кўп. Деразага ишлатиладиган шиша оддий нормал шишадир. Сода, оҳактош ва қум аралашмасини юқори (1400° га қадар) температурада қиздириш йўли билан кальций ва натрий-силикатлардан иборат шиша ҳосил қилинади:



Na_2CO_3 ўрнига Na_2SO_4 ишлатиш ҳам мумкин. Бу ҳолда унга кўмир қўшиб қиздирилади:



Ҳосил бўлган шиша массасида газ маҳсулотларни батамом чиқариб юбориш керак.

Соданинг бир қисми ўрнига поташ K_2CO_3 қўшиш билан лаборатория идишлари тайёрлаш учун ишлатиладиган шиша олинади. B_2O_3 ва ZnO қўшиб тайёрланган шиша юқори сифатли бўлади. У анча барқарор бўлиб, химиявий таъсирлар ва температуранинг кескин ўзгаришига чидамlidir. Қум, поташ ва қўрғошин оксиддан хрустал *шиша* олинади. Хрустал шиша нурни кучли синдиради. Шунинг учун ҳам, у оптик буюмлар ва хрустал идишлар ясада ишлатилади.

Қуйидаги жадвалда шиша навларининг таркибий қисмлари процент ҳисобида берилган:

Шиша навлари	SiO ₂	Na ₂ O	K ₂ O	CaO	MgO	BaO	ZnO	B ₂ O ₃	Al ₂ O ₃ Fe ₂ O ₃ (бирга)	PbO
Нормал шиша (дераза ойнаси)	70—72	14—15	1—2	7—8	3—4	—	—	—	1—2	—
Хрустал шиша	55—57	—	10—13	—	—	—	—	—	—	30—35
Юқори сифатли шиша	65—69	10—11	2—3	7—8	3—4	3—4	—	—	3—4	—
Аъло сифатли химиявий шиша (пайракс)	80—81	3—4	1—2	0—1	—	—	—	11—12	2—2	—
Аъло сифатли химиявий шиша (пенск)	64—70	7—8	—	—	—	—	10—11	10—11	3—4	—

Саноатда шиша тола ҳам ишлаб чиқарилади. Унинг таркибида 54—55% SiO_2 , 15—16% CaO , 14—15% $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3$, 9—10% B_2O_3 , 4—5% MgO , 0—1% ZnO бўлади. Шиша тола ғоят пухта бўлиб, ўтга ва химиявий таъсирларга чидамлидир; у электрни, иссиқликни ва товушни ўтказмайди, шунинг учун электротехникада ва ўт ўчирувчилар кийими ҳамда театр пардалари учун лозим бўлган материаллар олишда ишлатилади.

Шишалар таркибидаги Fe_2O_3 қўшимчаси ультрабинафша нурларни ўтказмайди. Таркибида 0,02—0,7% Fe_2O_3 бўлган махсус шиша *увюл шиша* дейилади. Увиол шиша мактаб, касалхона деразаларини ва оранжереяларни ойналашда ишлатилади, чунки у ультрагунафша нурларни яхши ўтказди.

Кварц шиша. Тоза қумнинг ёлғиз ўзидан тайёрланадиган шиша *кварц шиша* деб аталади. Бу шиша юқори температурага чидамли бўлиб, унинг кенгайиш коэффициентини ниҳоятда кичик. У қаттиқ қиздирилиб, совуқ сувга ботирилганда ҳам ёрилмайди. Кварц шишанинг яна бир фазилати шундаки, у ультрабинафша нурларни яхши ўтказди. Шунинг учун ҳам кварц шиша медицинада ва кинога олишда ишлатиладиган ультрабинафша нур берувчи лампаларни тайёрлашда ишлатилади.

Рангдор шишалар тайёрлаш учун шишага баъзи моддалар қўшилади. Масалан, шишага CaO қўшилса кўк рангли, Cr_2O_3 қўшилса яшил рангли, Cu_2O қўшилса қизил рангли ва, ниҳоят, MnO_2 қўшилса бинафша рангли шишалар ҳосил бўлади. Кумушнинг майда заррачалари шишани сариққа бўяйди, олтин заррачалари эса шишага қизил тус беради. Таркибида олтин заррачалари бўлган қизил тусли бундай шиша *ёқут шиша* деб аталади. Бу шишалар таркибидаги кумуш ва олтин майда коллоид заррачалари ҳолида бўлади.

Mn ва Ca қўшилган шишаларнинг ранги Mn , Ca силикатларининг рангидир. Ўзбекистонда бир неча шиша заводлари бор. Масалан, Чирчиқ шиша заводи йилига 2 млн. 100 минг m^2 дераза ойнаси ишлаб чиқаради.

Бу завод кенгайтирилиб, унинг йилги маҳсулоти 6,5 млн. m^2 га етказилиши мўлжалланган. Чирчиқда банка ва бутилкалар ишлаб чиқарадиган янги завод ишга туширилган.

170-§. Керамика. Сопол идишлар, ғишт, черепица, сопол қувурлар, химия саноатида ишлатиладиган ўтга ва кислотага чидамли сопол материаллар, фаянс ва чинни ишлаб чиқарадиган саноат *керамика саноати* дейилади. Фаянс ва чинни *нафис керамика* деб юритилади, бошқалари эса *дағал керамика* дейилади.

Керамика саноатининг асосий хом ашёси тупроқ — каолиндир. Лойдан ясалиб пиширилган идишлар — сопол ва чинни буюмлар ғоят пишиқ ва сувда ивимайдиган бўлганлиги учун бутун инсоният тарихида катта аҳамиятга эга бўлди.

Тарихдан маълумки, эрамиздан 5 минг йил илгари сопол идишлар ишлаб чиқарилган. Кишилар эрамиздан илгари уч мингичи йилларда пиширилган сопол идишларни сирлаб сут ва мой шиммайдиган қилиш, турли ранглар билан гул солиш ҳунарларини билганлар.

Керамика саноати дастлаб Мисрда, кейин эса Эрон, Хитой, Урта Осиё ва, умуман, Шарқда тараққий этган. Эрамининг III—V асрларида Хитойда чинни ясашга уринганлар; VI—VII асрларда эса чинни ишлаб чиқариш тараққий этиб кетган.

Урта Осиёда сопол қумғонлар, лаганлар, хумлар ишлаб чиқарилган. Бухорода Исмоил Сомонийнинг IX—X асрда қурилган мақбараси, XIV—XV асрларда — Темур ва темурийлар замонида қурилган ранг-баранг нақшли сарой, масжид ва мадрасалар ўша замон усталарининг нақадар моҳир бўлганлигидан далолат беради.

XV асрда, яъни Улуғбек даврида Самарқанд шаҳрида чинни ишлаб чиқарилган.

Европада биринчи чинни заводи 1706 йилда Германияда қурилди. Россияда биринчи чинни заводи 1748 йилда қурилди.

Ғишт ва сопол идишлар лойдан ишланиб, сўнгра қуритилади-да, 1000° атрофида пиширилади. Лой таркибидаги сув ва каолин таркибидаги химиявий боғланган сув буғланиб кетиши натижасида $3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ таркибли алюмосиликат ҳосил бўлади. Сополнинг сариқ, қўнғир ва қизил туси унинг таркибида Fe_2O_3 қўшимчаси борлигини кўрсатади.

Сопол идишларнинг сиртларини сирлаш учун ўчоққа ош тузи ташланади. Ош тузининг буғи идиш сиртида SiO_2 билан бирикиб, силикат ҳосил қилади, бу силикат идиш сиртидаги кавакларни тўлдиреди.

Сир ва бўёқлар турли моддаларни (кварц, бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, сода, поташ ва бошқаларни) турли миқдорда аралаштириш йўли билан тайёрланади. Оқ бўёқ учун SnO , яшил бўёқ учун Cr_2O_3 , жигар ранг бўёқ учун Fe_2O_3 , қизил бўёқ учун Cu_2O ишлатилади.

Фаянс ва чинни тоза каолин (оқ тупроқ) дан ишланади. Каолиндан ясаладиган идишларга мустаҳкамлик бериш учун каолинга кварц билан ортоклаз (дала шпати) аралашмаси қўшилади. Бундай буюмлар 1300° га қадар қиздирилгандан кейин ортоклаз, кварц, V_2O_5 ва бошқа моддалардан иборат сирга ботирилиб, яна 1400° чамаси температурагача қиздирилади. Бунда ортоклаз суюқланиб, чинни идишни зич ва тиниқ қилади.

СССР да керамика саноати Улуғ Октябрь революциясидан кейин жуда ривожланиб кетди.

Тошкентда ҳам чинни заводи бор. Беш йиллик шанда Оҳангаронда сопол қувурлар, қурилиш ишлари учун лозим бўлган турли керамика плиткалари, чинни электр изоляторлар ишлаб чиқарадиган заводлар кўпайтириш мўлжалланган.

171- §. Цемент. Цемент жуда муҳим қурилиш материалидир. Цемент тупроқ ва оҳактошдан тайёрланади. Тупроқ ва майдаланган оҳактош қия қўйилган цилиндрик печга юқори томонидан узлуксиз киритиб турилади. Печнинг паст-томонидан тошқумир кукуни ёки газ ёқилғи киритилади. Печь секин-аста айланиб туради, पिшаётган масса эса печь бўйлаб пастга туша боради. Печнинг температураси 1400—1600° атрофида бўлади. Тайёр цемент аввал совитилиб, сўнгра талқон қилинади.

Цемент таркибига ва навига қараб турли тусда бўлади.

Печда каолин оҳактош билан реакцияга киришиб, кальций силикат ва кальций алюминат ҳосил қилади. Деяк, цемент $2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ (яъни Ca_2SiO_4) ёки $3\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ (яъни Ca_3SiO_5), $3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$ [яъни $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$] дан иборатдир. Булардан ташқари Fe_2O_3 ҳам иштирок этади.

Цемент бинокорликда, сув ости иншоотлари ва бошқалар қуришда ишлатилади. Цемент ишлатилишига кўра, ҳар хил таркибли қилиб тайёрланади. Унинг таркиби CaO , SiO_2 , Al_2O_3 ва Fe_2O_3 нинг процент ҳисобида олинган миқдори билан ифодаланади. Цемент таркибидаги CaO оғирлигининг SiO_2 , Al_2O_3 ва Fe_2O_3 лар оғирлигига нисбати цементнинг *гидромодули* деб аталади. Гидромодул цементнинг техник сифатларини кўрсатади.

Яхши нав цементларнинг гидромодули тахминан иккига тенг бўлади.

Цемент сувга қорилгандан сўнг бир оз ўтгач қотади. Одатда, цемент қум билан аралаштириб ишлатилади ва *цемент қоришмаси* деб аталади. Цемент қум ва шағал билан аралаштириб ишлатилганда *бетон* ҳосил бўлади. Йирик қурилишларда бетон ичига темир арматуралар қўйилади. Бундай бетон *темир-бетон* дейилади.

Ўзбекистоннинг Оҳангарон, Қувасой, Бекобод шаҳарларида цемент заводлари бор. Қувасой ва Бекобод заводлари янгидан ускуналанди, уларга бўйи 150 м ли янги печлар ўрнатилиб, ишлаб чиқариш қуввати 2,4 марта оширилди. 1961 йилда Навоий шаҳрида жуда катта цемент заводи қурилди. Ўзбекистонда 1958 йилда 534,2 минг т цемент, 1965 йилда 2465 минг т, 1968 йилда 2934 минг т цемент ишлаб чиқарилди.

Қуйидаги жадвалда СССР да цемент ишлаб чиқаришнинг ўсиши кўрсатилган:

Йиллар	1913	1928	1937	1940	1950	1955	1956	1964
Млн. т	1,5	1,6	5,7	5,7	10,2	22,5	24,9	64,9

Ўзбекистонда:

Йиллар	1940	1950	1960	1965	1966	1968
Минг т	267	356	1190	2465	2631	2934

172- §. Коллоид эритмалар. 79- параграфда суспензия, эмульсия, коллоид эритмалар ва чин эритмалар ҳақида гапирилган эди.

Силикат кислота эритмаси коллоид эритмага яхши мисол бўлади. У сувда эримайди, лекин олиниш шароитига қараб, баъзан бир қисми чўкма, бир қисми коллоид эритма ҳолида, баъзан эса бутунлай коллоид эритма ҳолида ҳосил бўлади. Масалан, Na_2SiO_3 эритмасига HCl эритмаси қуйилса, H_2SiO_3 коллоид ҳолда ҳосил бўлади. Эритма тиниқ, лекин H_2SiO_3 нинг заррачалари коллоид заррача ҳолида бўлади.

Чин эритмаларда эриган модданинг заррачалари молекулалар, ҳатто ионларга қадар дисперсланиб (майдаланиб), бир фазали суюқ гомоген системалар ҳосил қилади. Дисперс заррачалар билан дисперс муҳит орасида чегара йўқ. Суспензия ва коллоид эритмалар таркибидаги эриган модданинг эса ҳар бир заррачаси кўп молекулалардан иборат бўлиб, гетероген система ҳосил қилади. Гетероген системасида дисперс фаза билан дисперс муҳит орасида чегара сирт бор.

Суспензия заррачалари 100м μ дан катта, чин эритма заррачалари 1 м μ дан кичик, коллоид эритма заррачалари эса 1 м μ билан 100 м μ орасида бўлади.

Заррачалари 100 м μ дан катта бўлган системалар *дағал дисперс* системалар деб, заррачалари 100 м μ дан 1 м μ гача бўлган дисперс системалар *юқори дисперс* системалар деб аталади. Дағал дисперс системалар юқори дисперс системалардан баъзи хоссалари жиҳатидан фарқ қилса-да, уларда умумий хоссалар ҳам бўлади. Масалан, юқорида айтиб ўтилганидек, уларнинг иккаласи ҳам гетероген системадир.

Турли оқсил моддалар, целлюлоза, каучук ва кўпгина юқори молекуляр моддаларнинг эритмаларидаги дисперс фазанинг заррачалари молекулалардан иборат бўлса-да, молекулалари йирик бўлганлигидан коллоид системаларга ўхшайди. Юқори молекуляр моддаларнинг эритмалари баъзи хоссалари (масалан, чегара сиртларининг йўқлиги каби хоссалари) жиҳатидан чин эритмаларга яқин туради. Бир қатор бошқа хоссалари жиҳатидан эса коллоид эритмаларга ўхшаб кетади.

Коллоид системалар *золь* деб аталади. Агар коллоид системанинг дисперс муҳити газ бўлса, бундай коллоид система *аэрозоль* деб, дисперс муҳити суюқлик бўлган коллоид система эса *лио-золь** деб аталади. Агар эритувчи сув бўлса, коллоид система *гидрозоль*, агар эритувчи спирт бўлса, коллоид система *алкозоль* дейилади.

Илгари олимлар баъзи моддалар фақат коллоид эритма, баъзи моддалар эса фақат чин эритма ҳосил қилади, деб ўйлаган эдилар. Шунинг учун елим, оқсил ва крахмалга ўхшаш коллоид** эритма ҳосил қилувчи моддаларни *коллоид моддалар* деб атадилар.

Қанд, ош тузи каби моддалар коллоид эритма ҳосил қилмайди, фақат чин эритмалар ҳосил қилади деб ўйладилар ва уларни кристаллоид моддалар деб атадилар. Кейинги текширишлардан маълум бўлдики, кўпгина моддалар, эритманинг ҳосил бўлиш шароитига ва эритувчининг табиатига қараб, коллоид ёки чин эритма ҳосил қилиши мумкин. Демак, моддалар баъзан коллоид ҳолда бўлиши, баъзан эса коллоид ҳолда бўлмаслиги мумкин экан. Масалан, типик кристалл модда бўлган ош тузи спирта эриганда каллоид эритма ҳосил қилади. Коллоид эритма ҳосил қилувчи со-вундан чин эритма ҳам тайёрлаш мумкинлиги аниқланди, шун-

* «Collo» грекча бўлиб, унинг маъноси елим демакдир. «Lio» грекча бўлиб эритаман деган сўздир.

** Коллоид елимга ўхшаш демакдир.

дан кейин моддаларни коллоид ва кристаллоид деб ажратиш нотиғри эканлиги маълум бўлди. Шундан бошлаб, моддаларнинг кристаллоид ва коллоид ҳолатлари ҳақида сўз юритиладиган бўлди.

Коллоид эритмалар халқ хўжалигида катта аҳамиятга эга. Ўсимлик ва ҳайвон организмидаги кўпгина моддалар коллоид ҳолатда бўлади. Тупроқ ва қишлоқ хўжалиги зараркундаларига қарши ишлатиладиган кўпгина моддалар коллоид ҳолда бўлади. Тери, совун, керамика, шиша, ҳар хил газлама ва бўёқлар ишлаб чиқариш коллоид ҳолат билан боғлиқдир. Кўпгина озиқ-овқат моддалари коллоид ҳолатда бўлади. Кўп олимлар коллоид системалар устида ишлаб, уни химиянинг айрим бир соҳаси ҳолига келтирдилар. Бу соҳа *коллоид химия* деб аталади. Коллоид химия кўп қонун ва назариялар асосида тез ривожланиб бораётган фандир. Совет олимларидан В. И. Каргин, И. И. Боршов, Н. Н. Бекетов, Н. Н. Песков, А. В. Думанский, П. А. Ребиндер ва бошқалар коллоид химия соҳасида кўпгина хизмат қилдилар ва қилмоқдалар.

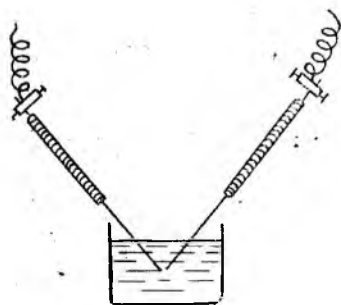
173-§. Коллоид эритмаларнинг олиниши. Коллоид эритмалар дисперслаш ва конденсатлаш усуллари билан ҳосил қилинади. Дисперслаш усулида модда коллоид заррачаларнинг ўлчамига етгунча майдаланади, конденсатлаш усулида эса ион ва молекулалар ҳолида бўлган заррачалар ўзаро ёпишиб, коллоид заррачалар ўлчамига қадар йириклашади.

Дисперслаш усулида модда коллоид тегирмонлар деб аталадиган махсус тегирмонда майдаланади. Моддани 10 м^м ли заррачаларга қадар майдалайдиган коллоид тегирмонлар бор.

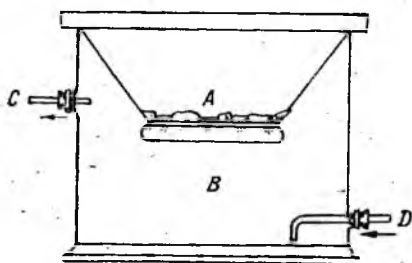
Дисперслаш усулида моддани электр ёрдамида ҳам майдалаш мумкин. Масалан, олтин, кумуш, платина каби металлларнинг коллоид эритмаларини (золларини) тайёрлаш учун шу металллардан икки бўлак сим олиниб, электр токи манбаи билан туташтирилади ва тоза сувга ботирилади (73-расм). Сув остида симлар бир-бирига яқинлаштирилиб, электр ёйи ҳосил қилинса, сим майдаланиб, чангга айлана бошлайди. Натижада металлнинг тиниқ коллоид эритмаси ҳосил бўлади.

Олтиннинг коллоид эритмаси қирмизи тусли, кумушнинг коллоид эритмаси эса қўнғир-сариқ туслидир.

Конденсатлаш усули химиявий усул бўлиб, бунда реакция мувофиқ шароитда боради ва реакция натижасида ҳосил бўлаётган модданинг ион ва молекулалари ўзаро ёпишиб, йириклашади. Масалан, олтин хлорид AuCl_3 нинг ғоят суюлтирилган эритмасига кучли қайтарувчи бўлган гидразин N_2H_4 таъсир эттирилса, олтин қайтарилади. Эркин ҳолда ажралиб чиққан олтин атомлари ўзаро ёпишиб, коллоид заррачалар ҳосил қилади ва, натижада, қирмизи тусли тиниқ кол-

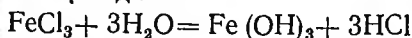


73-расм.



74- расм.

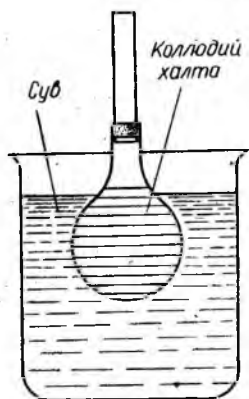
коллоид эритма ҳосил қилади:



Конденсатлаш усули билан коллоид ҳолда олинган маҳсулотни унга аралаш турган иккинчи маҳсулотдан ажратиш лозим бўлади. Масалан, Na_2SiO_3 га HCl таъсиридан H_2SiO_3 коллоид ҳолда, NaCl чин эритма ҳолида ҳосил бўлади. Коллоид ҳолдаги H_2SiO_3 ни ош тузи эритмасидан ажратиш учун тубсиз *A* идиш олينيб, унинг бир томони пергамент қоғоз ёки ҳайвон пуфаги билан маҳкам боғланади ва идишга H_2SiO_3 билан NaCl эритмасининг аралашмаси қуйилиб, идиш тоза сув тўлдирилган *B* цилиндрга ботирилади (74- расм).

Пергамент қоғоз, шунингдек, пуфак чин эритма ҳосил қилувчи модданинг ион ва молекулаларини ўтказмайди, лекин коллоид заррачаларни ўтказмайди. Шунинг учун эритмадаги Na^+ ва Cl^- лар парда орқали сиртқи идишга чиқиб, сувда диффузиланади. H_2SiO_3 нинг коллоид заррачалари цилиндр ичида қолади. Сиртқи идишдаги сув *D*, *C* найлар орқали оқизиб турилса, ош тузи ионларининг сиртга диффузиланиши янада тезлашади. Коллоид эритмани чин эритма моддаларидан тозалаш *диализ* деб аталади. Диализ олиб бориладиган асбоб диализатор дейилади. Диализни коллоиддан ясалган халтачада олиб бо-

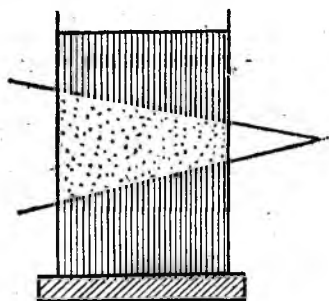
риш жуда қулайдир. Бундай халтача деворлари парда вазифасини ўтайди. Шунинг учун бундай халтачага коллоид эритма тўлдирилиб, дистилланган сувга ботирилса (75- расм), эритмадаги ионлар девор орқали диализланиб, сиртқи идишдаги сувга диффузиланади, халтачада эса коллоид эритманинг ўзи қолади. Деворлари шундай чин эритма ионларини ва молекулаларини ўтказиб, коллоид заррачаларни ўтказмайдиган бошқа махсус диализаторлар ҳам бор.



75- расм.

174- §. Коллоид эритмаларнинг баъзи хоссалари ва турлари. Суспензия, коллоид эритма ва чин эритмаларнинг ёруғлик нурларига муносабати турлича, чунки бу системалардаги десперс фаза заррачаларининг ўлчамлари ҳар хилдир. Суспензия орқали

ўтаётган ёруғлик нури маълум бурчак остида қайтади, чунки суспензия заррачалари, кўпинча, ўзи орқали ўтаётган ёруғлик нурининг тўлқин узунлигидан каттадир. Агар ёруғлик нурлари коллоид эритма орқали ўтказилса, улар маълум бурчак остида қайтмай, балки ҳар тарафга тарқалади. Бунинг сабаби шуки, коллоид заррачаларининг ўлчамлари ёруғлик нурининг тўлқин узунлигидан кичик бўлади. Нурнинг эритмадан ўтган қисмининг йўли ёруғ конус бўлиб кўринади (75-расм).



76- расм.

Бу ҳодиса *тиндаль ҳодисаси* деб аталади. Чин эритмадаги дисперс заррачалар ғоят кичик бўлганлигидан, уларда ўзига тушган нурларни тарқатиш хусусияти бўлмайди, яъни улар тушаётган нурга тўсқинлик қила олмайди. Чин эритмалар ёруғлик нурига нисбатан «оптик бўш» дейилади. Демак, тиндаль ҳодисаси коллоид эритмаларга хосдир. Ультрамикроскоп тиндаль ҳодисаси асосида қурилган. Ультрамикроскопда ўрганилаётган суюқликка ёруғлик ён томондан тушади (76-расм).

Заррачаларга тушиб, шу заррачалардан тарқалган нурлар микроскоп орқали ўтади. Шунинг учун микроскопнинг қоронғи фонига ялтироқ нуқталар кўринади. Агар чин эритма ультрамикроскоп орқали қаралса, микроскоп фони тамом қоронғи кўринади, чунки микроскопга берилган нур эритма орқали батамом ўтиб кетади.

Коллоид эритмаларнинг ҳам осмотик босимини, қайнаш температурасининг кўтарилишини ва қотиш температурасининг пасайишини ўлчаш мумкин. Лекин улар чин эритмаларникидан паст бўлади, чунки ҳар бир заррача кўп молекулалардан иборат бўлганидан коллоид эритмаларда заррачалар сони чин эритмаларидагига қараганда оздир.

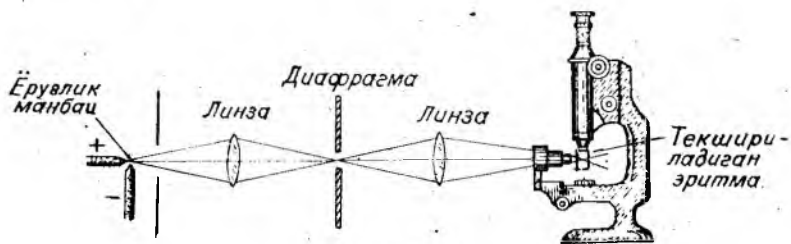
Коллоид заррачаларда ўз юзасига дисперс муҳит (эритувчи) молекулаларини, унинг ионларини шимиш хусусияти бор. Турли коллоидларнинг адсорбилашга бўлган мойиллиги турлича.

Коллоид эритмаларнинг дисперсли муҳит молекулаларини адсорбилаш хусусиятига қараб, уларни икки гурпуга — *лиофилъ* ва *лиофоб коллоид* эритмаларга бўлиш мумкин.

Заррачалари дисперс муҳит (эритувчи) молекулаларини адсорбилашга, яъни уларни ўз заррачаларига боғлаб, сольватланишга мойил коллоид системалар *лиофилъ коллоидлар** деб аталади. Дисперс муҳити сув бўлган бундай коллоидлар *гидрофилъ коллоидлар* деб аталади. Заррачалари дисперсли муҳит молекулаларини боғламайдиган ёки оз боғлайдиган, яъни сольватланмайдиган ёки оз сольватланмайдиган коллоидлар *лиофоб коллоидлар*** деб ата-

* «Lio» грекча сўз бўлиб, маъноси эригман, «Pileo» севаман демакдир.

** «Phobos» грекча бўлиб, унинг маъноси қўрқув демакдир.



77-расм.

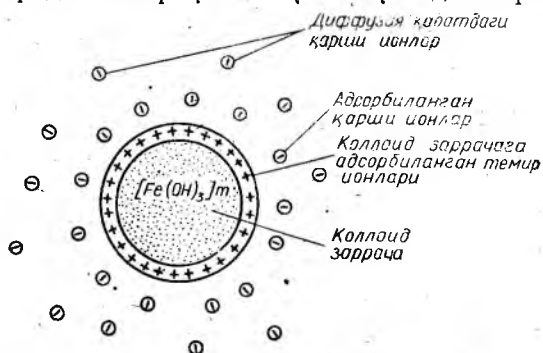
лади. Дисперсли муҳити сув бўлган бундай коллоидлар *гидрофоб коллоидлар* дейилади.

Силикат кислота, оқсил, крахмал ва желатина каби моддаларнинг коллоид эритмалари гидрофиль коллоидлардир. Металл ва металл сульфидларнинг коллоид эритмалари гидрофоб коллоидлар жумласига киради.

Ҳар бир коллоид заррача кўп молекулалардан ёки кўп атомлардан иборат бўлади. Коллоид заррачаларнинг бир-бирига ёпишмаслик, яъни йириклашиб-чўкмаслик хоссалари шу заррачаларнинг тузилишига боғлиқ.

Коллоид заррачалар, кўпинча, конденсатлаш усули билан, яъни химиявий реакциялар натижасида олинади. Шунинг учун эритмада электролит ионлари бўлади. Коллоид эритманинг заррачалари ўз юзасига электролит ионларини адсорбилаб олади. Аммо бунда шуни айтиш керакки, бир золнинг заррачалари фақат бир хил ионларни, яъни катионларни ёки анионларни адсорбилайди. Катионларни адсорбиловчи коллоидлар *мусбат коллоидлар* деб, анионларни адсорбиловчи коллоидлар эса *манфий коллоидлар* деб аталади. Масалан, металл гидроксидларидан ҳосил бўлган коллоид эритма заррачалари катионларни адсорбилаб, мусбат зарядли бўлади. Металл сульфидларидан ҳосил бўлган коллоид эритма заррачалари эса анионларни адсорбилаб, манфий зарядли бўлади.

Коллоид заррачаларга адсорбиланган ионлар заррачалар атрофида электр қавати ҳосил қилади. Атрофи электр қавати билан



78-расм.

Уралган бундай заррачалар *гранула* деб аталади. Мусбат коллоидларнинг гранулалари атрофини эритмадаги манфий ионлар, манфий коллоидларнинг гранулалари атрофини эса мусбат ионлар қўраб олади. Гранулалар атрофидаги ионлар (қарши ионлар) нинг зич қават ҳосил қилиб турган қисми *адсорбиланган қарши ионлар* деб аталади ва иккинчи электр қаватини ташкил этади. Қарши ионларнинг қолган қисми гранулалар атрофини тартибсиз равишда қўраб, диффузланган қават ҳосил қилади. Бу қаватни ҳосил қилган ионлар *диффузион қаватдаги қарши ионлар* деб аталади.

Коллоид заррача ўзининг юзасига адсорбиланган ионлар, адсорбиланган қарши ионлар ва диффузион қаватдаги қарши ионлар билан бирга *мицелла* деб аталади. 78-расмда $\text{Fe}(\text{OH})_3$ мицелласининг структураси кўрсатилган.

Кўпинча, гранула ва мицеллаларнинг таркиби шартли равишда ифодаланади. Масалан, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ нинг коллоид заррачалари

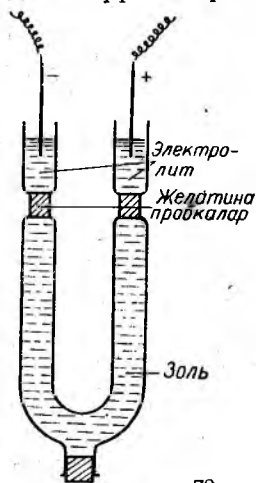
$\boxed{\text{Fe}(\text{OH})_3^{\text{Fe}^{3+}}}$ ёки $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m \cdot x\text{Fe}^{3+}\}$ формула билан, мицелласи эса $[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m \cdot x\text{Fe}^{3+} \cdot y\text{Cl}^- + (x-y)\text{Cl}^-$ формула билан ифодаланади.

Бу формуладаги $\{[\text{Fe}(\text{OH})_3]_m \cdot x\text{Fe}^{3+} \cdot y\text{Cl}^-\}$ гранулани, $y\text{Cl}^-$ адсорбиланган қарши ионларни, $(x-y)\text{Cl}^-$ эса диффузион қаватдаги қарши ионларни кўрсатади.

Бир коллоид эритманинг ҳамма заррачалари бир хил зарядли бўлгани учун улар доимо бир-бирини итаради. Шу сабабли коллоид эритмаларнинг (золларнинг) заррачалари йириклашмай, яъни чўкмага тушмай, узоқ вақт сақланади. Гидрофоб коллоидларнинг барқарорлиги, юқорида айтилганидек, зарядли заррачаларнинг бир-бирдан қочишидандир. Гидрофиль коллоидлар эса сольват қобик ҳосил қилганликлари учун барқарордир.

Коллоид эритмаларнинг зарядли эканлигини ва бу заряднинг мусбат ёки манфий эканлигини аниқлаш қийин эмас. Бунинг учун ичига иккита электрод жойлаштирилган U-симон найга қуйилган коллоид эритма орқали электр ўтказилади (79-расм). Агар коллоид заррачалар мусбат зарядли бўлса катодга, манфий зарядли бўлса анодга томон ҳаракат қилади. Бу ҳодиса *электрофорез* деб аталади. Агар коллоид заррачалар рангли бўлса, уларнинг бирор электродга томон боришини шу электрод томонда рангнинг қуюқлашишидан билиш мумкин.

175-§. Коагуляция. Заррачалар орасида ўзаро тортишиш кучлари бўлади, лекин бу кучлар жуда кичик бўлганлигидан заррачалар бир-бири билан бирика олмайди. Улар бир-бирига жуда яқин келгандагина ўзаро бирикиши мумкин.



79- расм.

Аммо зарядли коллоид эритманинг заррачалари ўзаро яқинлаша олмайди, аксинча, улар бир хил зарядли бўлганлиги учун бир-биридан қочади. Коллоид заррачалар зарядсизлайтирилса ёки зарядсиз коллоид заррачаларнинг сольват (гидрат) қаватлари бузилса, коллоид заррачалар ўзаро ёпиша бошлаб, натижада улар йириклашади. Коллоид заррачаларнинг бундай йирикланиш процесси *коагуляция** деб аталади.

Электр зарядли коллоидларни коагуллаш учун уларга бирор электролит қўшилади. Коллоид заррачаларни коагуллайдиган моддалар *коагуляторлар* деб аталади. Чўкмага тушган коллоид заррачалар *коагулят* дейилади. Зарядли коллоид эритмага бирор электролит қўшилса, эритмадаги ионлар концентрацияси ошиб кетади. Лекин эритмага тенг миқдордаги мусбат ва манфий зарядлар киритилган бўлса, ҳар бир заррача атрофида тескари зарядли ионлар қўпаяди, яъни уларнинг коллоид заррачаларга адсорбиланиши ортади. Бунда заррачаларнинг зарядлари нейтралланиши натижасида уларнинг ўзаро бирикиш имконияти ортиб, ўзаро ёпишади-да йириклаша бошлайди, яъни коагулланади. Коллоид эритманинг коагулланишидан ҳосил бўлган чўкма дисперсли муҳитдан оғир бўлса, суюқликнинг тубига тушади, агар у дисперсли муҳитдан енгил бўлса, суюқликнинг бетига қалқиб чиқади. Бу ҳодиса *седиментация* деб аталади. Дарё сувларининг денгизга қуйилиш жойларида денгиз сувининг тузлари (электролитлар) таъсирида дарё сувлари таркибидаги ҳар хил заррачалар нейтралланиб, коагулланади. Шунинг учун ҳам дарёларнинг денгизга келиб қуйиладиган жойларида лойқа кўп чўкади.

Коагулловчи электролитларнинг коагуллаш хусусияти ионларнинг зарядларига боғлиқдир. Бунда фақат коагулловчи ион зарядигина назарда тутилади. Икки зарядли иони бўлган электролит бир зарядли иони бўлган электролитга қараганда тез ва яхшироқ коагуллайди, уч зарядли иони бўлган электролит бир зарядли ва икки зарядли иони бўлган электролитга қараганда кучлироқ коагуллайди.

Гидрофоб коллоид эритмаларни коагуллаш учун озгина электролит қўшиш kiffoя қилади, аммо гидрофил коллоидлар учун кўпроқ электролит қўйиш керак, чунки уларнинг заррачалари сув билан боғланган, яъни гидратлангандир. Заррачаларнинг ўзаро ёпишиб, коагулланиши учун бу гидрат қаватларни бузиш керак. Кўпроқ электролит қўшиш билангина гидрат қаватларни бузиш мумкин. Қўшилган электролит коллоид заррача гидратларини бузиб, ўзи гидратланади. Баъзан, гидрофил коллоид эритмаларни коагуллаш учун тўғридан-тўғри қуруқ туз қўшилади. Бу ҳодиса *тузланиш* деб юритилади. Совун тайёрлашдаги тузланиш шу процессга мисол бўлади.

Мусбат коллоид эритмасига манфий коллоид эритмаси қўшиш йўли билан иккала эритмани ҳам коагуллаш мумкин. Улар бир-бирининг зарядларини нейтраллаб, коагулланади.

* «Coagulation» сўзи латинча бўлиб, унинг маъноси қочиш демакдир.

Масалан, табиий сув таркибидаги коллоидлар, кўпинча, манфий зарядли бўлади. Бундай сувларни тозалаш учун уларга алюминий сульфат қўшилади. Алюминий сульфат сувда гидролизланиб, $Al(OH)_3$ чўкмаси ҳосил қилади, бу мусбат зарядли коллоиддир. $Al(OH)_3$ билан сув таркибидаги коллоид бир-бирини коагуллаб, уларнинг иккаласи ҳам чўкмага тушади. Кейин сув қум орқали ўтказиш йўли билан чўкмадан тозаланади. Баъзи коллоид эритмалар иситилганда ҳам коагулланади, чунки температура кўтарилиши билан коллоид заррачаларнинг ионларни адсорбилаб олиш хусусияти камаяди, натижада, коагулланишга бўлган мойиллик ортади.

Баъзи коллоид эритмалар вақт ўтиши билан ўз-ўзидан коагулланади. Бу ҳодиса коллоид эритманинг *эскириши* дейилади.

Баъзи гидрофоб коллоид эритмаларнинг барқарорлигини ошириш учун уларга озгина гидрофил коллоид эритмаси қўшиш мумкин. Бу ҳодиса «*Коллоид ҳимояси*» дейилади.

Лиофоб коллоидлар чўкмага тушганда чўкма-кукун ҳолидаги коллоид заррачаларнинг ёлғиз ўзидан иборат бўлади, лиофил коллоидлар чўкканда эса эритувчининг бир қисми билан бирга тушади. Коллоид чўкмаси *гель* (коагулят) деб аталади. Баъзи бир коллоидлар эса эритувчининг ҳаммаси билан бирга чўқади. Бундай чўкма яхлит бир ивиқ ҳолида бўлади. Эритувчи сув бўлган бундай ивиқ чўкма *гидрогель*, эритувчи спирт бўлган бундай чўкма алкогель деб аталади. Вақт ўтиши билан ивиқ ҳолдаги чўкмадан сув томчилари ажралиб чиқиб, суюқ фаза ҳосил бўлади. Бу ҳодиса синерезис дейилади. Масалан, қатиқнинг сув очиши синерезисдир.

Баъзи коллоид эритмалардан ҳосил бўлган чўкмалар (коагулятлар) эритувчи билан учрашганда қайтадан эритмага ўтади, яъни коллоид эритма ҳосил қилади. Бундай коллоидлар *қайтар коллоидлар* деб аталади. Масалан, елим қайтар коллоиддир. Унинг коллоид эритмасидан сув буғлатилиб, ҳосил бўлган гелга сув қўшилса, яна коллоид эритма ҳосил бўлади. Каучукнинг бензиндаги эритмаси ҳам қайтар коллоиддир.

Коагулятлари қайтадан эритмага ўтмайдиган коллоидлар қайтмас коллоидлар деб аталади.

Қайтмас коллоидлар чўкмасини, баъзан, эритмага ўтказиш мумкин. Бунинг турли йўллари бор. Масалан, чўкмага озгина электролит қўшилса, чўкма заррачалари электролит катионларини аста-секин адсорбилаб мусбат зарядли ёки анионларни адсорбилаб манфий зарядли бўлади, сўнгра бир хил зарядли заррачалар бир-бирини итариши натижасида улар эритмага ўта бошлайди. Қайтмас коллоидларни эритмага ўтказишнинг иккинчи йўли коллоид чўкмани бир неча марта сув билан ювишдан иборатдир. Бунда коллоид чўкмага шимилган электролит ионлари аста-секин ювилиб, коллоид заррачалар ўзларининг аввалги зарядларига эга бўла бошлайди, бунинг натижасида улар қайтадан эритмага ўтади. Қайтмас коллоид чўкмасини турли усуллар билан эритмага ўтказиш процесси пептизация деб аталади.

МЕТАЛЛАР

176-§. Металларнинг тузилиши ва физик хоссалари. Оддий моддаларнинг кўпи металллардир. Даврий системанинг I, II, III группа элементларининг ҳаммаси ва IV, V, VI, VII, VIII группаларнинг ён группача элементларининг ҳаммаси ҳамда бош группача элементларининг, пастки аъзолари металллардир.

Одатдаги шароитда металлларнинг симобдан бошқа ҳаммаси қаттиқ моддалардир. Металлар кристалл моддалардир. Кўпинча, уларнинг кристаллари ҳажмий марказлашган куб, ёқлари марказлашган куб ва гексагонал панжарали бўлади. Булар ҳаммаси зич тахланиш панжараларидир. Металл кристалларидаги панжара тугунларининг бир қисмида атомлар, бир қисмида эса ионлар туради. Металларнинг сиртқи электронлари атом ядроси билан кучсиз боғланганлиги учун осон узилади. Атомлардан узилган электронлар атом ва ионлар орасида эркин ҳаракат қилади. Металларнинг атом ва ионлари бир текис катталиқда бўлганликлари учун зич тахланади, электронлар эса ғоят кичик бўлгани сабабли панжара ичида осон ҳаракат қилади. Бирор электронини йўқотган атомга, яъни ионга яқин келиб қолган электрон унга боғланиб, уни нейтрал атомга айлантириши, бошқа бир нейтрал атом эса ўз электронини йўқотиб, ион ҳолига ўтиши мумкин. Демак, эркин ҳолдаги электронлар гоҳ бир ион атрофида, гоҳ иккинчи ион атрофида айланиб юради. Металл заррачалари бир-бирига, асосан, ана шундай электронлар воситаси билан боғланиб туради. Бундай боғланиш *металл боғланиш* дейилади. Шундай қилиб, металл кристаллари электронлари эркин ҳаракатда бўлган атом; яъни ионлардан иборат бўлади*. Кристаллар ичида эркин юрган электронлар «*электрон булути*» деб аталади. Металлар қиздирилганда ва уларга ультрабинафша ҳамда рентген нурлари таъсир эттирилганда металл атомларидаги электронларнинг узиб чиқиши тезлашади.

Металларнинг электр ва иссиқлик ўтказувчанлиги унинг кристаллида эркин электронлар борлигидандир. Эркин электронлари бўлган металлларнинг металллик хоссалари кучли бўлади.

Металлар ўзига хос ялтироқликка эга бўлган қаттиқ моддалардир. Металларнинг кўпчилиги кул ранг тусда бўлиб, ўзига тушган ёруғлик нурларини қайтариши натижасида ялтирайди. Энг ялтироқ металллар электр токи ва иссиқликни яхши ўтказишади. Магнетит, мис, кумуш, олтин каби ялтироқ металллар электр токи ва

* Ўрта ҳисоб билан ҳар бир атомда бир электрон эркин ҳолда юриши мумкин.

иссиқликни яхши ўтказади. Металлар яхлит ва уларнинг сирти текис бўлганда ялтироқлик ортади. Металлнинг сирти дағал ёки кукун ҳолида бўлса, тўқ кул ранг ёки қора тўсга кириб, ялтирамайди. Бундай ҳолларда фақат магний ва алюминийнинг ялтироқлиги озроқ сақланади. Металлнинг айрим атомларида металл хоссалари бўлмайди.

Металлнинг температураси кўтарилиши билан унинг электр ўтказувчанлиги камаяди, чунки кристалл панжара тугунларидаги атом ва ионлар озроқ бўлса-да, тебраниб туради. Температура кўтарилиши билан тебранишлар ҳам кучаяди. Бу эса эркин электронлар ҳаракатига халақит бера бошлайди ва шу сабабдан электр ўтказувчанлик камаяди.

Металлар осон яссиланади ва осон деформацияланади. Бунда атом ва ион қаватлари сурилади. Шунинг учун металлнинг кристал тузилиши қисман бузилади. Уларнинг хоссалари ҳам ўзгаради. Металларнинг пластиклиги камайиб, қаттиқлиги ортади. Деформацияланган металл маълум бир температурага қадар қиздирилса, аввалги ҳолига қайтади, яъни унинг кристалл тузилиши яна ўз ҳолига келади.

Демак, металларнинг ҳаммасида эркин электронлар бўлади, металларда ана шу эркин электронлардан келиб чиқадиган умумий хоссалар бўлиш билан бирга, ўзаро фарқ қиладиган хоссалари ҳам бор. Масалан, цезий $28,5^{\circ}$ да, вольфрам эса 3370° да, калий $62,3^{\circ}$ да, молибден 2625° да суюқланади, 800° дан паст температурада суюқландиган металлар осон суюқланувчи металлар деб, ундан юқори температурада суюқландиган металлар эса қийин суюқланувчи металлар деб аталади.

Натрий ва калий мумдай юмшоқ, хром эса ниҳоятда қаттиқдир. Натрийнинг солиштира оғирлиги 0,97, калийники 0,87, литийники 0,53, олтинники 19,3, платинаники 21,45, уранники эса 18,7 дир. Металлар солиштира оғирликлари жиҳатидан икки группага: оғир металлар группаси билан енгил металлар группасига бўлинади. Солиштира оғирликлари 5 гача бўлган металлар енгил металлар, солиштира оғирликлари 5 дан ортиқ металлар эса оғир металлар дейилади. Металларнинг хоссаларидаги бундай фарқнинг сабаби, бир томондан, эркин электронлар концентрацияси бўлса, иккинчи томондан, атом ва ионларнинг табиатидир.

Темир ва унинг қотишмалари қора металлар деб аталади. Темирдан бошқа металларнинг ҳаммаси рангдор металлар дейилади. Кумуш, олтин, платина, иридий, палладий асл металлардир.

177-§. Металларнинг химиявий хоссалари. Металларнинг умумий химиявий хоссаларидан энг муҳими валент электронларини жуда осон йўқотиб, мусбат зарядли ионга айланиш, яъни катион ҳосил қилиш хосасидир. Электронларини йўқотишга мойил бўлган элементлар қайтарувчи бўлади, демак, металлар қайтарувчилардир. Лекин турли металларнинг қайтариш хоссалари турлича бўлади; бу хоссалари уларнинг актив эканлигини кўрсатади. Демак, валент электронларини осон йўқотувчи металлар энг актив металлардир. Металларнинг активлигини ионлаш потенциаллари-

дан билиш мумкин. Нейтрал атом ёки иондан бир, икки, уч ва ҳоказо электронни бирин-кетин чиқариш учун лозим бўлган майдон кучланиши шу атом ёки ионнинг *ионланиш потенциалидир* (34-параграф). Металлнинг электрон йўқотиши қанча осон бўлса, унинг ионланиш потенциали шунча кичик бўлади. Нейтрал атомдан электрон узиб чиқариш учун керак бўлган энергия *электроннинг боғланиш энергияси* дейилади.

Шундай қилиб, биринчи электроннинг ионланиш потенциали гина электроннинг боғланиш энергиясига тенг бўлади. Ионланиш потенциали билан ионланиш энергияси орасидаги муносабатни кўрсатиш учун тубандаги мисолни оламиз. Бир грамм-атом калийни нейтрал ҳолдан бир мусбат зарядли ион ҳолига айлантириш учун лозим бўлган ионланиш потенциали 4,32 эв дир. Бунда ионланиш энергиясини кЖлар билан ифодалаш учун 4,32 эв ни 96,52 га кўпайтириш лозим:

$$4,32 \cdot 96,52 = 416,94 \text{ кЖ}$$

23,068 — бир грамм электроннинг ($6,02 \cdot 10^{23}$) бир в кучданишли майдондан қабул қилган энергияси ($1 \text{ эв} = 1,60 \cdot 10^{-12} \text{ эрг}$; $1,60 \cdot 10^{-12} \cdot 6,23 \cdot 10^{23} = 9,64 \cdot 10^{11} \text{ эрг} = 96,52 \text{ кЖ}$)

Металлар	Битта электрон узилганда ионланиш потенциали (эв ҳисобида)	Металлар	Битта электрон узилганда ионланиш потенциали (эв ҳисобида)
Li	5,37	Be	9,30
Na	5,09	Mg	7,63
K	4,32	Ca	6,25
Rb	4,19	Sr	5,68
Cs	3,81	Ba	5,21

Ишқорий ва ишқорий-ер металллар, яъни даврий системанинг I ва II группа бош группачасининг элементлари актив қайтарувчилардир. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг активлиги юқоридан пастга томон ортиб боради, чунки уларнинг атом радиуслари катталашиб боради. Бунинг натижасида электронлар атомдан осон узила бошлайди. Даврий системада даврлар бўйлаб чапдан ўнгга томон борган сари металлларнинг оғирлиги ортиб, активлиги эса камайиб боради. Бир даврда жойлашган элементларнинг чапдан ўнгга томон борган сари электрон қаватларининг сони ўзгармасдан, ядро зарядлари ортиб боради. Бу билан валент электронларнинг ядрога тортилиш кучи ва ионланиш потенциали ортади, металлларнинг қайтариш хоссалари ва активлиги эса камайиб боради. Масалан, кальцийнинг активлиги калийникидан, барийнинг активлиги эса цезийникидан кам.

Энг пассив металллар асл металллардир. Улар электронларини ниҳоятда қийин йўқотади. Уларнинг ионланиш потенциаллари каттадир.

Металларни активлигига кўра бир қаторга териш мумкин. Бундай қатор металлларнинг *активлик қатори* дейилади. Энг муҳим метал-

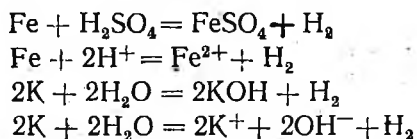
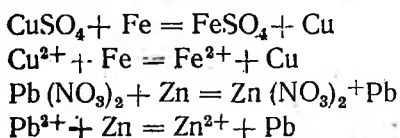
ларнинг активлик қатори қуйидагидир: K, Ne, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au:

Демак, бу қаторда чапдан ўнгга томон борган сари металлларнинг валент электронлари билан ядронинг боғланиш кучи ортиб боради, яъни металлларнинг активлиги камайиб боради. Қаторнинг чапдагилари актив, ўнгдагилари пассивдир. Чапдагилари электронни осон йўқотади, яъни осон оксидланади, улар кучли қайтарувчи бўлиб, ўзлари қийин қайтарилади. Ўнг томондагилари буларнинг аксидир. Шунинг учун, масалан, чапдагилар табиатда эркин ҳолда учрамайди, ўнгдагилар, масалан, олтин эркин ҳолда учрайди.

Бир металл ўзига қараганда кам актив бўлган металлни унинг тузлари эритмасидан сиқиб чиқаради. Металлларнинг бу хоссаларини академик Н. Н. Бекетов (1826—1911) биринчи бўлиб текширган эди.

Активлик қаторида жойлашган ҳар бир металл ўзидан кейин турган металлларни уларнинг тузлари эритмасидан сиқиб чиқаради, яъни уларнинг катионларини қайтаради. Лекин ҳар бир металл активлик қаторида ўзидан олдинда турган металлни унинг тузлари эритмасидан сиқиб чиқара олмайди.

Активлик қаторида водороддан олдин турган металллар суюлтирилган кислота эритмаларидан водородни сиқиб чиқаради. Водороддан кейин турган металллар эса кислоталардан водородни сиқиб чиқара олмайди, аксинча, бу металлларнинг тузлари эритмаларидан водород уларни сиқиб чиқаради, яъни уларнинг катионларини қайтаради:



Шундай қилиб, активлик қаторининг бошида турган ишқорий ва ишқорий-ер металллар одатдаги температурада сувдан водородни сиқиб чиқаради. HNO_3 ва концентранган H_2SO_4 активлик қаторидаги Pt ва Au дан бошқа ҳамма металлларни оксидлайди, натижада туз билан сув ҳосил бўлади ва кислоталарнинг қайтарилишидан турли хил маҳсулотлар чиқади.

Актив металллар ҳаво кислороди билан осон оксидланади, галогенлар ва олтингургут каби элементлар билан шиддатли равишда реакцияга киришиб, барқарор бирикмалар ҳосил қилади. Бу металлларнинг оксид ва гидроксидларида кучли асос хоссалари бор. Аммо активлик қаторида ўнгга томон борган сари металлларнинг активлиги камайиб боради, қайтариш хоссалари сусайиб боради. Оксид ва гидроксидларининг асослик хоссалари камайиб, амфотерлик хоссалари пайдо бўлади. Кумуш ва олтин энг ўнгда жойлашганлиги учун улар реакцияга тез киришмайди. Масалан, улар одатдаги шароитда ҳаво кислороди билан тўғридан-тўғри бирика олмайди.

178- §. Рудалар ва улардан металлар ажратиб олиш. Олтин ва платина табиатда фақат эркин ҳолда учрайди, мис ва кумуш эса, асосан, бирикмалар ҳолида учрайди, баъзан эркин ҳолда ҳам бўлади. Қалай ва симоб ҳам, баъзан, эркин ҳолда учраб қолади. Қолган металларнинг ҳаммаси табиатда бирикма ҳолида бўлади.

Металлар бирикмалардан ажратиб олинади, аммо бирикмалар турли тоғ жинслари билан бирга учрайди. Таркибида металл ажратиб олиш учун яроқли бундай бирикмалар бўлган тоғ жинслари *руда* деб аталади.

Баъзи рудалар таркибида икки, уч ва ундан ортиқ металл бирикмалари бўлади, бундай рудалар *полиметалл рудалари* дейилади.

Рудалардан металлар ажратиб олиш химия саноатининг муҳим тармоғи бўлиб, *металлургия* деб аталади.

Рудалар таркибидаги металл бирикмалари, кўпинча, оксидлар, сульфидлар, карбонатлар, хлоридлар ва силикатлар тарзида учрайди.

Рудаларнинг металл бирикмаларидан қолган қисми *бекорчи жинслар* деб аталади.

Бекорчи жинслари кўп бўлган рудалар турли йўллар билан бойитилади, яъни бекорчи жинслари камайтирилади. Шундан кейингина у металл ажратиб олиш учун яроқли ҳолга келади.

Рудаларни бойитишнинг ҳар хил усуллари бор.

Флотация усули. Руда майдаланиб, катта қозонларга солинади ва унинг устига сув ва озгина соляр мойи (масалан, ёғоч мойи) қўйилади. Пастдан ҳаво юборилиб, яхши қориштирилади. Металл бирикмаси мойни, тоғ жинслари эса сувни адсорбилайди. Ҳаво пуфаклари мой билан кўпик ҳосил қилади. Металл бирикмалари ҳам, кўпик ҳам мойли бўлганлиги учун бир-биринга ёпишиб, қозон бетида йиғилади. Бекорчи жинслар сув тагига тушади. Кўпик иккинчи идишга олиниб ундан мой ажратилади. Шундай қилиб, металл бирикмасига бой руда олинади. Бу руда *концентрат* деб аталади.

Ҳўллаш усули. Агар руда таркибидаги металл бирикмасининг солиштирма оғирлиги билан бекорчи жинснинг солиштирма оғирлиги орасида катта фарқ бўлса, руда сув билан аралаштирилади. Бунда металл бирикмалари сув тагига чуқиб, бекорчи жинс сув бетида қолади ва тўкиб ташланади. Шундай қилиб, руда бир қадар бойитилади.

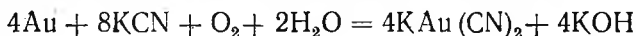
Магнит ёрдамида ажратиш усули. Металл бирикмаси магнит таъсирига берилиши мумкин бўлса, уни бекорчи жинслардан магнит ёрдамида ажратиш мумкин.

Шундай қилиб, юқорида айтиб ўтилган усуллар билан бойитилган рудадан тўғридан-тўғри металл олинади. Илгариги вақтда металл бирикмалари кам, бекорчи жинслари кўп бўлган рудалар яроқсиз дейилиб, улар руда ўрнида ишлатилмас эди. Энди техника тараққиёти натижасида, таркибида 1% ва ҳатто процентнинг ўндан бир улушларига қадар металл бўлган рудалардан ҳам металлар олина бошланди. Бундай рудалардан айниқса комплекс

металлургияда фойдаланиш мумкин. Ti, Cr, Ge, In, Ta рудалар таркибида озгина миқдорда учраса ҳам жуда тоза ҳолда олинади. Улар ярим ўтказгичлар техникасида муҳим аҳамиятга эга.

Металлургияда рудалардан металллар ажратиш олишнинг турли усуллари бор. Қуйида бу усулларнинг энг муҳимлари билан танишиб чиқамиз.

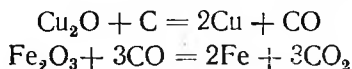
Гидрометаллургия. Рудалар таркибидаги металл бирикмалари сув, кислота, ишқор ёки бирор бирикма ҳолида рудадан ажратиш олинади. Масалан, олтин зарраларини бекорчи жинслардан ажратиш олиш учун унга натрий цианид (ёки калий цианид) нинг 0,03—0,2% ли эритмаси қўшилади. Бунда ҳаво кислороди ҳам иштирок этади ва, натижада, олтин бирикма таркибига ўтади:



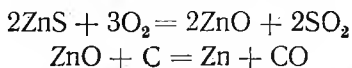
$\text{KAu}(\text{CN})_2$ сувда яхши эриганлиги учун эритмада бўлади: Шундай қилиб, $\text{KAu}(\text{CN})_2$ бекорчи жинслардан ажратиш олинади. Кейин ундан олтинни ажратиш олиш қийин бўлмайди.

Пирометаллургия. Бунда руда таркибидаги металл бирикмасидан металл юқори температурада қайтариш йўли билан олинади.

а) *Қўмир билан қайтариш.* Руда қўмир билан аралаштирилиб, аралашма қиздирилади, натижада металл қайтарилади:



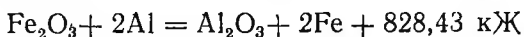
Агар металл бирикмаси сульфид бўлса, у аввал ёндирилади, яъни оксидга айлантирилади, кейин қайтарилади:



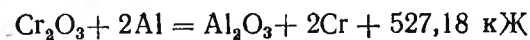
б) *Алюминий билан қайтариш.* Алюминий ёнганда ниҳоятда кўп иссиқлик ажралиб чиқади. Масалан, 1g Al_2O_3 ҳосил бўлганда 1644 кЖ иссиқлик чиқади. Шунинг учун металл оксиддан иборат рудалардан металл ажратиш олишда алюминий билан қайтариш усулидан фойдаланилади.

Fe_2O_3 ҳосил бўлишида 815,88 кЖ иссиқлик ажралиб чиқади. Демак, унинг парчаланишида ҳам шунча иссиқлик энергияси ютилади.

Агар Fe_2O_3 билан Al қўшиб қиздирилса, алюминий ёниб, Al_2O_3 ҳосил бўлади. Бунда ажралиб чиқиши керак бўлган 1644 кЖ иссиқликдан 815,88 кЖ Fe_2O_3 ни Fe га қайтариш учун сарф булади ва, натижада 828,43 кЖ иссиқлик чиқади:

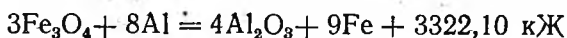


Бунда температура 3500° га қадар кўтарилади, қайтарилган темир суюқланиб кетади. Қийин суюқланувчи Cr, W, Mn каби металллар шу йўл билан олинади:



Бу усул *алюминотермия* деб аталади. Al да бошқа металлларни ҳам уларнинг бирикмаларидан қайтариш хоссаси бор. Буни биринчи бўлиб, 1865 йилда Н. Н. Бекетов аниқлади.

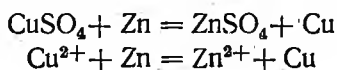
Темир буюмларни, масалан, трамвай изларини бир-бирига улашда Al билан Fe_3O_4 аралашмаси ишлатилади. Бу аралашма *термит* дейилади. Термитнинг таркибида тахминан 76% Fe_3O_4 ва 24% Al бўлади. Реакция қуйидагича боради.



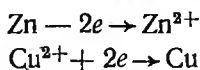
Агар улаш лозим бўлган металл темирдан бошқа металл бўлса, уни улаш учун уланиши керак бўлган металл оксиди билан Al кукунидан иборат аралашма ишлатилади.

Электрометаллургия. Бу усулнинг ҳам бир неча хили бор, улардан энг муҳими электролиздир. Na, K, Mg ва Ca суюқлантирилган тузлари ва ишқорларини электролиз қилиш йўли билан олинади. Al эса суюқлантирилган Al_2O_3 дан олинади. Cu, Ni, Ag каби металлларни тозалашда (рафинлашда) электролиз процессидан фойдаланилади (180- параграфга қаранг).

179- §. Гальваник элементлар. Металлар бирикмалардан бир-бирини сиқиб чиқарганда ёки водород туз эритмасидан металлни ёки металл кислота таркибидан водородни сиқиб чиқарганда қайтарувчининг электрони оксидловчига ўтади. Масалан:



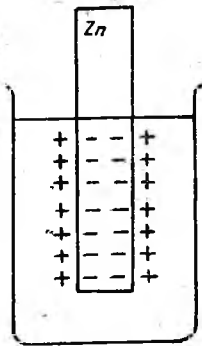
Бунда Zn ўзининг электронларини мис тузи эритмасидаги Cu^{2+} га бериб, ни Cu ҳолида сиқиб чиқаради. Бу билан Zn оксидланади, Cu^{2+} эса қайтарилади:



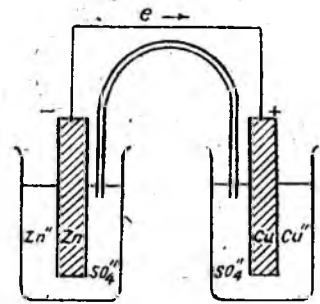
Fe га H_2SO_4 таъсир эттирилганда борадиган реакцияда Fe ўзининг электронларини H^+ га беради. Натижада Fe оксидланиб H^+ қайтарилади.

Бундай реакцияларда оксидловчи билан қайтарувчи бир-бирини ажратилиб, сим билан туташтирилса, электронлар сим орқали қайтарувчидан оксидловчига ўта бошлайди. Сим орқали ўтаётган электронлар оқими *электр токи* дейилади. Бундан кўринадики, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси ёрдамида моддаларнинг химиявий энергиясини электр энергиясига айлантириш мумкин. Бу процессни амалга ошириш учун гальваник элементлардан фойдаланилади.

Металлар сувга ва тузларнинг эритмасига ботирилганда қандай ҳодиса рўй беришини кўриб чиқамиз. Металлар нейтрал атомлардан, мусбат зарядли ионлардан ва эркин электронлардан иборатдир. Агар бирор металл пластинка сувга ботирилса, устки қаватидаги ионларига сув молекулалари манфий қутблари билан дарҳол таъсир этиб, металл ионларини узиб олади. Шундай қилиб,



80- расм.



81- расм.

суда металл ионларининг гидратлари ҳосил бўлади. Моддаларнинг бундай эриши, яъни уларни ион ҳолида (гидратланган ҳолда) эритмага ўтиши *электрохимиявий эриш* дейилади. Металл пластинка ионининг бир қисми камайганлиги учун унинг манфий заряд мусбат зарядидан ортиб кетади, натижада металл пластинканинг усти манфий зарядланиб қолади. Шу сабабдан, сувга ўтиб кетган ионлар металл пластинка атрофини қуршаб, қўш электр қавати ҳосил қилади (80- расм).

Шундай қилиб, металл пластинка билан сув чегарасида потенциаллар фарқи пайдо бўлади. Ҳосил бўлган потенциаллар фарқи *электрод потенциали* деб аталади. Бу ерда тескари процесс ҳам боради, яъни сувга ўтиб кетган ионлар пластинкага тортилиб, қайтадан металлнинг кристалл панжарасига жойлашиб қолади. Лекин бу икки процесс орасида дарҳол мувозанат вужудга келади. Шу сабабли, сувда ионлар концентрацияси ва потенциаллар фарқи жуда кичик бўлади.

Металл пластинкалар ўз тузларининг эритмасига ботирилганда ҳам потенциаллар фарқи ҳосил бўлади. Аммо активлик қаторида водороддан олдин турган металллар ўз тузларининг эритмасига ботирилганда эритмага ион юборади; металл қанча актив бўлса, шунча кўп ионланади. Водороддан кейин турган металллар ўз тузларининг эритмасига ботирилганда мусбат зарядланади, чунки бу металллар актив бўлмагани учун эритмага ион юбора олмайди, уларнинг эркин электронларини эритмадаги металл ионлари бириктириб олиб нейтралланади ва металл сиртига тўпланади.

Металл электронларининг сони ўзидаги мусбат зарядланган ионлар сонидан кам бўлиб қолгани учун металл мусбат зарядланади, эритмада анионлар ортиқча бўлиб қолгани учун эритма манфий зарядланади. Шу сабабли Cu, Ag, Pt, Au потенциаллари мусбат бўлади. Юқорида айтиб ўтилганлар асосида гальваник элементларнинг ишлашши кўриб чиқамиз.

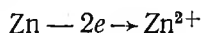
Мис-рух элементи схемаси билан танишиб ўтамиз.

Рух ва мис пластинкаларнинг иккаласи ҳам ўз тузи эритмасига, масалан, $ZnSO_4$ ва $CuSO_4$ эритмасига туширилади (81- расм). Рух ва мис

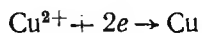
пластинкалар гальваник элементнинг электронлари бўлади. Рух пластинка $ZnSO_4$ эритмасига туширилиши билан унинг устки қаватидаги ионлар эритмага ўтиб, Zn метали манфий, эритма эса мусбат зарядланади. Мис пластинка $CuSO_4$ га туширилганда, мис мусбат, эритма эса манфий зарядланади. Умуман, металллар тузларининг эритмасига туширилганда ҳосил бўладиган потенциаллар фарқи жуда кичикдир. Бу потенциал металл билан сув орасидаги потенциалдан ҳам кичик, чунки металлнинг ўз тузи эритмасига кборадиган иони сони сувга кборадиган иони сонидан оздир. Эритманинг концентрацияси юқори бўлса, металлниң эритмага ион кбориши, яъни электрод потенциали камаяди. Электрод потенциали металл катионининг валентлигига, концентрациясига ва температурага боғлиқдир.

$ZnSO_4$ эритмасига туширилган Zn пластинкаси билан $CuSO_4$ эритмасига туширилган Cu пластинкаси ёнма-ён қўйилиб, Zn ва Cu пластинкалар сим билан туташтирилса, унда дарҳол электр токи пайдо бўлади. Мис ва рух электродларининг потенциал қийматлари турлича бўлганлиги, яъни эркин электронлар рух электродда мис электроддагидан кўп бўлганлиги учун бу икки электроднинг потенциаллари бараварлашишга интилади. Шу сабабли, электронлар сим орқали рух электроддан мис электродга ўта бошлайди. Шундай қилиб, электр токи ҳосил бўлади. Бунинг натижасида қўш электр қавати, яъни рух билан $ZnSO_4$ ва мис билан $CuSO_4$ ўртасидаги мувозанат бузилиб туради. Бузилган мувозанатни тиклаш учун рух пластинкадан Zn^{2+} ионлар узлуксиз равишда эритмага ўтиб туради, яъни рух пластинка эриб боради, $CuSO_4$ таркибидаги Cu ионлар эса қайтарилиб, мис пластинка устини қоплаб боради.

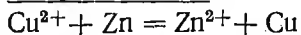
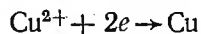
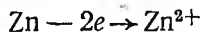
Демак, рух электродда:



мис электродда эса:



процесслар боради. Электродларда бораётган процессларнинг йингидиси гальваник элементда бораётган умумий процессни беради:



Демак, бундай гальваник элементда Zn оксидланиб, Cu^{2+} қайтарилади. Оксидланиш процесси бораётган электрод гальваник элементнинг манфий кутби, қайтарилиш процесси бораётган электрод эса мусбат кутби бўлади. Бу оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг химиявий энергияси иссиқлик энергиясига айланмасдан тўғридан-тўғри электр энергиясига айланади.

Гальваник элементни ташкил қилган металлларнинг активлиги бир-биридан катта фарқ қилса, уларнинг потенциаллари ҳам бир-биридан катта фарқ қилади ва, натижада, икки металл орасидаги оксидланиш-қайтарилиш реакцияси шиддатли боради. Масалан,

Zn ва Pb дан ясалган гальваник элементда реакция худди шундай бо-
ради. Электродларнинг потенциаллар фарқи *электр юритувчи куч* деб
аталади.

Гальваник элементларда актив металллар манфий электрод ва-
зифасини, пассив металллар эса мусбат электрод вазифасини ўтай-
ди. Шундай қилиб, гальваник элементларда борадиган оксидла-
ниш-қайтарилиш реакцияси ҳисобига электр энергияси ҳосил
бўлади.

Ҳар бир металл шу металл ионининг концентрацияси 1 н бўл-
ган эритмасига туширилганда ҳосил бўладиган потенциал нормал
электрод потенциали дейилади. Масалан, рух электроди Zn^{2+} -
ионининг концентрацияси 1 н бўлган эритмага туширилганда ҳо-
сил бўлган потенциал рухнинг нормал потенциалидир.

Металлларнинг нормал электрод потенциалларини аниқлаш жу-
да қийин, шунинг учун потенциалларни ўлчашда бирлик (эталон)
сифатида нормал водород потенциали, стандарт электрод сифатида
эса нормал водород электрод қабул қилинган. Бу электрод қуйи-
дагича тайёрланади. Платина пластинка усти платина кукуни би-
лан қопланиб, сульфат кислотанинг активлиги 1 г-ион бўлган эрит-
масига ботирилади ва 25° да 1 атм босим остида водород ўтка-
зилади. Платина кўп водородни адсорбилаши натижасида платина
усти зич водород қатлами билан қопланади. Бунда водород электр-
од ҳосил бўлади ва бу нормал водород электрод деб аталади.
Демак, нормал водород электродда 1 атм босимдаги водород бир
литрида актив 1 г-ион бўлган эритмасига туширилган. Бу электр-
роднинг потенциали шартли равишда 0 деб қабул қилинган. Пла-
тина оксидланиш-қайтарилиш реакциясида иштирок этмайди; унинг
вазифаси фақат водородни олиб туриш ҳамда электр токини ўтка-
зишдан иборат. Демак, бирор металлнинг нормал электрод потен-
циалини аниқлаш учун, шу металл тузининг 1 литрида актив
1 г-ион бўлган эритмасидаги металл электрод ва нормал водород
электроддан гальваник элемент тузилади, бу гальваник элементда
ҳосил бўлган электр юритувчи куч (э.ю.к.) металлнинг нормал
потенциали бўлади.

Шу усул билан металлларнинг нормал потенциаллари ўлча-
нади.

Агар металллар нормал потенциалларига қараб, тартиб билан
бир қаторга жойлаштирилса, манфий потенциалга эга бўлган ме-
талллар водороднинг бир томонида, мусбат потенциалга эга бўлган
металллар эса водороднинг иккинчи томонида жойлашади. Бу қа-
тор *металлларнинг кучланиш қатори* деб аталади, у активлик қа-
торининг ўзидир. Демак, нормал потенциалларни ўлчаб, метал-
ларнинг активлигини билиш мумкин. Актив металлларнинг потен-
циаллари манфий бўлади. Металлларнинг нормал потенциаллари
таққосланганда нормал потенциалларнинг алгебраик қиймати ак-
тив металлларга томон юқорига қараб кичиклашиб боришини кў-
рамиз (қуйидаги жадвалга қаранг). Жадвалдаги металллар ораси-
да энг активи литийдир, чунки унинг нормал потенциали энг ки-
чик алгебраик қийматга эга.

Қуйидаги жадвалда металлларнинг нормал электрод потенциаллари кўрсатилади:

Электродлар	Нормал потенциал (вольт ҳисобида)	Электродлар	Нормал потенциал (вольт ҳисобида)
Li/Li ⁺	-3,01	Co/Co ²⁺	-0,27
K/K ⁺	-2,92	Ni/Ni ²⁺	-0,23
Ba/Ba ²⁺	-2,92	Sn/Sn ²⁺	-0,140
Ca/Ca ²⁺	-2,84	Pb/Pb ²⁺	-0,126
Na/Na ⁺	-2,71	H ₂ /2H ⁺	0,0000
Mg/Mg ²⁺	-2,38	Cu/Cu ²⁺	+0,34
Al/Al ³⁺	-1,66	Hg/Hg ²⁺	+0,854
Mn/Mn ²⁺	-1,05	Ag/Ag ⁺	+0,799
Zn/Zn ²⁺	-0,763	Au/Au ⁺	+1,7
Fe/Fe ²⁺	-0,44		

Нормал потенциаллар орқали, нормал электродлардан тузилган турли гальваник элементларнинг электр юритувчи кучларини ҳисоблаб топиш мумкин. Масалан, мис — рух гальваник элементи-нинг электр юритувчи кучини топиш учун мусбат потенциалдан (мисниқидан) манфий потенциал (рухники) айирилади: 0,34 в — (-0,763 в) = 1,103 в. Демак, электр юритувчи куч иккала потен-циал фарқнинг алгебраик йиғиндисига тенг.

Металл пластинка тушириладиган туз эритмасининг концентрацияси 1 г-ион/л дан кам ёки кўп бўлса, унинг потенциали қуйидаги формуладан топилади:

$$P = P_0 + \frac{0,058}{n} \log C$$

P — металлнинг ионлари маълум концентрацияда бўлгандаги по-тенциали;

P_0 — металлнинг нормал потенциали;

n — металл ионларининг валентлиги;

C — металл ионларининг 1 л эритмадаги г-ионлари сони ҳисобида олинган концентрацияси.

Бундай гальваник элементнинг электр юритувчи кучи E :

$$E = E_0 - 0,058 \log \frac{C_1^{n_1}}{C_2^{n_2}}$$

булади. P_{0_1} , P_{0_2} — электродларнинг нормал потенциаллари.

$E_0 = P_{0_1} - P_{0_2}$; E_0 — электрод нормал потенциалларининг фарқи;

n_1 , n_2 — электродларда металллар валентлигининг ўзгариши;

C_1 , C_2 — уларнинг концентрацияси, г-ион/л ҳисобида.

180-§. Электролиз. Электролитларнинг сувдаги эритмаларига ёки суқюлантирилган электролитга икки электрод туширилиб, ўз-гармас ток манбаи билан туташтирилса катионлар (мусбат заряд-ли ионлар) катодга, анионлар (манфий зарядли ионлар) анодга

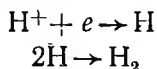
томон боради. Катодга электр манбадан электронлар келиб тургани учун у манфий зарядли бўлади, унинг электронларини катионлар бириктириб олиб нейтралланади, яъни қайтарилади. Аноддаги электронлар электр манбаига тортилгани учун унда электронлар етишмайди ва, шу сабабдан анод доимо мусбат зарядли бўлади. Электролит таркибидаги анионлар анодга бориб, электронларини бериши натижасида нейтралланади, яъни оксидланади. Демак, катодда қайтарилиш, анодда оксидланиш процесси содир бўлади. Электронлар аноддан катодга томон боради. Шундай қилиб, электролитнинг сувдаги эритмасидан ёки суюқлантирилган электролитдай электр токи ўтказилганда электролит парчаланаяди, бу ҳодиса *электролиз* деб аталади. Кўмир, графит ва металллар *биринчи тур ўтказгичлар* бўлиб, электр токини бемалол ва равои ўтказаяди. Бунда ўтказгичларнинг химиявий таркиби ўзгармайди. Суюқлантирилган электролитлар ва уларнинг эритмаларидан электр токи ўтганда, юқорида айтилганидек, катионлар катоддан электрон бириктириб олади, анионлар ўз электронларини анодга беради. Бунинг натижасида электр токи тўхтовсиз ўтиб туради. Электролитлар *иккинчи тур ўтказгичлардир*. Иккинчи тур ўтказгичлардан электр токи ўтганда бу моддалар парчаланиб, бошқа моддаларга айланади. Улар биринчи тур ўтказгичлардан ана шу хоссалари билан фарқ қилади. Демак, *электролиз электр токи таъсирида содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир*. Бунда эритмадаги ионлар концентрацияси қанча кўп бўлса, эритма орқали шунча кўп электр ўтади. Эритма орқали ўтадиган электр миқдори ионлар зарядига ҳам боғлиқ. Икки валентли, яъни икки зарядли ионлар бир зарядли ионлардан икки барабар ортиқ, уч зарядли ионлар уч барабар ортиқ электр миқдори ўтказаяди. Ионларнинг ҳаракатчанлиги турлича бўлади, баъзи ионлар тез ҳаракат қилади, баъзиларининг ҳаракатчанлиги камроқ бўлади. Шубҳасизки, тез ҳаракат қилувчи ионлар электрни тезроқ ташияди. Масалан, H^+ ва OH^- ионларининг ҳаракатчанлиги бошқа ионларнинг ҳаракатчанлигидан ортиқроқ, улар электролизда электродларга тезроқ етади. Шунинг учун кислота ва асослар эритмаси яхши электролизланади ва уларнинг электр ўтказувчанлиги яхши бўлади.

Электролитларнинг ва электродларнинг табиатига қараб, электролиз турлича бўлиши мумкин.

Электролитларнинг сувдаги эритмаларида электролит ионларидан бошқа, сув ионлари H^+ ва OH^- ҳам бўлади. Уларнинг концентрацияси ғоят кичик, лекин эритмага ток манбаига туташтирилган электродлар туширилганда, электролит ионлари билан бирга сув ионлари ҳам электродларга боради.

Катодга электролит катиони ва сувнинг водород иони боради. Булардан қайси бирининг нейтралланиши — қайтарилиши электролит катионларининг кучланиш қаторидаги ўрнига боғлиқдир. Агар электролит катиони водороддан олдин турса, унинг электрон бириктириб олиши қийин. Масалан, ишқорий металл, ишқорий-ер металл катионлари қийин нейтралланади: уларнинг электрод по-

тейнциаллари манфий бўлиб, алгебраик қиймати кичикдир. Шунинг учун катодда улар нейтралланмайди, сувнинг H^+ лари нейтралланади — оксидланади ва H атомлари молекулалар ҳосил қилиб, катод олдида ажралиб чиқади.



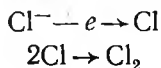
Сувдаги водород ионлари нейтралланиши билан сувнинг диссоциланиш мувозанати бузилади ва сув яна диссоцилана бошлайди.

Демак, кучланиш қаторига қараб, водороддан олдин турган металл катионлари электролизда қайтарилмайди дейиш мумкин, ammo ҳақиқатда эса фақат алюминийга қадар шундай бўлади, алюминийдан кейин турган металл электролитларининг сувдаги эритмасида катод олдида металл катионлари нейтралланади. Бунинг сабаби шуки, алюминийдан кейин турган металл катионлари кучли қайтарувчи эмас ҳамда водород ионлари концентрацияси гоят кичик.

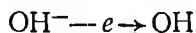
Демак, алюминийга қадар турган металллар ва алюминий суоқлантирилган бирикмаларини электролиз қилиш йўли, билан олинади, уларни сувдаги эритмаларини электролиз қилиш йўли билан олиб бўлмайди.

Кучланиш қатори охиридаги Cu , Ag , Au катионлари электролизда осон қайтарилади, шунинг учун улар катодда дарҳол нейтралланади, H^+ ионлар эса нейтраллана олмайди.

Электролизда анодга электролит анионлари билан бирга сувнинг OH^- ионлари ҳам тортилади. Кислородсиз анионлар кислородли анионларга қараганда осонроқ оксидланади. Шу сабабдан, электролит аниони кислородсиз бўлса (масалан, F^- , Cl^- , Br^- , J^- , S^{2-} , CN^-), улар анодга электронларини бериб, эркин ҳолда ажралиб чиқади:



Агар анионлар кислородли бўлса, сувнинг OH^- ионлари ўз электронларини уларга қараганда анодга осонроқ беради:



OH лар эркин ҳолда мавжуд бўлолмайди, улар дарҳол кислот ва сувга ажралади:



Шунинг учун катод олдида кислород ажралиб чиқади.

OH^- лар камайганидан сувнинг диссоциланиш мувозанати бузилади ва сув молекулалари диссоциланиб туради.

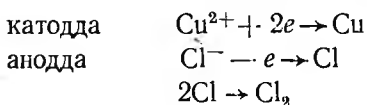
Масалан, $NaCl$ электролизид катодда сувнинг H^+ лари қайтарилиб, анодда Cl^- оксидланади. $CuSO_4$ электролизид катодда Cu^{2+} қайтарилиб, анодда сувнинг OH^- лари оксидланади.

Электролизда аноднинг қандай материалдан ясалганлиги ҳам аҳамиятлидир. Одатда, электродлар кўмир, графит каби инерт моддалардан ва пассив металл — платинадан ясалади ва электролизда, юқорида айтилгани каби, электролит ионлари ёки сув ионлари электродларга бориб нейтралланади. Агар анод мис, никель каби металллардан иборат бўлса, анод олдида электролит анионлари ёки сувнинг OH^- лари эмас, аноднинг ўзи оксидлана бошлайди, яъни анод атомлари ионга айланиб, эритмага ўтади, эритмадан катодга боради ва катодда нейтралланади (қайтарилади).

Электролизда электродлар олдида ионларнинг нейтралланиши электролизнинг *биринчи реакциялари* дейилади. Баъзи электролитлар электролизда нейтралланиб — оксидланиб ва қайтарилиб чиққан моддалар ўзаро ёки сув билан реакцияга киришуви мумкин. Бундай реакциялар электролизнинг *иккинчи реакциялари* дейилади.

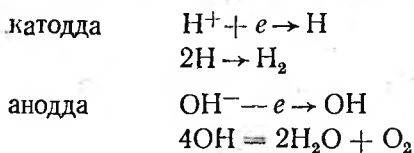
Юқорида айтилганлар юзасидан бир неча мисол кўриб чиқайлик.

CuCl_2 электролизи. Cu^{2+} катодда электронлар қабул қилиб қайтарилади. Cl^- анодда электронларини йўқотиб оксидланади. Катодда Cu , анодда Cl_2 ажралиб чиқади:

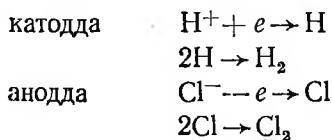


Бу процесслар электролизнинг биринчи реакциясидир.

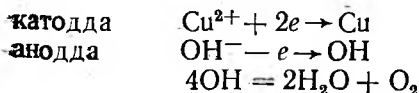
KNO_3 электролизи. K^+ нинг қайтарилиши H^+ нинг қайтарилишига қараганда қийин, NO_3^- нинг оксидланиши эса OH^- нинг оксидланишига қараганда қийин. Катодда сувнинг H^+ лари, анодда эса OH^- лари нейтралланади. Демак, KNO_3 электролизиде сув парчаланаяди, яъни сув сарф бўлады:



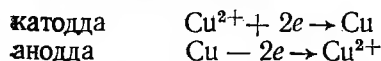
NaCl электролизи. Катодда сувнинг H^+ лари, анодда электролитнинг Cl^- лари нейтралланади:



CuSO_4 электролизи. Катодда электролит катиони $(\text{Cu})^{2+}$, анодда эса сувнинг OH^- лари нейтралланади:



Агар CuSO_4 электролизид анод мис бўлса, анод олдида SO_4^{2-} лар оксидланмай, анод миси оксидлана бошлайди ва Cu^{2+} ҳолида эритмага ўтади, эритмадан катодга ўтади, яъни катод олдида Cu қайтарилади. Эритма концентрацияси ўзгармайди:



Ўтган асрнинг 30-йилларида инглиз олими М. Фарадей эритмадан ўтган электр миқдори, яъни катионларнинг қабул қилган электронлари ва анионларнинг берган электронлари миқдори билан электродларда ажралиб чиққан моддаларнинг миқдори орасидаги қонуниятни топди.

Электролизда оксидланган ва қайтарилган ионлар миқдори қабул қилинган ва йўқотилган электронлар миқдорига пропорционал бўлиши керак; бу Фарадей қонунларида қуйидагича ифодаланади:

I. Электролизда ажралиб чиққан моддаларнинг оғирлик миқдори эритма орқали ўтган электр миқдорига пропорционалдир.

II. Турли электролитлар орқали тенг миқдор электр ўтганда электродларда эквивалент миқдор моддалар ажралиб чиқади.

Масалан, бир неча идишга HCl , AgNO_3 , CuCl_2 , FeCl_3 нинг эритмалари қуйилиб, улар бир электр манбаига кетма-кет уланса, уларнинг ҳаммасидан тенг миқдор электр ўтади ва электродларда эквивалент миқдор моддалар ажралиб чиқади. Агар 1,008 г водород чиқса, 35,457 г хлор, 107,9 г кумуш, 8 г кислород, 31,77 г мис, 18,6 г темир ажралиб чиқади. Электродларда бир грамм эквивалент модда ажралиб чиқиши учун эритмадан 96496 кулон электр миқдори ўтиши керак. Бу сон *Фарадей сони* деб аталади. Лекин амалда бир грамм эквивалент модда ажралиб чиқиши учун 96496 кулондан кўпроқ электр миқдори сарф бўлади. Бунга сабаб шуки, электролиз билан бир вақтда иккинчи реакциялар боради ва электролиз билан бевосита боғланмаган процесслар содир бўлади. Бу қонунларнинг математик ифодаси қуйидагича ёзилади:

$$m = \frac{z\mathcal{E}}{F} \cdot Q$$

m — ажралиб чиққан модда миқдори (г ҳисобида);

$z\mathcal{E}$ — электролитнинг грамм эквиваленти;

F — Фарадей сони (96496 кулон);

Q — ўтган электр миқдори (кулон ҳисобида).

Ток кучи ампер, ток ўтган вақт эса секунд билан ифодаланиб, кулонлар миқдори ҳисобланади. Амперлар сони секундларга кўпайтирилса, кулонлар миқдори келиб чиқади.

Ток кучини i , вақтни эса τ билан белгилаб, юқоридаги Q нинг қийматини қўямиз:

$$m = \frac{z\mathcal{E} \cdot i \cdot \tau}{F}$$

Химия саноатида электролизнинг аҳамияти катта.

Сувнинг электролизидан H_2 , O_2 олинади. Химиявий тоза сув электр токини ўтказмайди, шунинг учун сувни электролиз қилишда унга озгина Na_2SO_4 ёки бошқа электролит қўшилади; бунда Na_2SO_4 нейтралланмайди, сувнинг H^+ ва OH^- ионлари нейтралланади.

Ишқорий металллар, ишқорий-ер металллар ва алюминий суюқлантирилган бирикмаларини электролиз қилиш йўли билан олинади. Масалан, суюқлантирилган $NaOH$, KOH , $NaCl$ ва KCl ни электролиз қилиш йўли билан Na ва K олинади (185, 186-параграфларга қаранг).

Мис ва никель каби кўпгина металллар рудалардан кўмир билан қайтариш орқали олинади, лекин уларда қўшимчалар бўлади, бу қўшимчалардан эса электролиз ёрдамида тозаланади. Бунинг учун хомаки металл, масалан, хомаки мис анод сифатида олинади, ваннага $CuSO_4$ эритмаси қўйилади. Электролизда Cu^{2+} кагод олдида нейтралланиб, унга ёпишади, анодда эса Cu оксидланиб, Cu^{2+} га айланади ва эритмага ўтиб, катодга томон боради. Шундай қилиб, аноддаги хомаки мисдан тоза мис чиқиб, катодга кўчади.

Электролиз воситасида металл буюмлар сиртини бошқа металл билан қоплаш *гальваностегия* деб аталади. Масалан, металл буюмларни рух, қалай, хром, никель ва кадмий билан қоплаш мумкин. Бу процесслар рухлаш, қалайлаш, хромлаш, никеллаш ва кадмийлаш дейилади. Масалан, хромлаш учун металл буюм катод сифатида, хром эса анод сифатида олинади. Хром аноддан эритмага ўтиб, катодга боради-да, металл буюм сиртига ёпишади. Шундай усулда баъзи буюмларга кумуш ёки олтин югуртирилади.

Баъзи буюмлардан рельефли металл нусхалар тайёрлашда ҳам электролиз процессидан фойдаланилади. Бунинг учун аввал буюмдан ганч ёки мум қолип қўйилади, бу қолип электр ўтказма олиши учун, унинг устига юпқа қават графит қопланади-да, катод сифатида ваннага туширилади, уни қоплаши лозим бўлган металл эса анод сифатида олинади; ана шу металл тузининг эритмаси ваннага қўйилади. Электролиз вақтида буюм сирти зич металл қавати билан қопланади; шундай қилиб, буюмнинг металл нусхаси тайёрланади. Бу усул *гальванопластика* деб аталади.

181-§. Металлар коррозияси. Муҳитнинг химиявий ва электрохимиявий таъсиридан металлларнинг оксидланиб емирилиши металллар *коррозияси* деб аталади. Металларга юқори температурада намсиз қуруқ газлар ҳамда нефть, бензин, сурков мойлари каби турли органик моддалар таъсир этганда металлларнинг улар билан бирикмалар ҳосил қилиб емирилиши *химиявий коррозиядир*.

Металларга сув, электролит эритмалари ёки нам ҳаво таъсир этганда металллар сиртида беҳисоб микрогальваник элементлар ҳосил бўлиб, металлларнинг электрохимиявий процесси вақтида емирилиши *электрохимиявий коррозиядир*. Бу баъзан *гальванокоррозия* деб ҳам аталади.

Активлик қаторида (кучланиши қаторида) чапда турган металллар осон оксидланиб, тез коррозияланади, ўнгда турган металллар қийин коррозияланади, кумуш, олтин ва платина коррозияланмай-

ди. Mg, Al, Ni, Cr Pb, Cu каби металллар коррозияланганда уларнинг оксидлари ҳосил бўлиб, юпқа зич қават ҳолида металл сиртини қоплаб олади, шундай қилиб, металлни янада коррозияланишдан сақлайди. Масалан, алюминий ҳавода тез хираланади, чунки унинг усти зич оксид қавати билан қопланади. Хром ва никель ҳам зич оксид қавати билан қопланади, лекин улар хиралашмайди, чунки уларнинг оксид қаватлари ғоят юпқа бўлади ва, шунинг учун, металл ялтироқлиги сақланади.

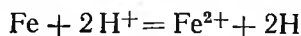
Кўпинча, металллар коррозияси электрохимиявий коррозия бўлади.

Ғоят тоза металллар коррозияланмайди ёки қийин коррозияланади. Масалан, ғоят тоза темир буюмлар анча барқарордир. Аммо тоза металлдан ясалган буюмлар кам бўлади, одатда, буюмлар ё қотишмалардан ясалган бўлади, ёки қўшимчали металллардан ясалади. Тоза дейилган металллар таркибида ҳам, оз бўлса-да, қўшимчалар бор.

Тоза металлларнинг сувда коррозияланмаслигига сабаб/шуки металл сувга мусбат ионлар юбориб, манфий зарядланганда бу мусбат ионлар металл атрофини қўраб олади ва қўш электр қават ҳосил қилади (179- параграфга қаранг).

Икки металл бирга учрашганда дарҳол гальваник элемент ҳосил бўлади ва металлларнинг бири емирила бошлайди. Масалан, темирга өзгина мис ё рух, ёки қалай қўшилган бўлса, бундай темир нам ҳавода жуда тез коррозияланади.

Темир буюмнинг кичик бир қисми мисдан иборат, деб фарз қилайлик. Унинг сиртига ҳаво нами өзгина шимилган. Сув эса оз бўлса-да, H^+ билан OH^- га диссоциланади, бу ионлардан ташқари, металл сиртидаги намда ҳаводаги CO_2 нинг эришидан ҳосил бўлган H_2CO_3 ионлари — H^+ билан HCO_3^- — ҳам бор. Темир сиртида бу нам электролит ролини ўйнайди, темир электронларини мисга юбориб, ўзи мусбат зарядли анод бўлиб қолади, мис электронлар қабул қилади, манфий зарядланиб, катодга айланади. Темирнинг электронлар йўқотган атомлари Fe^{2+} иони ҳолида эритмага ўтади, яъни темир емирила бошлайди. Миснинг олдида темирдан келган электронларни эритмадаги H^+ лар қабул қилиб қайтарилади. Демак, мис ўзгармайди, у гальваник элементда катод ролини ўтади, холос. Шундай қилиб, бу гальваник элементларда қуйидаги реакция боради:



Металл сиртидаги сувда ҳаво кислороди эригани ҳолда бўлади, у Fe^{2+} ни Fe^{3+} га қадар оксидлайди ва қайтарилиб, молекула ҳолига ўтмаган атомар водородни H_2O га қадар оксидлайди. Ҳар қайси химиявий реакция маҳсулотлари бошқа моддаларга айланиб турса, реакциянинг давом этишига яхши имконият туғилади. Бу ерда ҳам Fe^{2+} ва H^+ нинг Fe^{3+} ва H_2O га оксидланиб туриши темирнинг Fe^{3+} га айланишини, яъни коррозияланишини тезлатади. Fe^{3+} ионлари тахминан $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ таркибли гидроксид ҳосил қилади, қўнғир тусли бу ғовак

кукун темир зангидир. Шаройтга, ҳавонинг намлиги, температурага ва бошқаларга қараб, темир гидроксид таркиби турлича бўлганидан, уни $m\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ёзиш маъқулроқ. Баъзан, унда оксидланиб улгурмаган бирикмаси ҳам бўлади. Таркибида қўшимча металллар бўлган металл бўлаги ёки қотишма сув ёхуд электролит эритмасига туширилса, ундаги турли металллар гальваник элементнинг электродлари вазифасини ўтайди. Бу электродлар эса металлнинг корпуси билан бир-бирига туташиб, гальваник элемент ҳосил қилади, гальваник элементнинг ишлаши нағижасида металлнинг бири (электроманфийроғи) емирилади бошлайди.

Демак, икки металл коррозиясида актив металл анод, пассиви катод бўлади ва анод емирилади. Бу икки металл кучланиш қаторида бир-биридан қанча узоқ турса, коррозия шу қадар тез боради. Масалан, Al ва Cu да Al анод, Cu катод, Zn ва Sn да Zn анод, Sn катод бўлади.

Баъзан, кислотада Zn ни эритиш лозим бўлса, кислотанинг суюлтирилган эритмасига тоза Zn парчалари ташланса, водород ажралиб чиқмайди. Бунда ҳам, сувга ботирилган металл атрофида қўш электр қават ҳосил бўлганидек, эритмага дастлаб ўтган Zn^{2+} лар Zn ни қуршаб, қўш электр қават ҳосил қилади ва Zn нинг эришига халақит беради. Шундай ҳолда Zn га мис сим, яхшироғи, платина сим тегирилса, шиддатли равишда водород чиқа бошлайди. Бунда Zn ва Cu ёки Zn ва Pt гальваник элементи ҳосил бўлади. Zn электрохимиявий эрий бошлайди, унинг йўқотган электронлари мисга ёки платинага ўтади ва H^+ ларни нейтраллайди.

Пулат коррозияси микрокоррозиядир. Пулат темир кристаллари билан темир карбиди — цементит Fe_3C дан иборат. Пулатнинг коррозияланишида (занглашида) унинг сиртида майда беҳисоб микрогальваник элементлар вужудга келади. Бу гальваник элементларда Fe анод Fe_3C эса катод ролини ўйнайди. Темир оксидланиб, эритмага ўтади ва зангга айланади. Fe_3C олдида эса водород ажралиб чиқади.

Металларнинг қотишмаларида коррозия ғоят мураккаб бўлади. Аммо қаттиқ эритма бўлган қотишмалар коррозияланмайдиган барқарор қотишмалардир.

Металлар коррозияси ғоят катта зарар етказилади. Ҳар йили ўнларча миллион Т темир коррозия туфайли емирилиб кетади.

Коррозияга қарши кураш жуда муҳим масаладир. Бунинг турли йўллари бор.

Коррозиланувчи металллар сиртига коррозиланмайдиган, яъни коррозияга бардош берадиган металлларнинг юпқа қавати қопланади. Масалан, темир рухланади ёки унга қалай югуртирилади. Аммо темир сиртини қоплаб турган металл қаватининг бир жойи озгина емирилса, шу жойдаги темир сиртқи металл билан дарҳол гальваник элемент ҳосил қилади, оқибатда коррозия тез бошланиб кетади.

Масалан, қалай югуртирилган темирни олайлик. Кучланиш қаторида темир қалайдан чапда туради, демак, темир анод, қалай эса катод бўлади. Металл сиртини камроқ актив металл билан

қоплаш катодли қоплаш деб аталади. Катодли қоплашнинг ёмон томони шуки, қалай қаватининг бир жойи бузилса, дарҳол коррозия бошланади.

Рухланган темирда аксинча бўлади. Кучланиш қаторида рух темирдан чапда туради, демак, темирни қоплаб турган рух қаватининг бирор жойи емирилса рух анод, темир эса катод ролини ўйнайди. Бунда рух емирилади ва у батамом емирилиб бўлгунча темир сақланиб туради. Бундай қоплам қопланувчи металлга нисбатан электроманфийроқ бўлгани учун анодли қопланиш деб аталади.

Кемаларнинг сув ости қисмларини, айниқса, винтларини коррозиядан сақлаш учун уларга активроқ металл, масалан, рух парчалари ўрнатилади. Металл билан рух гальваник элемент ҳосил қилиб, коррозия вақтида рух анод ролини ўтайди ва ўзи коррозиланади, металл буюм эса сақланиб қолади. Бунда рух *протектор* * деб аталади.

Металлни коррозиядан сақлаш учун иккинчи металл билан мумкин қадар зич ва тўла қоплаш лозим.

Бир металлни иккинчи металл билан қоплаш учун, масалан, темирни қалайлаш ва рухлаш учун, темир суюқ қалай ва суюқ рухга ботириб олинади.

Металлларни ҳромлаш, никеллаш, кумушлаш, олтинлашда электролиз усули яхши. Бу усул қўлланганда металл ғоят зич мустаҳкам қаватга эга бўлади.

Металлларни иккинчи металл билан қоплашда бошқа усуллар ҳам бор.

Баъзан, металл буюмлар сирти эмал ёки ҳар хил бўёқлар билан қопланади.

Металл кислотали суюқ муҳитда бўлса, тез коррозиланади, чунки водород ионлари концентрациясининг кўплиги металлнинг эришига шароит туғдиради. Бундай ҳолларда суюқликка коррозияни сустлаштирувчи моддалар — *ингибиторлар* ** қўшилади. Ингибиторлар металл сиртига адсорбиланиб, уларни эришдан сақлайди, ammo металлни қоплаган занг ёки, масалан, буғ қозонларда сувнинг қаттиқлигидан ҳосил бўлган чўкмалар сиртига адсорбиланмайди ва уларнинг эришига халақит бермайди. Бу тадбир металлнинг коррозияга бардош беришини кучайтиради, чунки металлларнинг занг ва чўкма турган жойлари коррозияга мойилдир.

Кўпгина металлларнинг сирти кучли оксидловчилар таъсиридан жуда юпқа ва зич оксид қавати билан қопланади, бу қават металлни коррозиядан сақлайди. Масалан, темир $KMnO_4$ ёки концентранган HNO_3 га ботириб олинса, унинг сирти юпқа оксид пардаси билан қопланади ва пассив бўлиб қолади. Бу ҳодиса *металлнинг пассивланиши* деб, $KMnO_4$, HNO_3 лар эса *пассивловчи агентлар* деб аталади.

* Протектор лотинча «protector» сўзидан олинган бўлиб, унинг маъноси ҳимоячи демакдир.

** Ингибитор сўзи лотинча «ingibere» сўзидан олинган бўлиб, унинг маъноси тўхтатмоқ демакдир.

Металларнинг оксид пардаси билан қопланиш назарияси соҳасида В. А. Кистяковскийнинг ҳиссаси катта.

Коррозияни тезлатувчи моддалар *активловчи агентлар* дейилади. СГ активловчи агентдир.

Коррозияга қарши кураш усуллари жуда кўп, лекин коррозия назарий жиҳатдан яна кўп текширилиши лозим.

182- §. Қотишмалар. Суюқлантирилиб аралаштирилган икки ёки бир неча металл қотишма ҳосил қилади.

Қотишмалар тоза металлларга қараганда қаттиқроқ ва мустаҳкамроқ бўлганлигидан техникада ва турмушда кўп ишлатилади. Латунь (жез) ва бронза (тунж) қотишмалари қадимдан маълумдир.

Қотишмалар тузилиши жиҳатидан бир неча хил бўлади.

1. Қотишмадаги металлларнинг кристаллари яхши аралашиб, ёнма-ён туради. $Su - Pb$, $Bi - Cd$, $Sb - Pb$, $Sn - Al$, қотишмалари бунга мисол бўла олади. Бундай қотишма микроскоп остига қўйиб қаралса, бир металл кристали ёнида иккинчи металл кристали тургани яхши кўринади, лекин улар гетероген системадир.

2. Баъзи қотишмалар кристалланганда металлларнинг атомлари бир-бирининг кристаллари ичига — кристалл панжаралари ичига жойлашади. Бунда кристалл панжараларда бир металл атомлари иккинчи металл атомларига алмашинади, яъни металллар кристаллни биргалашиб ҳосил қилади, шунинг учун улар *аралаш кристаллар* дейилади. Бундай қотишмалар *қаттиқ эритма* деб аталади, булар гомоген системадир. Кўпинча, хоссалари жиҳатидан бир-бирига яқинроқ элементлар, масалан, Cu ва Ni ; асосан, бир группа элементлари, Ag ва Au қаттиқ эритмалар ҳосил қилади. Баъзан, қаттиқ эритмаларда иккинчи компонент атомлари биринчи компонент кристалл панжарасидаги атомлар орасига кириб олади. Бундай ҳодиса металл ва металлоид қотишмаларида бўлади. Металл ва углерод, металл ва азот, металл ва бор қотишмалари бунга мисол бўла олади.

3. Қотишмаларда металллар, баъзан, битта химиявий бирикма Cu_3Sn , $CuZn_3$, $AgLi$, баъзан, эса бир неча химиявий бирикма ҳосил қилади ($AuZn$, $AuZn_3$, $AuZn_8$); қотишмада икки металл химиявий бирикма ҳосил қилганда бу металллардан бирининг миқдори ортиқ бўлса, химиявий бирикма унда эриши мумкин, масалан: $Cu - Cu_2Mg$.

Бундай химиявий бирикмалар орасида одатдаги валентлик қоидаларига риоя қиладиган $CuZn$, $FeAl$ каби бирикмалар бўлади, лекин кўпчилик бирикмалар валентлик қоидаларига риоя қилмайди. Масалан: Au_5Zn_8 , Fe_5Zn_2 , Cu_3Sn ва бошқалар. Қотишмаларда компонентлардан ҳосил бўлган химиявий бирикмалар *интерметалл* (металлараро) *бирикмалар* деб аталади.

Металлар бидан металлоидлардан ҳосил бўлган қотишмаларга чўян (темир ва углерод қотишмаси) мисол бўла олади.

Қотишмаларнинг хоссалари таркибий қисмларининг (компонентларининг) хоссаларидан анча бошқача бўлади. Масалан, қотишмаларнинг иссиқлик ва электр ўтказувчанликлари компонентларининг иссиқлик ва электр ўтказувчанликларидан паст, лекин

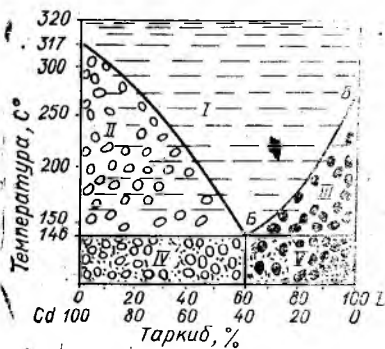
мустаҳкамлик ва қаттиқлиги, одатда, юқори бўлади. Умуман, қотишмалар яхши техник ва механик хоссаларга эга. Баъзи қотишмалар коррозияга чидамли бўлади ва ҳоказо.

Қотишмаларни химиявий анализ билангина мукамал текшириб бўлмайди. Машҳур рус олими академик Н. С. Курнаков (1860—1941) химиянинг бир соҳаси бўлган физик-химиявий анализни яратди ва ўз шогирдлари билан бирга бу соҳада муҳим назариялар яратди ва физик-химиявий анализ методларини ишлаб чиқди.

Бу методдан фойдаланиб, қотишма компонентларининг концентрациясига қараб, қотишма физик хоссаларининг ўзгариши текширилади ва «таркиб-хосса» диаграммаси тузилади. Масалан, таркибнинг ўзгаришига қараб қотишма суюқланиш температурасининг ўзгариши текширилади. Диаграмма тузишда абциссалар ўқи-га компонентлар проценти, ординаталар ўқи-га эса қотишманин-г суюқланиш температураси қўйилади. Ҳосил бўлган эгри чизиқ суюқланиш эгриси деб аталади. Бундай графиклар (диаграммалар) тузиб, «таркиб — хосса» эгрисининг шаклларини текшириш натижасида, қотишмада (эритмада) бораётган процесслар билиб олинади ва бу соҳага онд турли қонуниятлар топилади. Ҳозир қотишмалар, кўпинча, ана шу метод билан текширилади.

Қотишманин-г таркибига қараб, суюқланиш температурасининг ўзгариш графигини кўриб чиқайлик (82-расм).

Мисол тариқасида Cd — Вi қотишмасини ола-миз. Абциссалар ўқида чапда Cd 100%, ўнгда 0%. Чапда Вi 0%, ўнгда эса 100% дир. Ординаталар ўқи-га қотишмаларнинг суюқланиш температураси қўйилади. Cd — Вi қотишмаларида Cd 100% дан камайиб, Вi эса 0% дан кўпайиб бориши билан қотишмаларнинг суюқланиш температураси 317° дан пасайиб боради (Cd нинг суюқланиш температураси 317°), 40% Cd ва 60% Вi ли қотишма 146° да суюқланади (Б). Бу нуқтадан бошлаб, яъни Cd 40% дан камайиб, Вi 60% ортиб борган сари қотишмаларнинг суюқланиш температуралари кўтарилиб боради, тоза Вi 268° да суюқланади. Демак, Cd 100% дан 40% гача (Вi 0% дан 60% гача) бўлган қотишмаларнинг суюқланиш температуралари 317° дан 146° гача пасайиб боради, бу ҳол графикдаги АБ чизиғи билан ифодаланади.

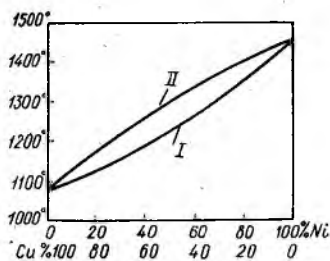


82-расм.

Cd 40% дан 0% гача (Вi 60% дан 100% гача) бўлган қотишмаларда суюқланиш температуралари 146° дан 268° гача кўтарилиб боради; уларнинг суюқланиш эгри чизиғи БВ бўлади. Графикдан кўринадики, Cd — Вi қотишмаларида суюқланиш температураси энг паст Cd 40% — Вi 60% ли қотишмадир (Б). Бу қотишма эвтектик қотишма деб, Б нуқта эса эвтектик нуқта деб аталади. Демак, эвтектик қотишма суюқланиш температураси энг паст қотишмадир.

Агар Cd 40% дан (эвтектик қотиш-

мадагидан) ортиқ бўлган суюқ қотишма олинса-да, у совитила бошласа, фақат Cd кристаллана боради, суюқ ҳолатдаги қотишма таркибида Cd проценти камая, Вi проценти эса орта боради. Эвтектик нуқтага етганда, яъни Cd 40% ва Вi 60% бўлганда қотишма ана шу таркибда қаттиқ ҳолатга бирдан ўтади. Вi 60% дан ортиқ бўлган қотишма суюқ ҳолатда олиниб, сўнгра совитилса, температура пасайиши билан Вi кристаллана боради, қотишманинг суюқ қисми таркибида, ВВ эгри чизигига мувофиқ, Вi камайиб, Cd проценти эса ортиб боради, Вi 60% ва Cd 40% бўлганда қотишманинг ҳаммаси қаттиқ ҳолатга ўтади, бу ҳодиса 146° температурада содир бўлади. Ҳосил бўлган бу қотишма эвтектик аралашма (қотишма) дир.



83- расм.

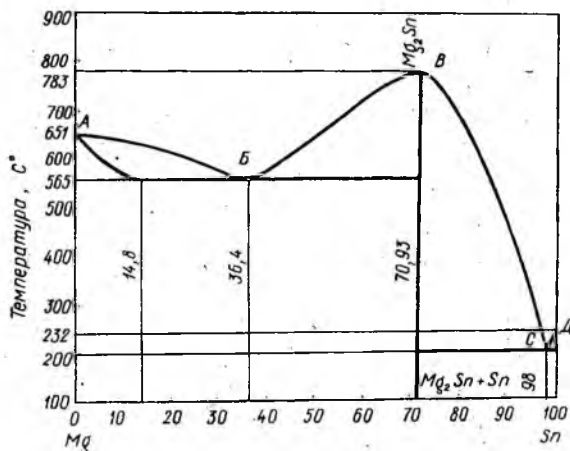
Диаграммадаги I соҳада қотишма суюқ ҳолатда бўлади, II соҳада суюқ қотишма билан Cd кристаллари, III соҳада суюқ қотишма билан Вi кристаллари, IV соҳада эвтектик қотишма билан Cd кристаллари, V соҳада эвтектик қотишма билан Вi кристаллари бўлади. Эвтектик қотишмалар микроскоп остига қўйиб қаралса, уларнинг тузилишини кўриш мумкин.

Қаттиқ эритма типидagi қотишмаларнинг эвтектик нуқталари ва эвтектик аралашмалари бўлмайди. Уларнинг эгри чизиқлари синмасдан, равон ўзгаради. Лекин, шуни қайд этиш керакки, уларнинг суюқланиш температуралари эгри чизиги билан қотиш температуралари эгри чизиги бир хил бўлмайди. 83-расмда Cu — Ni нинг суюқланиш температуралари эгри чизиги (I) ва қотиш температуралари эгри чизиги (II) кўрсатилган. Фақат тоза металлнинг қотиш ва суюқланиш температураларигина бир нуқтада бўлади.

Агар қотишмаларнинг компонентлари бир-бири билан бирикма ҳосил қилса, қотишмаларнинг суюқланиши эгриларида бир неча эвтектик нуқта ва бир неча максимум бўлади. Максимумлар сони бирикмалар сонига тенг бўлади. Агар максимум нуқтадан абсциссалар ўқига тик чизиқ туширилса, бу тик чизиқнинг абсциссалар ўқи билан учрашган нуқтаси ҳосил бўлган бирикманинг таркибини кўрсатади. Масалан, Mg — Sn қотишмасини олайлик (84-расм).

100% Mg — 0% Sn қотишманинг, яъни тоза Mg нинг суюқланиш температураси 650°, унга Sn қўшилиши билан улар орасида интерметалл бирикма Mg₂Sn ҳосил бўлади ва Mg да эрийди. Ана шу Mg — Mg₂Sn нинг суюқланиш эгри чизиги АБВ билан ифодаланadi. Унинг эвтектик нуқтаси 561° бўлиб, эвтектик қотишманинг таркиби Mg 63,6%, Sn 36,4% дир. Бунда Sn фақат 70, 93% гача етади, ундан ортиқ бўлмайди. Mg — Mg₂Sn совитилганда АВ бўйича Mg кристаллана боради. В га етганда температура 561° да тўхтайдиган эвтектик аралашма яхлит қотади.

ВСД эгриси Mg₂Sn билан Sn га оиддир, унда Mg бўлмайди, эвтектик нуқта 200° бўлади, эвтектик қотишманинг таркиби 98% Sn, 2% Mg дан иборат. Sn — Mg₂Sn совитилганда ДС эгриси бўйича Sn кристал-



84- расм.

лана боради ва температура 200° га етганда эвтектик аралашма яхлит қотади.

778° Mg₂Sn нинг суоқланиш температурасидир, у Mg нинг ва Sn нинг суоқланиш температураларидан юқори бўлади. *BBC* эгриси бўйича Mg₂Sn кристалланади.

Демак, Mg — Sn да иккита эвтектик нуқта, иккита эвтектик қотишма ва битта максимум (*B*) бор.

Шундай қилиб, қотишмаларнинг таркиби ва физик хоссалари орасидаги боғланишни ифодалайдиган таркиб — хосса диаграммаларини текшириш йўли билан уларнинг тузилиши, хоссалари, таркиби, компонентлари орасида ҳосил бўладиган бирикмаларини аниқлаш мумкин.

Айрим металлар кўриб чиқилганда уларнинг муҳим қотишмалари тўғрисида айтиб ўтилади.

**ЙИГИРМА БИРИНЧИ БОБ,
ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ I ГРУППАСИ**

183-§. Биринчи группа. Даврий система I группасининг бош группачасига водород H, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fg, ёнаки группачасига эса мис Cu, кумуш Ag, олтин Au киради.

Даврлар	Категорлар	Элементлар	№	Атом массаси	Электронларнинг тақсимланиши							
					K s	L sp	M spd	N spdf	O spd	P sp	Q s	
1	I	Водород H . . .	1	1,00797	1	-						
2	II	Литий Li . . .	3	6,939	2	1						
3	III	Натрий Na . . .	11	22,9898	2	2,6	1					
4	IV	Калий K . . .	19	39,102	2	2,6	2,6	1				
4	V	Мис Cu . . .	29	63,546	2	2,6	2,6,10	1				
5	VI	Рубидий Rb . .	37	85,47	2	2,6	2,6,10	2,6	1			
5	VII	Кумуш Ag . . .	47	107,870	2	2,6	2,6,10	2,6,10	1			
6	VIII	Цезий Cs . . .	55	132,905	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,6	1		
6	IX	Олтин Au . . .	79	196,967	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	1		
7	X	Франций Fg . .	87	[223]	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,6	1	

Водород алоҳида ўрин тутади, у, баъзан, ўзининг ёлғиз электрони бериб, металлмаслар билан реакцияга киришади, яъни Li, Na, K га ўхшаш, ўз электрони йўқота олади, шунинг учун бош группача билан бирга туради. Лекин водород металллар билан реакцияга киришганда, галогенларга ва олтингургуртга ўхшаш, бир электрон бириктириб олади, яъни қайтарилади. Шу жиҳатдан, водород даврий системанинг VII группасига ҳам киритилади ва элементлар даврий системасида қавслар ичида кўрсатилади. I группанинг водороддан бошқа ҳамма элементлари металллардир, уларнинг сиртқи қаватларида биттадан электрон бор, лекин сиртдан иккинчи қаватлари бир-биридан фарқ қилади. Бош группача элементларининг сиртдан иккинчи қаватларида 8 тадан электрон бўлади, (фақат литийда, гелийники каби, 2 электрон бор). Ёнаки группачадаги элементларнинг сиртдан иккинчи қаватларида 18 тадан электрон бор. Бош группачадаги элементлар сиртқи қаватидаги электронини ёнаки группачадаги элементларга қараганда осонроқ беради. Бош группача элементлари реакцияда ҳамма вақт сиртқи битта электрони йўқотиб, мусбат зарядланади, ёнаки

группача элементлари эса сиртдан иккинчи қаватидаги 18 электронининг ҳам бир ёки иккисини йўқотиши мумкин, шунинг учун, улар ҳамиша бир валентли бўлавермайди, масалан, мис кўпинча, икки валентли, олтин уч валентли бўлади.

Бош группача элементлари ишқорий металллар деб аталади, чунки уларнинг энг муҳимлари — натрий ва калийнинг гидроксидлари инсонга қадимдан маълум бўлган ва ишқорлар деб аталган.

Ёнаки группача, кўпинча, мис группачаси деб аталади.

184-§. I группанинг бош группачаси (ишқорий металллар).

Ишқорий металллар Li, Na, K, Rb, Cs, Fr бўлиб, улар орасида энг кўп учрайдиган Na билан K дир.

Барча ишқорий металлларнинг сиртқи қаватида бир электрон, литийнинг сиртдан иккинчи қаватида икки электрон, бошқаларининг сиртдан иккинчи қаватида эса 8 электрон бўлганидан улар реакция вақтида ҳамиша сиртқи қават электронини йўқотади ва фақат мусбат бир валентли бўлади. Бир электронни йўқотиш ниҳоят осон, шунинг учун бу металллар табиатда ҳамиша бирикма ҳолида учрайдиган актив металллардир. Уларнинг ҳаммаси енгил, юмшоқ, кумушдай оқ ва, ҳатто, ялтироқдир.

Ишқорий металлларнинг активлиги литийдан бошлаб, цезийга томон ошиб боради, чунки литийдан дезийга қадар, электрон қавати сони ортиб боради, сиртқи қават электрони — валент электрони ядродан борган сари узоқлашади, яъни валент электронининг ядрога тортилиш кучи заифлашиб боради. Бу элементларнинг атом радиуслари ангстрем билан ифодаланса, қуйидагича бўлади:

Li — 1,57Å

Na — 1,92Å

K — 2,36Å

Rb — 2,53Å

Cs — 2,74Å

Шунга мувофиқ равишда, валент электронларини сиртқи қаватдан узиш учун керак бўлган энергия ҳам Li дан Cs га томон боради:

Li — 124,5 ккал/г. А.

Na — 117,6 »

K — 99,2 »

Rb — 96,8 »

Cs — 89,9 »

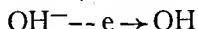
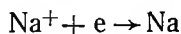
Рубидий ва цезий ҳавода ўз-ўзидан ёниб кетади, литий, натрий ва калий секин-аста оксидланади. Рубидий ва цезий сув билан ҳам ниҳоятда шиддатли реакцияга киришади.

— Ишқорий металлларнинг оксидлари $\text{Э}_2\text{O}$, пероксидлари $\text{Э}_2\text{O}_2$, гидридлари ЭН, гидроксидлари эса ЭОН формула билан ифодаланади.

Ишқорий металлларнинг аксарият тузлари сувда яхши эрийди. Ишқорий металллардан натрий билан калий муҳим аҳамиятга эгадир.

185-§. Натрий (Natrium) Na. Натрий табиатда кўп тарқалган элемент, у ер пўстлогининг оғирлик жиҳатидан 2,40 процентини ташкил этади. Натрийни дастлаб, 1870 йилда инглиз олими Г. Девинам NaOH ни электролиз қилиш йўли билан ажратиб олган эди. Натрий, кўпинча, силикатлар ва галогенидлар таркибига киради ва бирикмаларда ҳамма вақт мусбат бир валентли бўлади. Натрийнинг энг кўп учрайдиган бирикмаси — натрий хлорид (ош тузи) NaCl дир. Бу туз денгиз ва кўллар сувида, шунингдек, қуруқликда учрайди. Натрийнинг натрий сульфат (тенардит) Na_2SO_4 , натрий нитрат (натрийли селитра) NaNO_3 каби бирикмалари бор. NaNO_3 нинг катта қони АҚШ да, Чилида бўлганидан у Чили селитраси деб ҳам аталади. Натрий сульфатнинг 10 молекулали гидрати $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ — мирабилит Каспий денгизидagi Қорабўғоз-Гўлда гоят кўп миқдорда бор. У бўғоз тагига чўкиб, қалин қатламлар ҳосил қилади, туз запаси жиҳатидан бу қон жаҳонда биринчи ўринда туради. Натрий ўз электронини жуда осон йўқотганидан кучли қайтарувчидир, лекин натрий иони электрон қабул қилиши анча қийин. Шунинг учун уни бирикмаларидан кўмир ёки водород билан қайтариш орқали ажратиб олиб бўлмайди, уни энг кучли қайтарувчи восита электр токидир. Бунинг учун, натрий гидроксид ёки натрий хлорид суюқлантирилиб, сўнг-ра электролиз қилинади.

NaOH нинг электролизи:



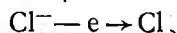
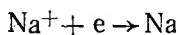
OH дарҳол парчаланиб кетади:



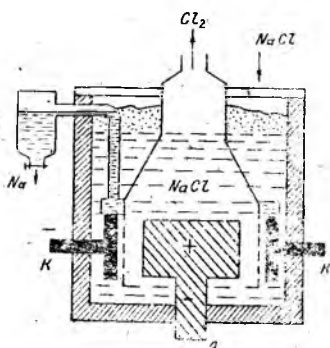
Электролиз йўли билан натрий ажратиб олишда ноқулайликлардан бири электролиз вақтида сув ва кислород чиқиши, иккинчидан, NaOH сарф бўлади, яъни бу усул учун NaCl дан аввал NaOH тайёрлаш лозим. NaOH ни электролиз қилиб, Na олишнинг афзаллиги шуки, унинг суюқланиш температураси паст ($t_c = 318^\circ$) бўлади.

NaCl ни электролиз қилишнинг яхши томони шундаки, табиатда кўп учрайдиган ва арзон модда — NaCl дан фойдаланилади. Процесс оддий бўлади, лекин NaCl нинг суюқланиши учун юқори температура (800°) керак бўлади. NaCl га 25 % NaF, 12 % KCl қўшилса, унинг суюқланиш температураси анча пасаяди (650° га тушади).

NaCl электролиз қилинганда Na^+ катодга, Cl^- эса анодга боради, Na^+ катодда электрон бириктириб олиб, Cl^- эса электронини бериб нейтралланади:



Шундай қилиб, электр токи таъсирида NaCl электролизланади, яъни натрий билан хлорга ажралади.



85-расм.

85-расмда NaCl нинг электролиз схемаси кўрсатилди. Электролитик ванна пўлатдан ясалиб, ичи ўтга чидамли ғишт билан қонланган. Ўртага графит анод (А) қўйилган, унинг атрофига темир ёки никелдан ясалган ҳалқа, катод (К) ўрнатилган, унинг сирти изоляцияланган бўлади. Анод ва катод орасига тўр парда — диафрагма қўйилган, унинг паст қисми цилиндр шаклида, юқориги қисми эса конус шаклидадир, бу ердан Cl чиқарилади. Na эса катод олдида махсус резервуарга ўтади, ваннага NaCl юқоридан киритилиб туради. Натрий синтетик каучук ишлаб чиқаришда, титан, цир-

коний металлари ва баъзи бирикмалар олишда ишлатилади.

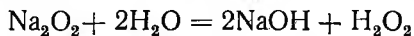
Натрий кумушдай оқ, юмшоқ, пичоқ билан осон кесиладиган энгил металл; унинг солиштирма оғирлиги 20° да 0,97 га тенг; $t_c = 97,7^\circ$, $t_{\text{қай}} = 883^\circ$; кубик системада кристалланади. Стабил изотопи битта бўлиб, унинг атом оғирлиги 23 га тенг; унинг яна 4 та радиоактив изотопи маълум, уларнинг атом оғирликлари 21, 22, 24, 25 дир. Натрийнинг буғи алангани сариқ тусга киритади. Ҳавода жуда тез оксидланади, лабораторияларда ёниб кетмаслиги учун қуруқ керосин ёки бензинда сақланади, қуймалари шу суюқликларда тулука идишларда сотилади. Олтингургурт ва галогенлар билан бевосита бирикади, иситилганда эса яхши ва ҳатто, ёниб, баъзан эса портлаб бирикади. Натрий ёнганда оксид Na_2O ва пероксид Na_2O_2 , агар кислород кўп бўлса фақат Na_2O_2 ҳосил бўлади.

Натрий оксид оқ тусли қаттиқ модда бўлиб, сув билан яхши бирикади, натижада гидроксид ҳосил бўлади:

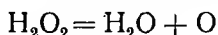


Натрий пероксид $\text{Na} - \text{O} - \text{O} - \text{Na}$ сарғиш тусли кучли оксидловчи моддадир.

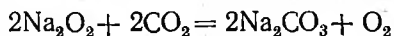
Паст температурада сув билан реакция секин бориб, водород пероксид ҳосил қилади:



Агар эритма иситилса (ёки Na_2O_2 иссиқ сувда эритилса), ундан ҳосил бўлаётган H_2O_2 нинг ажралиши натижасида кислород чиқади:

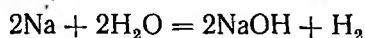


Na_2O_2 оқартириш ишларида, нафас олиш аппаратлари учун кислород олишда ишлатилади. Бундай нафас олиш аппаратларида одамнинг нафас қайтаришидан чиққан CO_2 дарҳол Na_2O_2 га таъсир этади:

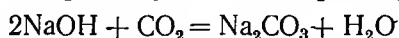


Бу реакция натижасида чиққан O_2 нафас олишга ишлатилади. Натрий одатдаги температурадаёқ сув билан шиддатли реак-

пияга киришиб, сувдан водородни ҳайдаб чиқаради, ўзи оксидланиб, гидроксид ҳосил қилади:



Натрий гидроксид NaOH оқ тусли, қаттиқ, ниҳоятда муҳим модда бўлиб, сувда яхши эрийди. NaOH эриганда сув билан ҳар хил гидратлар ҳосил қилганидан кўп иссиқлик чиқади. NaOH яхши диссоциацияланган кучли ишқор. Ишқорлар орасида энг арзони бўлганидан лабораторияларда ҳам, саноатда ҳам жуда кўп ишлатилади. Натрий ишқори NaCl нинг сувдаги эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. Электролиз вақтида катодга натрий, анодга эса хлор йиғилади, ажралиб чиққан эркин хлор эритмадаги NaOH билан дарҳол ўзаро таъсир этиб, NaCl ва NaClO ҳосил қилиши мумкин, бу реакциянинг бўлишига йўл қўймаслик учун Cl ни NaOH эритмасига ўтказмаслик чоралари кўрилади. Бу мақсадда, кўпинча, махсус диафрагмалар ишлатилади. NaOH терини куйдиради, газламаларни ҳам ўяди, кўзга тушса, уни кўр қилади. Шунинг учун, NaOH билан ниҳоятда эҳтиёт бўлиб ишлаш лозим. NaOH ни майдалашда кўзойнак ва қўлга резина қўлқоп кийиб, уни қисқич билан тутиш лозим. NaOH ҳавода нам тортади, CO_2 таъсиридан эса Na_2CO_3 ҳосил бўлади:



Кўпинча, ҳосил бўлган Na_2CO_3 ишқорнинг сиртини зич қоплаганидан, нам таъсирига бошқа берилмай қолади. NaOH сунъий ипак ишлаб чиқаришда, кўнчилик, тўқимачилик, совунгарлик, нефть саноати, химия лабораториялари ва бошқа кўпгина соҳаларда ишлатилади.

Натрийнинг барча тузлари сувда яхши эрийди. $\text{Na} [\text{Sb}(\text{OH})_4]$ сувда эримайди. Аналитик химияда ана шу бирикмани ҳосил қилиш йўли билан Na^+ топилади. Унинг кўпгина тузлари кристаллгидратлардан иборатдир. NaCl озик-овқат саноатида аҳамияти катта моддадир. Ҳар бир киши бир суткада 4—8 г гача туз истеъмол қилади.

Натрийнинг хлорид, гидрокарбонат, нитрат, арсенат, бромид, йодид, сульфат ва салицилатлари медицинада ҳам ишлатилади.

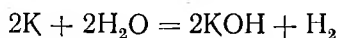
Водород билан натрийнинг бирикмаси — NaH гидрид деб аталади, у оқ тусли қаттиқ моддадир, унда водород манфий бир валентли ($\text{Na}^+ \text{H}^-$); бу бирикма туз деб қаралади.

186- §. Калий (Kalium) K. Калий Ер пўстлоғининг 2,35 процентини ташкил этади. Унинг сунъий бешта, табиий учта изотопи бор: ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K . Калийни 1807 йилда инглиз химики Г. Деви биринчи бўлиб топган эди. Калий актив бўлганлигидан табиатда эркин ҳолда учрамайди, учрайдиган бирикмалари орасида энг муҳимлари дала шпати, слюда каби силикатлардир. Уларнинг нурашидан сувда эрийдиган турли тузлар ҳосил бўлади. Натрийнинг эрувчи тузлари, кўпинча, дарёлар суви билан бориб, денгизларга ва қўлларга тўпланади, калий тузлари эса тупроққа яхши шимилгани учун, денгиз ва қўлларга кўп боролмайди (денгизларда тахминан 0,038% калий бирикма ҳолида бўлади). Калийнинг сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каниит $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ каби бирикмалари муҳим минераллардир.

Карналлит ва сильвинитнинг СССРда Соликамскда ниҳоятда катта запаслари бор. Бу кон бутун дунёда биринчи ўринда туради. Соликамскда калий бирикмалари запаси борлигини 1917 йилда Н. С. Курнаков биринчи бўлиб кўрсатди. 1927 йилда кон қурила бошлади, 1933 йилда катта калий комбинати ишга туширилди. Бу конни ишга солишда Н. С. Курнаковнинг ва Курнаков шогирдларининг илмий текшириш ишлари асос бўлди. Березниковский калий комбинати ундан ҳам катта комбинатдир. Ўзбекистонда Қарши областидаги Ҳисорда Туба-Чатан калий кони бор. Бу коннинг запаси 1 млрд т мўлжалланади.

Калий ҳам худди натрий каби, суюқлантирилган KCl ёки KOH ни электролиз қилиш йўли билан олинади.

Калий кумушдай ялтироқ, юмшоқ ва енгил металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 0,86 га тенг; $t_c = 62,3^\circ$, $t_{қай} = 760^\circ$. Калий ниҳоятда актив металл ва кучли қайтарувчидир. У натрийга қараганда тезроқ оксидланади, сувга ҳам кучлироқ таъсир этади, ажралиб чиққан водород ҳатто ёниб кетади. Калий қуруқ керосин тагида сақланади. Калийнинг сувга таъсиридан калий гидроксид ҳосил бўлади:



Калийнинг K_2O оксиди ва K_2O_2 , K_2O_4 пероксидлари бор. Калийнинг пероксидлари кучли оксидловчилардир.

Калий гидроксид KOH , кўпинча, KCl эритмасининг электролизидан олинади; у оқ тусли қаттиқ модда, сувда яхши эрийди, яхши диссоциланади, кучли асос, ўювчи модда. Химия лабораторияларда $NaOH$ билан бир қаторда кўч ишлатилади. KOH билан ишлашда ҳам жуда эҳтиёт бўлиш керак. KOH ҳаво нами ва CO_2 билан тез реакцияга киришади, шунинг учун у берк идишларда сақланади. KOH суюқ совун тайёрлашда ва калийнинг баъзи бирикмаларини ҳосил қилишда ишлатилади.

Калийнинг учувчан тузлари рангсиз алангани гунафша тусга киритади. Калий тузларининг кўпи сувда эрийди, фақат $KHC_4H_4O_6$; $K_3[CO(NO_2)_6]$ сувда эрмайди, аналитик химияда, кўпинча, шу тузларнинг ҳосил бўлишига қараб, K^+ топилади. Калийнинг ацетат, гидротартрат, бромид, йодид каби тузлари медицинада ишлатилади. K_2CO_3 дан шиша саноатида фойдаланилади.

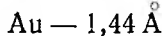
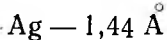
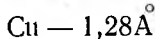
Калий бирикмалари қишлоқ хўжалигида катта аҳамиятга эга. Калий ўсимликлар учун ниҳоят зарур элементдир. KNO_3 , K_2SO_4 , сальвинит $KCl \cdot NaCl$, карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, каинит $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ сувда яхши эригани учун тўғридан-тўғри ўғит сифатида ишлатилади.

Калийнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси KH — калий гидрид, $NaNH$ каби туз деб қаралади, бунда ҳам K^+ (мусбат), H^- (манфий) зарядлидир.

Ишқорий металлларнинг баъзи хоссалари қуйидаги жадвалда кўрсатилган.

Элементлар	Солишт. ор-ма огирли-ги	t_c	$t_{\text{қай}}$	Атом радиуси (А ҳисобида)	Ионланиш энергияси, ккал г- атом ҳисобида
Литий	0,53	186	1370	1,67	124,5
Натрий	0,97	97,5	880	1,92	117,6
Калий	0,86	62,3	760	2,36	99,2
Рубидий	1,53	38,5	700	2,53	96,8
Цезий	1,90	28,5	670	2,741	89,9

187- §. I группанинг қўшимча группача элементлари (мис группаси). Мис группасига мис, қумуш ва олтин киради. Буларнинг ҳам, биринчи группа бош группачасидаги элементлардагига, яъни ишқорий металллардагига ўхшаш, сиртқи қаватларида биттадан электрон бўлади, аммо хоссалари жиҳатидан улардан катта фарқ қилади. Ишқорий металллар актив элементлар бўлгани учун табиатда эркин ҳолда учрамайди, уларнинг ионланиш хусусияти кучли, мис группаси элементлари эса табиатда эркин ҳолда ҳам учрайди, улар активмас, ионланиш хоссалари кучли бўлмаган металллардир. Биринчи группа бош ва ёнаки группачаларининг элементлари орасидаги катта фарқ сиртдан ҳисоблаганда иккинчи қават электронларида ва атом радиусларидадир. Мис группаси элементларининг сиртдан иккинчи қаватида 18 тадан электрон бор, бу қават анча турғун, лекин бутунлай барқарор эмас. Бу элементлар сиртқи қаватларидаги бир электронини йўқотиб, ишқорий металллар каби, бир мусбат зарядли бўла олади ва сиртдан иккинчи қаватидан ҳам электрон йўқота олади. Ишқорий металлларнинг сиртдан иккинчи қаватида 8 тадан электрон бор, улар бутунлай барқарор, шунинг учун ишқорий металллар ҳамиша бир валентли бўлади. Мис эса сиртқи электронини йўқотса, бир валентли бўлади, сиртдан иккинчи қаватидан ҳам бир электрон йўқотиши мумкин, бу ҳолда у икки валентли бўлади. Мис ўз бирикмаларида, кўпинча, икки валентлидир. Олтин сиртқи бир электронини йўқотиб, бир валентли бўлади, сиртдан иккинчи қаватидаги икки электронини йўқотиши ҳам мумкин, бу ҳолда у уч валентли бўлади, олтин ўз бирикмаларида, кўпинча уч валентлидир. Ишқорий металллар атомининг радиуси катта, шунинг учун сиртқи валент электронининг ядрога боғланиш кучи заифроқ. Шу сабабдан, унинг ионланиш хусусияти кучли. Мис группаси элементларининг атом радиуслари ишқорий металлларникига қараганда анча кичик, демас, сиртқи биринчи ва иккинчи қават электронлари, яъни валент электронлари ядрога кучли боғланган, шунинг учун уларнинг ионланиши — оксидланиши анча қийин, қайтарилиши эса осондир; бу элементлар активлик қаторида водороддан кейин туради. Мис группаси элементларининг атом радиуслари қуйидагича:



Мис группасидаги элементларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари анча юқори. Улар сувни парчалай олмайди, сувга ҳатто иситганда ҳам таъсир этмайди. Уларнинг гидроксидлари сувда эримайдиган кучсиз асослардир:

188-§. Мис (Cuprum) Cu. Мис Ер пўстлоғининг тахминан 0,01 процентини ташкил этади. У икки изотопдан иборат: ^{65}Cu — 69% ва ^{66}Cu — 31%, унинг яна 9 та радиоактив изотопи олинган. Мис инсонга қадимдан маълум металлдир, унинг қалай билан қотишмаси — бронзани кишилар қадимдан ишлатиб келади, бронза асри инсоният тарихининг муҳим бир давридир.

Мис табиатда эркин ҳолда учрайди, аммо унинг кўп миқдори бирикма ҳолидадир. Миснинг энг муҳим рудалари сульфидлар тарзида бўлади, масалан, мис ялтироғи Cu_2S , мис колчедани $\text{CuS}\cdot\text{FeS}$ шулар жумласидандир. Булардан ташқари, малахит $\text{CuCO}_3\cdot\text{Cu}(\text{OH})_2$ ва куприт Cu_2O ҳам бор.

Мамлакатимизда мис конлари жуда кўп, улар Урал, Қозоғистон (Жезқазған, Қўнғирот, Бошиқўл), Ўзбекистон (Олмалиқ), Сари Чеку, Олтин топган (қўрғошин кони) ва бошқа жойлардир.

Миснинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаларидан мис кўмир ёрдамида қайтариш йўли билан олинади; сульфидли рудадан мис ажратиб олиш учун эса руда аввал қуйдирилиб, CuO га айлантирилади, бунда ажралиб чиққан SO_2 дан сульфат кислотатайёрлашда фойдаланилади. CuO кўмир билан қайтарилиб, ундан мис олинади. Бу йўллар билан олинган мис хомаки мис деб юритилади, чунки унда турли қўшимчалар бўлади. Турли асбоблар ва электр симлари тайёрлаш учун тоза мис керак бўлади, чунки мисда қўшимчалар бўлса, улар миснинг электр ўтказувчанлик, чўзилувчанлик каби зарур хоссаларига зарар етказилади. Шунинг учун, кўпинча, хомаки мис электролиз усули билан тозаланади, яъни рафинланади.

Мис яхши чўзиладиган, яхши яссиладиган, электр ва иссиқни яхши ўтказадиган қизил тусли металлдир. Электр ўтказиш хусусияти жиҳатидан мис кумушдан бошқа ҳамма металллардан устун туради. Миснинг солиштира оғирлиги 20° да 8,95 га тенг; $t_c = 1083^\circ t_{\text{кай}} = 2300^\circ$; мис қуруқ ҳавода қораяди, яъни аста-секин оксидланади, ҳосил бўлган оксид мис сиртида зич парда ҳосил қилади, бу парда мисни ҳаво кислороди таъсиридан сақлайди, лекин нам ҳавода миснинг сирти $\text{CuCO}_3\cdot\text{Cu}(\text{OH})_2$ билан қопланиб, кўкаради. Мис хлор билан одатдаги температурадаёқ бирикади. Суюлтирилган HCl ва H_2SO_4 мисга таъсир этмайди, мисга концентранган H_2SO_4 иситиб туриб таъсир этирилса, CuSO_4 ва SO_2 ҳосил бўлади, HNO_3 таъсиридан эса кислотанинг концентрациясига қараб, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ва NO ёки NO_2 ҳосил бўлади.

Мис турмушда ва саноатда кўп ишлатилади. Миснинг энг кўп миқдори электр симлари тайёрлаш учун кетади. Мис турли асбоблар, химия асбоблари, бронза (мис билан қалай қотишмаси), латунь (мис билан рух қотишмаси) ва бошқа қотишмалар тайёрлашда ишлатилади. Рўзғорда ишлатиладиган мис асбоблар, идишлар ва қозонларни занглашда сақлаш учун уларга қалай югур-

тирилади. Бу нарса одамни заҳарланишдан ҳам сақлайди, чунки мис бирикмалари заҳарлидир.

Мис ўз бирикмаларида бир, икки ва уч валентли бўлади. Уч валентли мис бирикмалари яхши текширилмаган, бир ва икки валентли мис бирикмалари яхши текширилган. Икки валентли мис бирикмалари барқарордир, шунинг учун биз ишлатадиган мис бирикмаларининг кўпи икки валентли мис бирикмаларидан иборат.

Cu_2O — мис (I)-оксид табиатда учрайди ва қизил мис рудаси ёки куприт деб юритилади. Cu_2O олиш учун ҳавони кам бериб, мисни қиздириш ёки бир валентли мис тузларига ишқор таъсир эттириш лозим. Cu^{2+} тузларига ишқорий муҳитда кучли қайтарувчилар таъсир эттириш йўли билан ҳам Cu_2O олиш мумкин. Бу реакцияларда сариқ тусли чўкма ҳосил бўлади, бу чўкма аввал CuOH деб ўйланар эди, сўнгги вақтларда унга Cu_2O нинг гели деб қарала бошлади. Чўкма қиздирилиб, Cu_2O ҳосил қилинади.

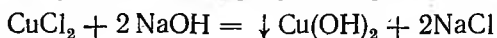
Cu^+ тузлари сувда эрмайдиган, рангсиз, кучли қайтарувчи моддалардир, Cu_2Cl_2 , Cu_2J_2 , Cu_2SO_4 лар маълум.

Cu_2S табиатда кўп учрайди ва мис ялтироғи деб аталади, у миснинг энг муҳим рудасидир.

CuO табиатда учрайди ва қора мис рудаси деб аталади. Мисни ҳавода пастроқ температурада қиздириш йўли билан CuO олиш мумкин, агар кучлироқ (масалан, 800° да) қиздирилса, Cu_2O ва O_2 ажралиб чиқади. Cu(OH)_2 , CuCO_3 , $\text{Cu(NO}_3)_2$ ларни қиздириш йўли билан ҳам CuO олиш мумкин. CuO суюлтирилган кислоталарда осон эрийди ва Cu^{2+} тузларини ҳосил қилади.

Миснинг CuO_2 таркибли пероксиди ҳам бор.

CuO га мувофиқ гидроксид — Cu(OH)_2 оч кўк тусли ивиқ чўкма, кучсиз асос, Cu^{2+} тузларига ишқорлар таъсиридан олинади:



Cu^{2+} бирикмалари миснинг муҳим бирикмаларидир. Cu^{2+} тузларининг кўпи сувда эрийди. Cu^{2+} иони кўк туслидир. Бу тус Cu^{2+} нинг гидратланганидан ҳосил бўлган $[\text{Cu(OH)}_4]^{2+}$ ионининг тусидир.

Мис (II)-сульфат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Мис (II)-сульфат мис купороси ёки тўтиёйи деб ҳам аталади. Мисга ҳаво иштирокида H_2SO_4 таъсир эттириш йўли билан мис (II)-сульфат олинади, у қиздирилганда кристаллизация сувини йўқота бошлайди ва сувсиз CuSO_4 га айланади. CuSO_4 оқ порошокдир. Мис сульфат қишлоқ хўжалиги зараркундаларига қарши курашда, мисни рафинлашда, медицинада ва бўёқчиликда ишлатилади (125-параграф).

Мис (I I)-хлорид $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Мис (II)-хлорид сувда яхши эрийдиган, ҳавода нам тортиб ёйиладиган кўк тусли туздир. Сувсиз CuCl_2 жигар ранг тусда бўлади.

Мис (I I)-нитрат $\text{Cu(NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Мис (II)-нитрат сувда яхши эрийдиган ва ҳавода нам тортиб ёйиладиган кўк тусли туздир. $\text{Cu(NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ҳавода барқарорроқ; $\text{Cu(NO}_3)_2$ оқ тусли порошок (141-параграф).

Мис (II)-сульфид CuS . Мис (II)-сульфид сувда ва суюлтирилган кислоталарда эримайдиган қора модда.

Мис гидроксикарбонат $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$. Бу модда табиатда учрайди ва малахит деб аталади, яшил бўёқ сифатида ишлатилади.

Мис бирикмалари қишлоқ хўжалигида ўсимликларнинг зараркунандаларига ва турли касалликларига қарши курашда ишлатилади.

Мис инсон, ҳайвон ва ўсимлик организми учун оз миқдорда зарур элементдир. Мис бирикмалари қишлоқ хўжалигида микро ўғит сифатида ишлатилади. Одам овқатида ва ҳайвонлар озиғида организм учун лозим бўлган мис миқдори етарли бўлади. Мис етишмаганлигидан пайдо бўлган баъзи касалликларга дори сифатида мис бирикмалари ва таркибида мис бўлган овқатлар тавсия этилади. Аммо мис бирикмаларининг заҳарлилигини унутмаслик керак.

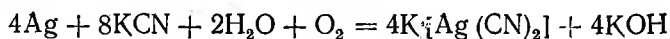
189-§. Кумуш (Argentum) Ag. Кумуш Ер пўстлоғининг 4·16⁻⁶ процентини ташкил этади. Кумуш эркин ҳолда учрайди, лекин унинг кўп қисми бирикмаларидан олинади. Унинг кўпроқ учрайдиган бирикмалари кумуш ялтироғи ёки *аргентит* деб аталадиган минерал (Ag_2S) ва *хлораргирит* (AgCl) дир. Мамлакатимизда кумуш конлари жуда кўп: Урал, Қозоғистон (Жезқазған), Қавказ, Ўзбекистон (Олтин топган қўрғошин кони), Узоқ Шарқ ва бошқалар. Кумуш ялтироғи, кўпинча, мис, қўрғошин ва рух сульфидлари билан бирга учрайди. Унинг табиатда 2 та, сунъий 25 та изотопи бор.

Қўрғошин рух-кумуш рудасидан металллар қайтариш усули билан олинади. Олинган металллар суюқ ҳолда ва бир-бирида эриган бўлади, лекин совитилганда икки қават ҳосил қилади. Пастда қўрғошин, юқорида эса рух бўлади, кумуш рух қаватида қолади, чунки у рухта яхши эрийди, қўрғошинда эримайди деярли. Лекин қўрғошин қаватида озгина рух, рух қаватида эса озгина қўрғошин қолади. Рух қавати айириб олинади-да, қиздирилади, рух ҳайдалиб чиқади, кумуш эса қолади. Унда қолган озгина қўрғошин кучли ҳаво оқими ўтказиш йўли билан оксидга айлантирилади.

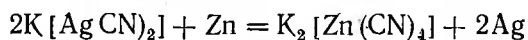
Қўрғошин-кумуш рудасидан қайтариш йўли билан қўрғошин ва кумуш олинганда ҳам бу икки металлни бир-биридан ажратиш учун унга рух қўшилади. Бунда ҳам юқорида айтилган ҳодиса бўлади.

Мис-кумуш рудасидан қайтарилган мис ва кумуш металлари электролиз қилиш йўли билан тозаланади. Бунда тоза мис катодга кўчади ва, шундай қилиб, кумушдан ажратилади.

Таркибида озгина кумуш бўлган баъзи рудалардан кумуш калий цианид (KCN) ёрдами билан олинади. Бунда кумуш калий цианид билан комплекс бирикма ҳосил қилади:



Бу комплекс бирикма сувда яхши эриганлиги учун эритмага ўтади, эритмадан рух ёрдами билан кумуш ажратиб олинади.



Юқорида кўрсатилган усуллар билан олинган кумушда қўшимчалар бўлади, кумуш бу қўшимчалардан электролиз қилиш йўли билан тозаланади. Электролиз қилиш учун, анод сифатида хомаки кумуш, электролит, сифатида эса AgNO_3 эритмаси ишлатилади. Электролиз вақтида тоза кумуш катодга йиғилади ва, шундай қилиб, қўшимчалардан тозаланади. Агар кумушда олтин қўшимчаси бўлса, у анод олдида идиш тагига чўқади; мис ва қўрошин каби қўшимчалар эритмага ўтади, лекин уларнинг концентрациялари кумушнинг концентрациясидан анча кам бўлгани учун фақат кумуш электролизланади, Cu^{2+} , Pb^{2+} лар эса эритмада қолади.

Кумуш юмшоқ, яхши чўзилувчан ва яхши яссиланувчан оқ металлдир: унинг солиштирма огирлиги 10,49 га тенг; $t_c = 960,8^\circ$; $t_{\text{қай}} = 2090^\circ$, иссиқлик ва электрни яхши ўтказидади.

Кумуш актив эмас. Кумуш одатдаги температурада ҳам, қиздирилганда ҳам оксидланмайди, фақат озон таъсиридагина оксидлана олади. Одатдаги температурада унга H_2S таъсир эта олади, кумуш буюмларнинг ҳавода қорайиши, H_2S таъсирида Ag_2S ҳосил бўлишидандир. Эркин галогенлар ҳам кумушга секин-аста таъсир эта олади.

Кумушга суолтирилган кислоталардан фақат нитрат кислота таъсир эта олади ва AgNO_3 ҳосил қилади, концентранган H_2SO_4 таъсиридан Ag_2SO_4 ҳосил бўлади. Бу иккала реакция алмашинув реакцияси эмас, чунки унда водород чиқмайди. HNO_3 , H_2SO_4 лар NO , SO_2 гача қайтарилади.

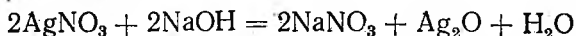
Кумуш ўз бирикмаларида бир валентлидир.

Кумуш зийнат буюмлари ва уй-рўзғор идишлари тайёрлаш учун ишлатилади. Кумуш жуда юмшоқ бўлганидан унга бир оз қаттиқлик бериш учун бирор металл, кўпинча, мис қўшилади. Одатда, 1000 огирлик қисм қотишмада 785 огирлик қисм кумуш, қолгани эса мис бўлади ва бундай қотишма 875 пробали (87,5% ли) кумуш деб юритилади.

Кумушдан турли лаборатория идишлари ва медицина асбоблари тайёрланади.

Кумушнинг яна бир ажойиб хоссаси бор. Кумуш идишларда турган сувга ниҳоятда оз миқдорда кумуш ионлари ўтади. Кумуш ионлари бактерияларни ўлдиради, шунинг учун кумуш идишларда сув анча вақт сақланиши мумкин; бундай сув гигиена жиҳатидан зарарсиз бўлади. Кумушнинг сувга тегиб турган юзаси қанча катта бўлса, сувга шунча кўп Ag^+ ионлари ўтади. Шу сабабдан, қум зарралари устига юпқа кумуш қатлами чўктирилади, яъни қум кумушланади. Кумушланган бундай қум орқали сув сузилса, сувда етарли даражада Ag^+ ионлар бўлади. Кумушланган қум узоқ сафарда, далаalarda жуда қўл келади — сувни бундай қум орқали сузиб, қайнатмасдан бемалол ичиш мумкин. Бу мақсад учун кумушнинг бирор тузини, масалан, AgCl ни ишлатиш янада қулай.

Кумушнинг кислород билан ҳосил қилган Ag_2O оксиди ва Ag_2O_2 пероксиди бор. Кумуш тузларига ишқор таъсир эттирилганда AgOH ўрнига, қўнғир тусли Ag_2O чўкмаси ҳосил бўлади:



Ag_2O сувда озроқ эрийди, унинг эритмасида ишқор хоссалари бор, шунинг учун эритмада оз миқдорда AgOH бўлса керак ва у тўла диссоциланувчи анча кучли асос, деб тахмин қилинади. Кумуш тузларининг гидролизланмаслиги ҳам бу фикрни тасдиқ этади. Кумуш оксиди аммиакнинг сувдаги эритмасида яхши эрийди ва комплекс бирикма ҳосил қилади.

Кумушнинг кўпчилик тузлари сувда эрмайди; AgNO_3 яхши эрийди, Ag_2SO_4 , AgCH_3COO оз эрийди.

Кумуш хлорид AgCl . Бу модда кумуш ионлари билан хлор ионларининг учрашувидан қуюқ оқ чўкма тарзида ҳосил бўлади. AgCl табиатда учрайди ва *хлораргирит* деб аталади. AgCl сувда эрмайди, деярли; лекин NH_3 нинг сувдаги эритмасида яхши эриб, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ таркибли комплекс бирикма ҳосил қилади. AgCl қуёш нури таъсирида ажралиб кетади. Фотографияда пластинка ва плёнкаларни қоплаш учун ишлатилади (106-параграф).

Кумуш бромид AgBr . Кумуш бромид кумуш ионлари билан бром ионларининг учрашувидан ҳосил бўлади, у сарғиш модда бўлиб, сувда AgCl дан ҳам кам эрийди, NH_3 нинг сувдаги эритмасида ҳам озроқ эрийди, нурга сезgirлиги AgCl никидан кучлироқ, бу ҳам фотографияда ишлатилади.

Кумуш йодид AgI . Кумуш йодид оч сариқ тусли модда бўлиб сувда ҳам, NH_3 нинг сувдаги эритмасида ҳам эрмайди.

Кумуш фторид AgF . Бу модда сувда яхши эрийди.

Кумуш нитрат AgNO_3 . Кумуш нитрат кумушни HNO_3 да эритиш йўли билан ҳосил қилинади, у кристаллардан иборат рангсиз модда бўлиб, кумушнинг энг муҳим бирикмасидир. Кумуш нитрат сувда яхши эрийди. AgNO_3 кумушнинг турли бирикмаларини тайёрлашда ишлатилади. AgNO_3 оқсилларни коагуллайди, шунинг учун организмни ўяди, дезинфекцияловчи хусусиятига эга. 1 ҳисса AgNO_3 билан 2 ҳисса KNO_3 аралашмаси *ляпс* деб аталади ва медицинада ишлатилади. Узум шакари ва тартрат кислота каби моддалар таъсиридан AgNO_3 даги кумуш металл ҳолига қадар қайтарилади.

AgNO_3 нинг ва, умуман, кумуш тузларининг аммиакдаги эритмасидан кумуш метали ниҳоятда майда зарралар ҳолида қайтарилади ва шиша идишларга бир текисда қопланиб, кўзгу ҳосил қилади. Шунинг учун AgNO_3 дан кўзгу ишлаб чиқаришда ва аналитик химияда фойдаланилади (141-параграф).

Кумуш сульфат Ag_2SO_4 . Кумуш сульфат сувда оз эрийдиган кристалл моддадир. NH_3 нинг сувдаги эритмасида яхши эриб, комплекс туз ҳосил бўлади.

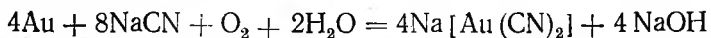
190-§. Олтин (Aurum) Au. Олтиннинг табиатда фақат битта изотопи маълум, сунъий йўл билан эса 22 та радиоактив изотопи олинган. Олтин Ер пўстлогининг тахминан $5 \cdot 10^{-7}$ процентини ташкил этади.

Олтин инсонга қадимдан маълум бўлган энг биринчи металллардандир. Эрамиздан 4 минг йил илгари мисрликлар олтиндан турли безак буюмлари ишлаганлар; эрамиздан 1500 йил илгари эса Хитой, Миср ва Ҳиндистонда олтиндан пул ясалган.

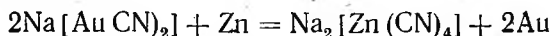
Олтин табиатда, кўпинча, эркин ҳолда учрайди, табиатда учрайдиган бирикмалари жуда оз, улар орасида муҳимроғи калаверит минерали ($AuTe_2$) дир. Соф олтин майда зарралар ҳолида кварцга ва, баъзан сульфидли ҳар хил рудаларга ёпишган ҳолда учрайди. Олтин зарралари, кўпинча, қум билан аралаш ҳолда учрайди, бундай қум олтинли қум дейилади. Ер юзидаги олтин конларининг кўпи олтинли қумлардан иборатдир. Баъзан, олтиннинг йирик зарралари ва бўлаклари ҳам учраб қолади. Масалан, табиатда оғирлиги 80 кг келадиган олтин ёмбилари топилган. Олтин конлари СССРда (Урал, Сибирь, Қозоғистон, Ўзбекистонда), Филиппинда, Австралияда, Калифорнияда, Канада ва Аляскада бор. Лекин энг катта олтин кони жанубий Африкадаги Трансвальдадир. Денгиз ва океан сувларининг бир куб метрида 0,008 мг олтин бўлади.

Олтин зарраларини қумдан ажратиб олиш учун олтинли қум сув билан кўп марта ювилади. Бунда олтиннинг солиштира оғирлиги катта (19,3) бўлганлиги учун у чўкиб қолади, қум сув билан бирга кетади. Бу усул қадим замонлардан бери қўлланилиб келади. Олтиннинг майда зарралари қум билан ювилиб кетади. Шунинг учун таркибида олтин кам бўлган рудалардан фойдаланиб бўлмайди. Ҳозир олтин олишда энг кўп қўлланиладиган усуллар амальгамалаш ва цианлаш усулларидир. Амальгамалаш усулида олтин рудаси майдаланиб, симоб билан ишланади, натижада олтин амальгамаланади. Кейин амальгама қиздирилса, симоб буғланиб кетади, олтин эса қолади.

Амальгамалаш усулида олтиннинг энг майда зарраларини симоб ҳўллаи олмаганидан, бу зарралар амальгамаланмай қолади, шунинг учун энг кўп қўлланиладиган ва энг яхши усул цианлаш усулидир. Бу усулни 1843 йилда рус инженери П. Р. Багратион топган эди. Цианлаш усулида рудадан ёки олтинли қумдан олтин тўла ажрағилади ва энг майда олтин зарралари ҳам олинади. Цианлаш усулида олтинли қум ёки майдаланган руда KCN ёки $NaCN$ нинг суюлтирилган эритмаси билан ҳаво кислороди иштирокида ишланади. Сўнгги вақтларда реакцияни тоза кислород иштирокида олиб бориш маъқулроқ эканлиги аниқланди. Олтин калий цианид ёки натрий цианид билан реакцияга киришиб комплекс туз ҳосил қилади.



$Na[Au(CN)_2]$ эритмада бўлади, унга рух таъсир эттирилса, олтин ажралиб чиқади:



Олтин сариқ тусли ялтироқ ва юмшоқ-металл дир. У ниҳоятда яхши чўзилади ва яссиланади. Олтиннинг солиштира оғирлиги 19,3 га тенг; $t_c = 1063^\circ$, $t_{қай} = 2700^\circ$. Олтин электр ва иссиқликни яхши ўтказади, аммо бу хоссалари жиҳатидан кумуш ва мисдан кейин туради.

Олтинни электр билан қанглатиш ёки бирикмаларидан қайтариш орқали олтин золлари олинади. Заррачаларининг дисперслик

даражасига қараб, бу золлар қизил, қирмизи, гунафша ва қора тусда бўлади. Тарихдан маълумки, қадим замонларда табиблар олтинни эговлаб тайёрланган золни заҳарланган одамларга ичирар эдилар. Олтиннинг коллоид заррачалари заҳарни ўзига шимиб олади. Олтин ионлари микробларни ўлдиради.

Олтин ниҳоятда барқарор металл бўлиб, ҳавода оксидланмайди, кислород, азот, водород ва углерод билан ҳатто қиздирилганда ҳам бирикмайди. Кислоталар олтинга таъсир этмайди, олтин фақат зар сувида (1 ҳажм HNO_3 ва 3 ҳажм HCl аралашмасида) эрийди. Олтин атомар хлор билан бирика олади. Олтин хлорли сувда ва ишқорий металллар цианидларининг эритмаларида яхши эрийди. Олтин ажратиб олишнинг юқорида айтиб ўтилган цианлаш усули унинг цианид ионлари билан бирикиш хусусиятига асосланган.

Олтин активлик қаторида энг кейин турганлигидан кўпгина металллар уни бирикмаларидан осон қайтаради. Олтин бирикмалари беқарор бўлиб, қиздирилганда осон парчаланаяди ва олтин ажралиб чиқади. Олтин симобда эриб, амальгама ҳосил қилади.

Олтин химиявий идишлар тайёрлашда, электротехникада, шунингдек, шиша ва чинни идишларга ҳал беришда ишлатилади; олтин бирикмаларидан эса медицина ва фотографияда фойдаланилади. Олтиндан турли зийнат буюмлари ясалади. Олтин юмшоқ бўлгани учун, одатда, унинг кумуш ёки мис қўшиб ҳосил қилинган қотишмаси ишлатилади. Олтин билан кумуш қотишмаси сариқ, олтин билан мис қотишмаси қизил, олтин билан кадмий қотишмаси эса яшил тусли бўлади. Зийнат буюмларида олтин, кўпинча, 86% (86 проба) ли, 58% (58 проба) ли бўлади.

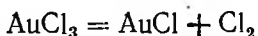
Олтиннинг ^{198}Au , ^{199}Au изотоплари жуда аҳамиятлидир — улар медицинада рак касаллигини, турли шишларни ва астмани даволаш учун ишлатилади.

Олтин ўз бирикмаларида бир ва уч валентлидир. Уч валентли олтин бирикмалири бир валентли олтин бирикмаларига қараганда барқарор бўлади. Олтиннинг Au_2O , Au_2O_3 каби оксидлари бор. Au_2O гунафша рангли модда бўлиб, кучсиз асос хоссасига эга. Au_2O_3 тўқ жигар ранг тусли модда бўлиб, кучсиз кислотали хоссага эга, сувда эримайди; у $\text{Au}(\text{OH})_3$ дан олинади.

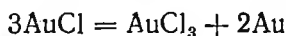
Олтиннинг энг кўп учрайдиган ва кўп ишлатиладиган бирикмаси хлороаурат кислота $\text{H}[\text{Au}(\text{Cl}_2)] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ дир. Бу кислота олтиннинг зар сувида эритиш нагжасида ҳосил бўлади. Хлороаурат кислота нинасимон кристалллардан иборат оч сариқ моддадир. Бу кислотанинг ўзи ҳам, унинг кўпчилик тузлари ҳам сувда яхши эрийди.

Олтин кукунига 200° да мўл хлор таъсир эттирилса, AuCl_3 ҳосил бўлади. Бу модда қизғиш-жигар ранг тусли кристалллардан иборат модда бўлиб, унга ишқор таъсиридан, олтин кислота деб аталадиган қизғиш-қўнғир модда $\text{Au}(\text{OH})_3$ ҳосил бўлади. $\text{Au}(\text{OH})_3$ амфотер модда бўлиб, ишқорлар таъсиридан ҳам, кучли кислоталар таъсиридан ҳам туз ҳосил қилади. Лекин $\text{Au}(\text{OH})_3$ нинг кислоталик хоссалари асослик хоссаларидан ортиқроқ. $\text{Au}(\text{OH})_3$ беқарор моддадир, 100° гача иситилгандаёқ парчаланаяди ва сув ажратиб чиқариб, Au_2O_3 ҳосил қилади.

AuCl_3 , 185° гача эҳтиётлик билан қиздирилганда парчаланиб, бир валентли олтин бирикмасини ҳосил қилади:



AuCl оч сариқ модда бўлиб, ортиқроқ қиздирилса, олтин ва хлорга парчаланиб кетади. AuCl сув таъсирида AuCl_3 ва Au га айланади:



Бир валентли олтин тузлари сувда қарийб эримади, нам таъсирдан эса парчаланиб кетади.

AuOH да озроқ амфотерлик хоссалари бўлса-да, у асос хоссали гидроксид дейилади, чунки ишқорлар билан туз ҳосил қилмайди. AuOH дан сув осон ажралиб чиқади, натижада Au_2O ҳосил бўлади.

Шундай қилиб, мис, кумуш ва олтин пассив металллардир. Улар активлик қаторида энг сўнгги ўринларда туради; бу уч металлнинг энг пассиви олтиндир. Шунинг учун у табиатда эркин ҳолда учрайди.

Икки валентли мис бирикмалари, бир валентли кумуш бирикмалари ва уч валентли олтин бирикмалари барқарорроқ, Cu^+ , Au^+ бирикмалари эса беқарордир. Cu , Ag ва Au нинг кўпгина бирикмалари рангли ва сувда эрийди, уларнинг барча бирикмалари заҳарлидир.

Cu , Ag ва Au ларнинг комплекс ҳосил қилиш хусусияти анча кучли.

191-§. Комплекс бирикмалар. Кўпгина бирикмаларга таркибий қисмларнинг боғланиш характери жиҳатидан, одатдаги валентлик таълимотини татбиқ этиб бўлмайди. Булар оддий молекулалардан ҳосил бўлган мураккаброқ бирикмалардир. Улар мусбат ёки манфий зарядли мураккаб ионлар ёки ионсиз молекулалардан иборат бўлиши мумкин. Бу ионлар ёки молекулалар кристалларда ва эритмаларда мустақил мавжуд бўла олади. Бундай бирикмалар *комплекс бирикмалар* деб аталади. Улар комплекс ионли электролит ёки комплекс молекулали электролитмас бўлиши мумкин. Атомли, яъни оддий бирикмалар ва молекуляр, яъни комплекс бирикмалар ўртасида қатъий бир чегара йўқ. Бир томонда атомли типик оддий бирикмалар, иккинчи томонда типик комплекс бирикмалар бўлса, оралиқда ҳам комплекс, ҳам оддий бирикмалар хусусиятига эга бўлган моддалар бор.

Комплекс бирикмалар ниҳоятда кўп. Аналитик химияда комплекс бирикмалар кўп учрайди ва кўпгина муҳим реакцияларда иштирок этади. Усимлик ва ҳайвон организмларида комплекс бирикмаларнинг аҳамияти катта. Металлургияда олтин, кумуш, платина каби нодир металллар уларнинг комплекс бирикмаларидан ажратиб олинади.

Олимлар комплекс бирикмаларига оид назариялар билан XIX асрнинг охирларидан шуғуллана бошладилар. Рус олимларидан А. М. Бутлеров, айниқса, Д. И. Менделеев, В. А. Кистяковский комплекс бирикмалар ҳақида жуда тўғри фикрлар баён этдилар. К. К. Клаус, Л. А. Чугаев, Н. С. Курнаков, И. И. Черняев ва

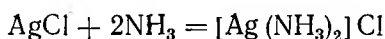
А. А. Гринбергнинг комплекс бирикмалар амалиёти ва назарияси соҳасида қилган хизматлари гоят каттадир.

192-§. Комплекс бирикмаларнинг тузилиши. 1893 йилда швед олими А. Вернер комплекс бирикмаларнинг тузилиш назариясини яратди ва бу назарияда у координацион валентлик тушунчасини киритди. Бу назария *координатланиш* назарияси деб аталади. Масалан, Ag билан Cl нинг боғланишида AgCl ҳосил бўлади ва унга NH₃ нинг сувдаги эритмаси таъсирида AgCl чўкмаси эриб кетади, чунки у NH₃ билан ўзаро реакцияга киришиб, комплекс бирикма ҳосил қилади, бу бирикма сувда эрувчан бўлгани учун дарҳол эриб кетади. Бу комплекс бирикмани ҳосил қилган AgCl ҳамда NH₃ лар оддий бирикмалардир. Булар *биринчи тартибли* бирикмалар деб юритилади. Демак, мустақил мавжуд бўла оладиган ҳамда валентликлари тўйинган AgCl билан NH₃ молекулалари ўзаро учрашиб бирика олади. Бундай икки оддий бирикмадан ҳосил бўлган молекуляр бирикмалар комплекс бирикмалардир, улар *юқори тартибли* бирикмалар деб аталади.

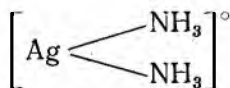
Вернер назариясига кўра, комплекс бирикмада бир марказий атом бўлади. Бу атом *комплекс ҳосил қилувчи* деб аталади ва, кўпинча, металл атоми бўлади.

Комплекс бирикмада марказий атом ўзига сув, аммиак, кислота қолдиғи, турли органик модда молекулалари каби нейтрал молекулаларни ёки ионларни бириктириб олади. Бу бирикишнинг табиатига қараб, комплекс ковалент ёки ионли бўлиши мумкин.

Марказий атом ёки ионни нейтрал молекулалар ёки ионлар қуршаб туради, бу молекулалар ёки ионлар фазода жойлашади, яъни координатланади. Масалан, AgCl га NH₃ нинг бирикиш реакциясини олайлик:



Бунда AgCl ва NH₃ -- биринчи тартибли оддий бирикмалар. Уларнинг ўзаро бирикишидан юқори тартибли комплекс бирикма [Ag(NH₃)₂] Cl ҳосил бўлади. Бунда Ag⁺ иони комплекс ҳосил қилувчидир. Реакцияда Ag⁺ атрофига икки молекула NH₃ координатланади. Комплекстаги координацион боғлар пунктир чизиқлар билан кўрсатилади:



Ҳосил бўлган [Ag(NH₃)₂]⁺ мусбат бир валентли комплекс иондир. Унинг Cl⁻ билан ҳосил қилган бирикмаси [Ag(NH₃)₂]Cl комплекс молекуладир. Бу бирикмада Ag⁺ ўз атрофидаги икки молекула NH₃ билан бирга комплекснинг ички сферасини, Cl⁻ эса комплекснинг ташқи сферасини ташкил этади. Ички сфералар квадрат қавслар ичига олиб ёзилади. Ички сферадаги комплекс ҳосил қилувчи ион атрофида координатланган нейтрал молекулалар ёки ионлар *лигандлар* деб

аталади. Юқоридаги мисолимизда NH_3 — лиганддир. Уларнинг сони координатланиш сони деб аталади. Бунда ички сферадаги боғланишлар ионли эмас, ammo ташқи сферадаги ионлар комплекс ион билан ионли боғланган, шунинг учун бундай комплекс бирикма электролит бўлади. Ташқи сфераси бўлмаган комплекс бирикмалар ҳам бор. Улар фақат ички сферадан иборат бўлиб, электролит эмас.

Баъзи комплекс ҳосил қилувчиларнинг координатланиш сони ўзгармас бўлади. Масалан, уч валентли хром, кобальт (^{3+}Cr , CO^{3+}) ва тўрт валентли платина (Pt^{4+} нинг координатланиш сони ҳаммиса 6 дир. Баъзиларники эса шароитга ва лигандларнинг табиатига қараб ўзгаради. Масалан, бир валентли кумуш (Ag^+) нинг координатланиш сони 2 ва 3 бўлиши, икки валентли мис (Cu^{2+}) нинг координатланиш сони эса 2, 4 ва 6 бўлиши мумкин.

Комплекс бирикмаларда координатланиш сонлари 2, 3, 4, 6, 8, 12 бўла олади, булардан кўп учрайдиганлари 2, 4, 6; энг кўп учрайдиган эса 6 дир.

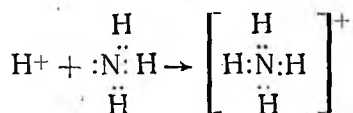
Координатланиш сони 6 бўлган комплекс бирикмаларда комплекс ҳосил қилувчи марказий ион атрофида 6 лиганд координатланар экан, бу комплекс ион тетраэдр шаклида бўлади. Тетраэдр марказида комплекс ҳосил қилувчи ион туради, тетраэдрнинг олти тита учида турган олти лиганд марказий ионни қуршаб туради.

Комплекс ион ҳосил бўлишидаги химиявий боғланиш табиати икки хил бўлиши мумкин: электростатик (ионли) боғланиш ва ковалент боғланиш.

Масалан, $\text{Co}(\text{CN})_3$ билан KCN эритмалари аралаштирилса, эркин ионларнинг ўзаро таъсиридан юқори тартибли комплекс бирикма $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ ҳосил бўлади. Co^{3+} иони уч циан иони билан боғланиши керак эди, лекин эритмадаги KCN нинг таркибида ҳам CN^- ионлари бор, булар K^+ дан кўра Co^{3+} га кучлироқ тортилади. Co^{3+} олти CN^- ни боғлай олади, шунинг учун Co^{2+} иони атрофида 6CN^- координатланади ва натижада, $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ҳосил бўлади. Co^{3+} ионининг CN^- ионларни ўзига тортиш кучи 6 CN^- ни бириктириб олишга етади, холос. Комплекс ион манфий зарядли бўлгани учун унга дарҳол K^+ ионлари бирикиб, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ ҳосил қилади. Агар CoCl_2 га NH_3 таъсир этирилса, Co^{3+} иони атрофига NH_3 поляри молекулалари жойлашиб олади. Шароитга қараб, Co^{3+} лигандларининг ҳаммаси NH_3 ёки уларнинг бир қисми NH_3 ва бир қисми Cl^- бўлиши мумкин. Масалан: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5 \text{Cl}] \text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4 \text{Cl}_2] \text{Cl}$ ва ҳоказо.

Ковалент боғланиш ҳосил бўлишида реакцияга киришаётган атомлардан иккитасининг электрони иштирок этишини кўрган эдик. Ковалент боғланиш реакцияга киришаётган атомнинг (ёки атомлар группаси ёхуд ионнинг) биттаси электрони ҳисобига ҳам вужудга келиши мумкин. Бунда бири ўзининг жуфт электронларини иккинчисига шерикликка беради. Электронлар жуфтани шерикликка берган атом (оддий бирикма ёки ион) *донор* деб, бу

электронлар жуфтига шерик бўлган атом эса *акцептор* деб аталади:



Шунинг учун бу боғланиш донор-акцептор боғланиш дейилади.

Донор-акцептор боғланишни NH_3 нинг HCl га таъсиридан NH_4Cl ҳосил бўлиш мисолида кўриш мумкин (135-параграфга қаранг). NH_3 ва HCl нинг тузилиши ковалент боғланишлидир.

Н

$\text{H}:\text{N}::\text{NH}_3$ да 3 атом водород азот билан 3 жуфт электрон ҳосил

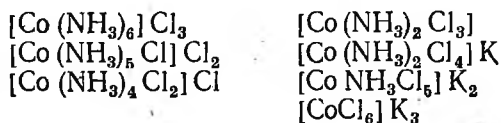
Н

қилган, N нинг икки электрони бўш. HCl даги водород ва хлордан ҳосил бўлган бир жуфт электрон хлорга яқин силжиган. Лекин NH_3 билан HCl учрашганда HCl га бўш боғланиб турган Н ўзининг электронини хлорга қолдириб, H^+ ҳолида азотга боғланади. Азотнинг бўш турган икки электрони H^+ ни ҳам таъмин этади. NH_3 нейтрал эди, унга H^+ бириккандан кейин, битта мусбат зарядли комплекс ион NH_4^+ ҳосил бўлади. Бунда H^+ ни электронлар билан таъмин этган аммиак азоти донор, H^+ эса акцептордир. Бундай донор-акцептор боғланиш *координацион боғланиш* деб ҳам аталади.

Комплекс ионнинг зарядини аниқлаш учун унинг таркибидаги барча ионларнинг, яъни комплекс ҳосил қилувчи ион билан лиганд ионларнинг зарядини қўшиш керак. Бунда NH_3 , NO каби нейтрал молекулалар ҳисобга олинмайди. Масалан, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ни олайлик. Бунда комплекс ион заряди $+3 - 1 = +2$. Шунинг учун у икки Cl^- билан бириккан. Бу комплекс ионнинг икки мусбат зарядли эканини ташқи сферадаги 2Cl^- орқали ҳам аниқлаш мумкин.

Комплекс ион таркибидаги лигандларнинг ўзгариши билан комплекс ионнинг заряди ўзгаради. Масалан, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ да комплекс ион мусбат уч валентли, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ да эса комплекс ион манфий уч валентлидир.

Демак лигандларнинг ҳаммаси нейтрал молекулалардан иборат бўлса, комплекс ионнинг заряди комплекс ҳосил қилувчи ион зарядига тенг бўлади.

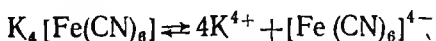


Юқоридаги бирикмаларга диққат қилсак, комплекс ион зарядларнинг ва хлор ионлари жойларининг ўзгариш тартибини билиш қийин эмас.

Биринчи бирикмада учала Cl^- иони ташқи сферада бўлиб, эритмада мустақил ион ҳолида бўлади, уларни Ag^+ билан чўктириш мумкин. Иккинчи бирикмадан 2Cl^- ни Ag^+ билан чўктириш мумкин, бу эса учинчи Cl^- комплекс ион таркибида эканлигини кўрсатади. Учинчи бирикмадан фақат биргина Cl^- чўкади, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ электролит эмас, унинг эритмасида эркин Cl^- йўқ, яъни барча хлор ионлари комплексга боғланган. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]\text{K}$ да комплекс бир манфий зарядли, шунинг учун у бир K^+ билан бириккан; эритмасидан уни чўктириш мумкин, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2]\text{K}_2$ ва $[\text{CoCl}_6]\text{K}_3$ ларда ҳам шундай хлор ионлари комплекс ичидадир. Улар фақат комплекс зарядлари ва K^+ миқдорлари билан фарқ этади!

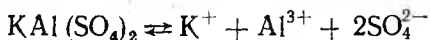
Темирнинг координатланиш сони 6 дир. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ да Fe^{2+} атрофида 6CN^- , $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ да эса Fe^{3+} атрофида 6 молекула H_2O координатланган. Уни $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ёзиш мумкин. $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ кристаллгидратдир. Демак, кристаллгидратларни ҳам комплекс бирикмалар дейиш мумкин. Дарҳақиқат, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ — тўрт координацион сонли комплекс бирикма. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ни ҳам шу тартибда ёзса бўлади. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Беш молекула сувнинг ҳаммаси ички сферага кира олмайди, чунки Cu^{2+} нинг координатланиш сони 4 дир.

KCN ва $\text{Fe}(\text{CN})_2$ эритмалари бир-бирига қуйилса, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ таркибли комплекс туз кристалланади. Бу туз кристаллари сувда эритилса, тубандагича диссоциланади:



Бу эритмада KCN ва $\text{Fe}(\text{CN})_2$ эритмаларидаги эркин CN^- ионлари ҳамда $\text{Fe}(\text{CN})_2$ эритмасидаги эркин Fe^{2+} ионлари йўқ. Улардан $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ҳосил бўлган. Бунинг хоссалари Fe^{2+} ва CN^- ионларининг хоссаларига ўхшамайди, чунки у янги хоссаларга эга бўлган янги ион, яъни комплекс иондир.

Энди, K_2SO_4 ва $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ эритмаларини аралаштирамиз. Эритмадан $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ кристалланади. Бу туз комплекс туз эмас, чунки унда комплекс йўқ. Буни исбот этиш учун $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ кристалларини эритмадан олиб, тоза сувда эритамиз. Туз қуйидагича диссоциланади:



Натижада, аввалги K_2SO_4 ва $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ионлари ҳосил бўлади. Шунинг учун бу туз комплекс туз эмас, балки қўш туз дейилади. K^+ , Al^{3+} , SO_4^{2-} лар қаттиқ ҳолатга ўтганда биргаликда кристалл ҳосил қилади, лекин бу кристаллар эриганда аввалги эркин K^+ , Al^{3+} , SO_4^{2-} ларга ажралади.

Баъзи бирикмалар соф оддий бирикма, баъзилари барқарор комплекс бирикма, баъзилари эса оралиқ, яъни берқарор комплекс бирикмалар-

дир. Масалан, $K_2[CuCl_4]$ | ғоят беқарор комплекс, шунинг учун уни қўш туз $CuCl_2 \cdot 2KCl$ ҳолида ёзиш мумкин.

193- §. Комплекс тузларнинг аталиши. Энг аввал комплекс иондаги комплекс ҳосил қилувчининг латинча номи айтилади. Лекин унинг валентлигига қараб, номининг охирига қўшимчалар — бир валентлига — *a*, икки валентлига — *o*, уч валентлига — *u*, тўрт валентлига — *e*, беш валентлига — *an*, олти валентлига — *on*, етти валентлига — *in*, саккиз валентлига эса *en* қўшилади.

Кейин комплекс ион таркибидаги кислота қолдиғи охирига *o* қўшиб айтилади. Агар улар кўп бўлса, сони грек рақамлари билан айтилади.

Комплекс ион таркибида H_2O бўлса, кислота қолдиғидан кейин *аква* қўшилади. H_2O бирдан ортиқ бўлса, грек рақамлари билан қайд этилади. NH_3 бўлса, *аммин* қўшимчаси қўшилади.

Комплекс тузнинг аниони кейин айтилади.

Масалан:

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ — платин-дихлоро-тетрааммин хлорид

$[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$ — кобальт-аквапентааммин хлорид

Комплекс ҳосил қилувчи комплекс бирикманинг аниони бўлса, унинг аталиш тартиби бир оз ўзгаради. Аввал катион айтилади, кейин комплекс ион таркибидаги кислота қолдиғи, ундан кейин комплекс иондаги нейтрал молекулалар ва, ниҳоят, комплекс ҳосил қилувчи металл айтилиб, унга *ат* қўшимчаси қўшилади.

Масалан:

$K_4[Fe(CN)_6]$ — калий гексациано-ферроат

$K_3[Fe(CN)_6]$ — калий гексациано-ферриат

$K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ — калий тетранитродиааммин кобальтиат.

ЙИГИРМА ИККИНЧИ БОБ.
ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ II ГРУППАСИ

Даврий системанинг иккинчи группаси иккита группачасидан — бош группача билан ёнаки группачадан иборат. Бош группачада бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba ва радий Ra элементлари, ёнаки группачада эса рух Zn, кадмий Cd, симоб Hg элементлари туради.

Даврлар	Қаторлар	Элементлар	№	Атом массаси	Электронларнинг тақсимланиши							
					K	L	M	N	O	P	Q	
					s	sp	spd	spdf	spd	sp	s	
2	II	Бериллий Be	4	9,0122	2	2						
3	III	Магний Mg	12	24,312	2	2,6	2					
4	IV	Кальций Ca	20	40,08	2	2,6	2,6,10	2				
4	V	Рух Zn	30	65,37	2	2,6	2,6,10	2				
5	VI	Стронций Sr	38	87,62	2	2,6	2,6,10	2,6	2			
5	VII	Кадмий Cd	48	112,40	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2			
6	VIII	Барий Ba	56	137,34	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,6	2		
6	IX	Симоб Hg	80	200,59	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2		
7	X	Радий Ra	88	[226]	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,6	2	

Даврий системанинг иккинчи группасидаги элементлар атомининг сиртқи қаватида 2 тадан электрон бор. Бош группачанинг бериллийдан бошқа элементларида сиртдан иккинчи қаватда 8 тадан электрон (бериллийда 2 та электрон), ёнаки группача элементларида эса 18 тадан электрон бор. Бош группача, кўпинча, кальций группаси деб, ёнаки группача эса рух группаси деб аталади. Иккинчи группачадаги барча элементлар бирикмаларда сиртқи қаватидаги 2 электрони осонгина бериб, мусбат икки валентли бўлади. Бу группанинг иккига — кальций группаси билан рух группасига ажратилишига ва уларнинг бир-бирдан анчагина фарқ қилишига сабаб шуки, бирининг сиртдан иккинчи қаватида 8, иккинчисиникида эса 18 электрон бўлади.

194-§. Бош группача элементлари. Бу элементлар ўз хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшаса-да, бир-бирдан маълум даражада фарқ ҳам қилади. Ўхшаш хоссалари чуқурроқ текширилганда кальций, стронций, барий ва радийнинг ўзаро кўпроқ ўхшашлиги, биринчи элемент бўлган бериллийнинг алюминийга ўхшаб кетиши, иккинчи элемент — магнийнинг эса ёнаки группачадаги рухга ўх-

шаб кетиши маълум бўлди. Кальций, стронций ва барий аввалдан ишқорий-ер металллар деб аталади. Илгари замонда кўпгина оксидлар «ерлар» деб юритилар эди, масалан, тупроқнинг асосий қисми бўлган алюминий оксид Al_2O_3 ни алхимиклар шундай деб атаганлар. Яқинга қадар BeO ширин ер деб, MgO эса аччиқ ер деб аталиб келган эди. Кальций, стронций ва барий оксидлари сув таъсирида ишқор ҳосил қилгани учун, бу элементлар ишқорий-ер металллар деб аталган; бу термин ҳозир ҳам ишлатилиб келади. Бош группача элементларининг ҳаммаси енгил металллардир, фақат радий оғир металл. Ишқорий-ер металлларнинг суюқланиш температуралари, қаттиқликлари ишқорий металлларникига қараганда ортиқроқ. Радий эса радиоактивлиги жиҳатидан бошқалардан фарқ қилади. Бу элементларнинг ҳаммаси барқарор бирикмаларида мусбат икки валентли ва ионлари рангсиздир. Бош группача элементлари активлик қаторида анча олдинда туради ва электр манфий элементлар билан осон бирикади.

Қуйидаги жадвалда бу группача элементларининг баъзи физик константлари берилган:

Элементлар	с. о.	t_c	$t_{қай}$	ρ (Δ ҳисобда)
Бериллий Be	1,85	1285	2970	1,13
Магний Mg	1,74	651	1107	1,60
Кальций Ca	1,55	850	1440	1,97
Стронций Sr	2,6	750	1370	2,16
Барий Ba	3,5	704	1540	2,25
Радий Ra	5,0	960	1140	

Ишқорий-ер металллар актив металллардир. Уларнинг активлиги кальцийдан барийга томон ортиб боради. Активлиги жиҳатидан ишқорий металлларга энг ўхшаши барийдир. Улар ҳавода осон оксидланади ва сувдан водородни анча шиддатли равишда сиқиб чиқариб, гидроксид ҳосил қилади. Уларнинг гидроксидлари кучли ишқордир. Бериллий ва магний сув билан реакцияга секин киришади, чунки гидроксидлари сувда қийин эриганлигидан, металл сиртини қоплаб олади ва реакциянинг боришини сусайтиради.

Ишқорий-ер металллар одатдаги температурада ҳаво кислороди билан бирикиб, оксидланиш билан бирга ҳаводаги азот билан ҳам бирикиб, Mg_3N_2 типидagi нитрид ҳосил қилади. Улар оксидланганда ёки ёнганда, асосан, MO типидagi оксидлар, жуда оз миқдорда эса MO_2 типидagi пероксидлар ҳосил бўлади. Уларнинг пероксидлари ишқорий металлларнинг пероксидларига қараганда беқарордир.

Бу металлларнинг оксидлари сув билан бирикиб, гидроксид ҳосил қилади. Оксидларининг сув билан бирикиши, гидроксидларининг сувда эриши ва уларнинг ишқор хоссалари бериллийдан барийга томон ортиб боради. $Be(OH)_2$ амфотер гидроксиддир, у BeO_2^{2-} аниони ҳосил қилади. $Ba(OH)_2$ кучли ишқор бўлганидан, ўювчи барий деб ҳам аталади.

Бу элементларнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари, яъни гидридлари MH_2 типига бўлади ва ишқорий металлларнинг гидридларига ўхшаш, улар ҳам туз деб қаралади, уларда водород электр манфий, металллар эса электр мусбат ионлардир. Бу элементларнинг кўпгина тузлари, масалан, сульфат, карбонат, фосфат ва фторидлари сувда эримайди. Хлорид, бромид, йодид ва нитратлари сувда яхши эрийди.

195-§. Бериллий (Beryllium) Be. Бериллий нодир элементлардан бўлиб, у ер пўстлогининг $4 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. 1798 йилда бериллийнинг оксиди топилди ва текширилди, ўзи эса 1828 йилда олинди. Табиатда унинг барқарор битта изотопи маълум; сунъий йўл билан эса Be^7 , 8Be , ^{10}Be изотоплари олинган. Бериллий эркин ҳолда учрамайди, балки минераллар таркибига киради. Бу минераллардан кўпроқ учрайдигани бериллий алюмосиликат $Be_3Al_2(SiO_3)_6$ дир, у берилл деб аталади. Қўшимчаларига қараб, бериллийнинг ранги хира оқ, ҳаво ранг, яшил, тилла ранг ёки пушти бўлади. Баъзан, унинг тиниқ ва гўзал кристаллари учрайди ва улар жавоҳирлар қаторига киради. Таркибида Fe^{2+} бўлган берилл ҳаво ранг яшил тусли бўлиб, *аквамалирин* деб аталади. Хром оксиди қўшилган берилл яшил тусли бўлиб, *зумрад* деб аталади. Агар бериллда Fe^{3+} қўшимчаси бўлса, у тилла ранг тусли бўлади ва *гелиодор* деб аталади. *Воробьевит* деб аталадиган бериллда эса Cs^+ , Rb^+ , Mn^{2+} қўшимчалари бўлади: уларнинг ҳам тиниқ кристаллари қимматбаҳо тошлардир.

Берилл минералидан даставвал бериллий хлорид ёки бериллий оксифторид олинади, сўнгра улар электролиз қилиниб бериллий метали ажратиб олинади.

Бериллий оқ кул ранг тусли металл бўлиб, ойнани чиза олади. Одатдаги температурада мўрт бўлади, қиздирилганда эса яссиланувчан ҳолатга ўтади.

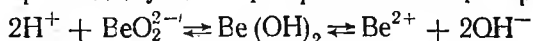
Бериллий энгил металлдир, унинг солиштирма оғирлиги (с. оғ) 1,9 га тенг; $t_c = 1284^\circ$, $t_{кай} = 2970^\circ$. Яхлит бериллий сув ва ҳаво таъсирига чидамли, чунки унинг сиртида зич оксид парда ҳосил бўлади ва бу парда уни оксидланишдан сақлаб туради. Аммо қиздирилганда, айниқса, кукун ҳолида кислород, хлор, азот ва кўпгина металлмаслар билан осон бирикади. Бериллий кислоталарда осон эриб, водородни сиқиб чиқаради, натижада бериллий Be^{2+} тузлари ҳосил бўлади. Бериллий ишқорларда ҳам эриб, бериллатлар ҳосил қилади. Демак, бериллийда амфотер хоссалари бор.

Бериллий рентген нурларини ниҳоятда кам, Al га қараганда 17 марта кам ютади. Унинг бу ажойиб хусусиятидан фойдаланиб, рентген нурларини чиқариш учун найга юпқа қилиб бериллий қопланади. Баъзи нав пўлатларнинг сирти бериллий билан қопланади, бу процесс *бериллизация* (бериллийлаш) деб аталади. Бериллий қопланган пўлатларнинг сирти қаттиқ ва мустаҳкам бўлиб, иссиққа чидайди ва газлар таъсирида юқори температурада ҳам коррозиланмайди. Мисга озгина бериллий қўшилса, унинг мустаҳкамлиги ва химиявий жиҳатдан барқарорлиги ортади, лекин

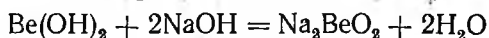
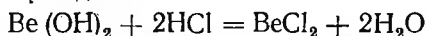
бериллий миснинг иссиқлик ва электр ўтказувчанлигини пасайтирмайди. Бериллийли бронзадан машиналарнинг муҳим қисмлари ва сифатли пружиналар тайёрланади. Самолётсозликда ишлатиладиган алюминий ва магний қотишмаларига ҳам бериллий қўшилади.

Бериллий оксид BeO оқ тусли, қийин суюқланадиган ва ўтга чидамли модда бўлиб, турли химиявий тигеллар ҳамда найлар тайёрлашда ва баъзи атом реакторларда ишлатилади.

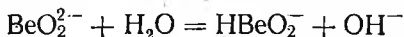
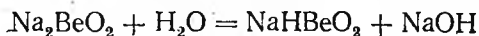
BeO сув билан осон бирикиб, бериллий гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$ ҳосил қилади. Be^{2+} тузлари эритмасига NH_4OH ёки оз миқдорда KOH , NaOH қўшилса, $\text{Be}(\text{OH})_2$ оқ ивиқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. $\text{Be}(\text{OH})_2$ сувда қарийб эрмайди; унда амфотерлик хоссалар бор:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ кислоталарда эриб, Be^{2+} тузларини, ишқорларда эриб эса бериллатлар ҳосил қилади:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ нинг кислоталик хоссалари жуда кучсиз бўлгани учун, бериллатлар сувда осон гидролизланиб, $\text{Be}(\text{OH})_2$ ҳосил қилади:



Бериллийнинг нитриди Be_3N_2 , карбири Be_2C ва сульфиди BeS маълум. Бериллий галогенидларининг энг муҳимлари BeCl_2 , BeF_2 дир. Бериллийнинг хлорид, фторид, карбонат ва сульфатлари сувда яхши эрийди. Бериллий тузлари одатдаги температурада ҳам гидролизланади, улар ширин мазали бўлади, аммо жуда заҳарлидир.

196- §. Магний (Magnesium) Mg. Табиатда энг кўп тарқалган металлрдан бири магнийдир, у ер пўстлоғининг 2,35 процентини ташкил этади. Табиатда учрайдиган магний учта барқарор изотоп аралашмасидан иборат: ^{24}Mg 78,70%, ^{25}Mg 10,13%. Сунъий йўл билан магнийнинг тўртта радиоактив изотопи: ^{23}Mg , ^{22}Mg , ^{28}Mg , ^{26}Mg олинган.

Магнийнинг сульфат ва карбонатлари қадимдан маълум бўлиб, медицинада ишлатилар эди, аммо тоза магний метали дастлаб 1808 йилда олинган.

Табиатда магний фақат бирикмалар ҳолида учрайди. *Магнезит* MgCO_3 ва *долмит* $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Қозоғистонда бутун бошли тоғ тепалари ҳосил қилган. Карналлит $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, кайнит $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ва кизерит $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ минералларининг катта-катта конлари бор. Масалан, Қозоғистоннинг Павлодар областидаги Жаловли кўлида MgCl_2 нинг запаси бор. Магнийнинг *талък* $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ва *асбест* $\text{CaO} \cdot 3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2$ каби силикатлари бор. Магний тузлари денгиз сувида ҳам бўлади*. Денгиз сувидаги магний

* Денгиз суви қуруқ қолдигининг 4 проценти магнийдан иборатдир.

тузлари магний сульфат, магний хлорид ва магний бромидлардир. Денгиз сувининг тахирлиги шу тузлардандир. Ўсимлик организмда ҳам магний учрайди. Баъзи сув ўсимликларида 3% гача магний бўлади. Магний ўсимликлардаги хлорофилл таркибига киради, демак, ўсимликлардаги фотосинтезда магний иштирок этади. Ҳайвон ва одам организмларидаги кўпгина биохимиявий реакцияларда магнийнинг аҳамияти катта, унинг учун магний етишмасе, ҳайвонлар ва ўсимликларда турли касалликлар пайдо бўлади.

Оқ карлик юлдузларнинг асосан магнийдан иборатлиги аниқланган.

Магний сувоқлантирилган $MgCl_2$ ни ёки карналлитни электролиз қилиш йўли билан олинади.

Магний кумушдек оқ ва енгил металлдир. Унинг солиштирма оғирлиги 1,74 га тенг; $t_c = 651^\circ$, $t_{кай} = 1107^\circ$. Магний ҳавода оксидланиб хираланади, яъни унинг сирти оксид парда билан қопланади; бу оксид парда магнийни янада оксидланишдан сақлайди.

Магний ҳавода $550—600^\circ$ гача қиздирилса, кўзни қамаштирарли даражада оқ шуъла билан ёнади.

Магний совуқ сув билан реакцияга қарийб киришмайди. Магний қайноқ сув билан реакцияга киришиб, водород ажратиб чиқаради ва $Mg(OH)_2$ ҳосил қилади. Магний сувоқлантирилган кислоталарга ҳам яхши таъсир этиб, водород ажратиб чиқаради.

Магний қиздирилганда азот ва металлмаслар билан яхши бирикади. Магний металллар билан ҳам ўзаро таъсир этиб, бирикмалар ҳосил қилади. Техникада магнийнинг аҳамияти катта. Mg енгил бўлгани учун ундан турли қотишмалар тайёрланиб, бу қотишмалар самолёт-созлик ва автомобилсозликда ишлатилади. Магний қотишмалари таркибида оз миқдорда Al, Zn, Mn ва бошқа металллар бўлгани учун, улар қаттиқ ва пухтадир, коррозияга яхши чидайди. Масалан, магнийнинг «электрон» деб аталадиган қотишмасида 11% Al, 4% Zn, 25% қамаси Mn бор. Бу қотишма қаттиқ ва енгилдир.

Магний ёнганда кўп нур чиқаргани учун у фотография ва пиротехникада ишлатилади. Бунда магний кукунига таркибида кислород кўп бўлган моддалар, масалан, селитра қўшилади. Магнийдан баъзи синтез реакцияларида ҳам фойдаланилади.

Магнийнинг кислород билан ҳосил қилинган бирикмаси магний оксид MgO дир. Бу модда магнийнинг илгаридан маълум бўлган бирикмасидир. Магний ёндирилганда унинг кўп қисми ҳаво кислороди билан бирикиб, MgO , оз қисми эса азот билан бирикиб, Mg_3N_2 ҳосил қилади. Магний гидроксид $Mg(OH)_2$ ва кислородли кислоталарнинг $MgCO_3$, $Mg(NO_3)_2$ каби тузлари қиздирилганда ҳам MgO ҳосил бўлади.

Магний оксид ғовак оқ кукун ҳолида ҳосил бўлади. У ниҳоятда ўтга чидамли моддадир. Электр печида сублиматланиб, кристалланиши мумкин. Табиатда кристалл ҳолида MgO минерали учрайди ва *периклаз* деб аталади. Сув ва кислоталар кристалл ҳолдаги MgO га секин, кукун ҳолида бўлган MgO га эса кучли таъсир этади.

Магний оксид ўтга чидамли ғиштлар тайёрлашда ишлатилади, медицинада эса ундан кислоталар билан заҳарланган кишиларни

даволашда фойдаланилади. Магний резина саноатида ҳам ишлатилади.

Магний пероксид MgO_2 эркин ҳолда олинмаган, унинг гидрати тўқимачилик саноатида газламаларни оқартиришда ва медицинада ишлатилади. MgO га ёки магний кукунига сув таъсир эттирилса, ёхуд магний тузлари эритмасига ишқор таъсир эттирилса, магний гидроксид $Mg(OH)_2$ оқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. $Mg(OH)_2$ сувда оз эрийди, у ўртача кучдаги асосдир. $Mg(OH)_2$ табиатда минерал ҳолида ҳам учрайди, бу минерал бруцит деб аталади.

Магний иони Mg^{2+} рангсиздир, унинг тузлари ҳам рангсиз, тузларининг кўпчилиги сувда эрийди ва тахир бўлади. $Mg_3(PO_4)_2$, NH_4MgPO_4 лар сувда эримайди. Химия лабораторияларида PO_4^{3-} ёки Mg^{2+} ни топишда NH_4MgPO_4 нинг сувда эримаслик хоссасидан фойдаланилади.

Магний тузларининг энг муҳимлари магний сульфат, магний хлорид ва магний карбонатдир.

Магний сульфатнинг табиатда кизерит $MgSO_4 \cdot H_2O$, карналлит $MgSO_4 \cdot 3H_2O$, астраханит $Na_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 4H_2O$ каби минераллари бор. Магний сульфат эритмадан етти молекула сув билан кристалланади ва у ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) магний сульфат гептагидрати ёки тахир туз деб аталади. Бу туз сувда яхши эрийдиган тиниқ кристалл моддадир. Медицинада сурги ва дори сифатида, буюқчиликда хуруш, қишлоқ хўжалигида эса ўғит сифатида ишлатилади. Пахта ва ипакни оғир қилиш учун, баъзан, турли газламаларни ёнмайдиган қилиш ва магнезиал цемент тайёрлаш учун ишлатилади. Магний сульфат тахир бўлади ва сувда яхши эрийди.

Магний хлорид $MgCl_2$. Бу туз сувдаги эритмасидан $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ҳолида кристалланади. $MgCl_2$ ҳавода ёйилиб кетувчи тиниқ кристаллдан иборат, сувда яхши эрийдиган тахир моддадир. $MgCl_2$ карналлитдан олинади. Магний хлорид магний метали олишда, магнезиал цемент тайёрлашда ишлатилади. Магнезиал цемент тайёрлаш учун 800° гача қиздирилган MgO порошоги $MgCl_2$ нинг 30 % ли эритмасига қорилади ва бир қадар вақт ўтгач, гипсга ўхшаш қотиб, магний гидроксид хлорид $Mg(OH)Cl$ ҳосил қилади. Магнезиал цементнинг қипиқ ва шунга ўхшаш нарсалар билан аралашмаси *ксилолит* деб аталади. Ксилолитдан қурилиш ишларида фойдаланилади.

Магний карбонат $MgCO_3$. Бу модда табиатда магнезит $MgCO_3$ ва доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ҳолида учрайди. $MgCO_3$ сувда оз эрийди. $MgCO_3$ тузлари эритмасига ишқорий металл карбонатлари таъсир эттирилса, магний гидроксикарбонат $Mg_2(OH)_2CO_3$ ҳосил бўлади. Бунинг энг кичик таркиби $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 3H_2O$ бўлиб, оқ магнезия деб аталади, бу таркибли минерал, баъзан, табиатда ҳам учрайди ва гидромагнезит деб аталади. Оқ магнезия медицинада, қоғоз ва каучук саноатларида, шунингдек, бошқа кўпгина соҳаларда ишлатилади.

197-§. Кальций (Calcium) Ca. Кальций табиатда энг кўп учрайдиган металл р қаторига киради. Ер пўстлоғининг 3,25 процентини кальций ташкил этади. Табиатда кальцийнинг олти изотопи бор. ^{46}Ca 96,96 %, ^{40}Ca , ^{42}Ca , ^{43}Ca , ^{44}Ca , ^{46}Ca , унинг олти сунъий радиоактив изотопи ҳам олинган. Инсон кальций бирикмаларини қадимдан

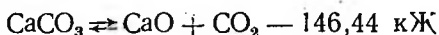
ишлатиб келади, ammo металл ҳолидаги кальций биринчи марта 1808 йилда олинган. Кальцийнинг табиатда энг кўп учрайдиган бирикмалари оҳактош, бўр ва мрамардир. Уларнинг химиявий таркиби CaCO_3 формула билан ифодланади. Бундан ташқари, доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, флюорит CaF_2 ва турли силикатлар ҳам бор. CaSO_4 Қозоғистонда, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Кола ярим ороли ва Қозоғистонда, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ Урал, Қозоғистон ва Ўзбекистонда учрайди. Кальций ўсимлик ва ҳайвонлар организми учун зарур элементдир. У баъзи сув ўсимликларида ва шилиқ қурғларда 38 процентгача бўлади. Одам суягининг 25 проценти кальцийдан иборат. Кальций оз миқдорда қонда ва турли тўқималарда бўлади, организмдаги турли процессларда кальцийнинг аҳамияти каттадир.

Сууюқлантирилган кальций хлоридни электролиз қилиш йўли билан кальций олинади. Бу процесда CaCl_2 га озроқ CaF_2 қўшилади.

CaF_2 электролизни 700° ларда олиб боришга имкон беради. Кальций кумушдай оқ металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 1,55 га тенг; $t_c = 850^\circ$, $t_{\text{қай}} = 1440^\circ$.

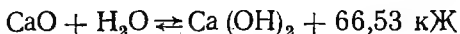
Кальций актив металл бўлганидан ҳавода тез оксидланади ва унинг сирти оксид, пероксид, нитрид қаватлари билан қопланади. Кальций бирмунча қаттиқ, ammo яхши яссиланувчи металлдир. Кальций сувдан водородни сиқиб чиқариб, гидроксид ҳосил қилади. Кальций кислоталар билан актив реакцияга киришади ва водородни сиқиб чиқаради. У кислород билан бирикиб оксид CaO ва пероксид CaO_2 , водород билан бевосита бирикиб гидрид CaH_2 , азот билан бирикиб нитрид Ca_3N_2 , углерод билан бирикиб карбид CaC_2 , галогенлар билан бирикиб эса кальций галогенидлар ҳосил қилади.

Кальций оксид CaO . Оҳактошнинг қиздирилганда парчаланишидан CaO ҳосил бўлади:



Реакциянинг ўнг томонга бориши учун CO_2 нинг концентрациясини камайтириб туриш ёки температурани кўтариш лозим. Энг қулай—ҳосил бўлган CO_2 ни ўчоқдан чиқариб туришдир, бунда CO_2 нинг концентрацияси камайиб туради, бу эса реакциянинг ўнгга томон боришига, яъни CaCO_3 нинг узлуксиз парчаланишига ёрдам беради.

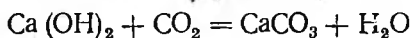
Кальций оксид—ниҳоятда ўтга чидамли, 3000° дагина сууюқландиган оқ модда. Техник CaO эса сарғиш ёки бир оз кулрангроқ бўлади ва оҳак деб аталади. CaO бинокорликда, металлургияда, шиша ишлаб чиқаришда ва бошқа кўпгина соҳаларда ишлатилади. Агар оҳакка сув таъсир эттирилса, шиддатли реакция натижасида $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади:



Бу реакцияда кўп иссиқлик ажралиб чиқади ва бу иссиқлик таъсирида сувнинг бир қисми буғланиб кетади. CaO , баъзан, *сўндирилмаган оҳак* деб ҳам юритилади; кальций гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ эса *сўндирилган оҳак* деб аталади.

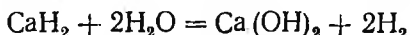
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ оқ кукун бўлиб, сувда оз эрийди, унинг эритмаси кучли асосдир. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ нинг тўйинган эритмаси эса *оҳакли сув* деб аталади.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ нинг тиниқ эритмаси орқали CO_2 ўтказилса, ёки эритма очиқ ҳавода турса, ҳаводаги CO_2 билан реакцияга киришиб, эритма лойқаланади, яъни CaCO_3 ҳосил бўлади:



Уйларни оқлашда CaO сув билан сўндирилади, бунда ҳосил бўлган $\text{Ca}(\text{OH})_2$ нинг кўп қисми сувда суспензия ҳолида, оз қисми эса эриган ҳолда бўлади. Уй деворларида $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ҳаводаги CO_2 билан реакцияга киришиб, CaCO_3 га айланади. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ арзон ишқор бўлгани учун химия саноатида кўп ишлатилади, масалан, ундан сода тайёрлашда, хлорли оҳак тайёрлашда ва тери пиширишда фойдаланилади. Қум аралаш $\text{Ca}(\text{OH})_2$ сувга қорилиб, ғишт теришда ишлатилади. Бунда $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ҳаводаги CO_2 билан CaCO_3 , қум (SiO_2) билан эса CaSiO_3 ҳосил қилади, шунинг учун ғиштлар яхши ёпишади. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ га водород пероксид таъсир эттириб, кальций пероксид олиш мумкин. Ҳосил бўлган CaO_2 саккиз молекула сув билан кристалланиб, $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ҳолида тушади. Бу 130° гача қиздирилса, сувини йўқотади. Кальцийнинг CaO_4 каби пероксиди ҳам маълум. Бу пероксидлар кучли оксидловчилардир.

Кальций гидрид CaH_2 —рангсиз кристалл модда. Сув таъсиридан $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ҳосил қилади, бунда водород ажралиб чиқади:



Бу реакция вақтида кўп иссиқлик чиққанидан, у ёниб кетади. Кальцийнинг учувчан тузлари алангани қизил тусга киритади.

Кальций тузлари орасида кальций хлорид CaCl_2 билан кальций нитрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ сувда яхши эрийди, кальций сульфат CaSO_4 ва кальций сульфит CaSO_3 оз эрийди, кальций фосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва кальций карбонат CaCO_3 эрмайди. Бу тузларнинг хоссалари ва ишлатилиши хлор, олтингугурт, азот, фосфор ва углерод темаларида айтилган. Кальцийнинг ^{46}Ca изотопидан нишонли атом тариқасида фойдаланиб, организмдаги муҳим процесслар текширила бошланди. Масалан, ^{46}Ca ёрдами билан товуқ организмда кальцийнинг қандай ҳаракат қилиши текширилди, натижада, кальцийнинг тухумга ўтиши, тухумдаги жўжа ўзига керакли кальцийни 10 кун давомида тухум саригидан, кейин эса тухум пўчоғидан олиши аниқланди.

198-§. Стронций (Strontium) Sr. Стронций ҳам табиатда фақат бирикмалар ҳолида учрайди ва ер пўстлоғининг 0,035 процентини ташкил этади.

Стронций 1792 йилда топилган, аммо металл стронций биринчи марта 1808 йилда олинган. Стронцийнинг табиатда тўртта — ^{84}Sr , ^{86}Sr , ^{87}Sr , ^{88}Sr изотоплари бўлиб, энг кўп учрайдигани ^{88}Sr дир (82,56%). Унинг 15 та сунъий радиоактив изотопи олинган.

Табиатда стронцийнинг SrSO_4 целестин, SrCO_3 стронцианит деб аталадиган минераллари учрайди.

Металл ҳолидаги стронций суоқлантйрилган стронций хлорид SrCl_2 ни электролиз қилиш йўли билан олинади.

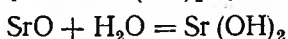
Стронций оқ тусли актив металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 2,6 га тенг; $t_c = 750^\circ$, $t_{\text{қай}} = 1370^\circ$. Стронций ҳавода оксидланиб, унинг сирти оксид парда билан қопланади. Стронций сув билан ва кўпгина элементлар билан реакцияга киришади. У водород билан бирикиб, гидрид SrH_2 , азот билан бирикиб эса нитрид Sr_3N_2 ҳосил қилади.

Стронцийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари стронций оксид SrO ва стронций пероксид SrO_2 дир.

Стронций оксид SrO ни стронцийнинг тузларидан ажратиб олиш қулайдир:



Стронций оксид оқ кукун бўлиб, сув билан реакцияга яхши киришади ва стронций гидроксид $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ҳосил қилади:



Бу реакцияда CaO сундирилгандагига қараганда кўпроқ иссиқлик чиқади. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ нинг эрувчанлиги $\text{Ca}(\text{OH})_2$ нинг эрувчанлигидан ортиқроқ. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ да ишқор хоссалари бор. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ сувдаги эритмасидан $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ таркибида кристалланади.

Стронций сульфат SrSO_4 нинг эрувчанлиги CaSO_4 нинг эрувчанлигидан кам, аммо BaSO_4 нинг эрувчанлигидан ортиқроқдир. SrSO_4 стронцийнинг энг муҳим бирикмаси бўлиб, унинг бошқа бирикмалари, кўпинча, SrSO_4 дан олинади.

Стронций карбонат SrCO_3 сувда эрмайди. Стронций хлорид SrCl_2 ва стронций нитрат $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ сувда яхши эрийди.

Стронцийнинг учувчан тузлари алангани тўқ қизил тусга киритади, шунинг учун улар пиротехникада рангли оловлар ҳосил қилишда ишлатилади.

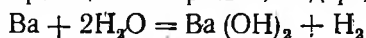
199-§. Барий (Barium) Ba. Барий актив элемент бўлганидан табиатда эркин ҳолда учрамай, балки бирикмалар ҳолида учрайди. Барий ер пўстлогининг 0,05 процентини ташкил этади. Барийнинг табиатда етгита изотопи топилган, улардан ^{138}Ba энг кўп учрайдиган бўлиб, ҳамма табиий барийнинг 71,66 процентини ташкил этади. Сунъий йўл билан ун тўққиз радиоактив изотопи олинган. Барий бирикмалари кўпдан бери маълум бўлса-да, барий метали биринчи марта 1808 йилда олинган.

Табиатда барийнинг барит (BaSO_4), витерит (BaSO_3) деб аталадиган минераллари учрайди. Ўзбекистонда барит Чиборогада, Моғултовда бор.

Барий суоқлантйрилган барий хлоридни электролиз қилиш йўли билан олинади.

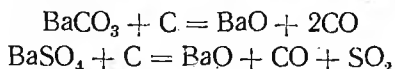
Барий оқ, юмшоқ, ялтироқ металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 3,5 га тенг; $t_c = 704^\circ$, $t_{\text{қай}} = 1540^\circ$.

Барий химиявий жиҳатдан актив металл, кислород билан осон бирикиб, BaO ва BaO_2 ҳосил қилади, шунинг учун у керосин тагида сақланади. Сув билан реакцияга киришиб, водородни сиқиб чиқаради:

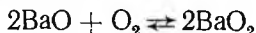


Кислоталарга ҳам шиддатли таъсир этиб, улардан водородни ажратиб чиқаради. Барий водород билан бирикиб, гидрид (BaH_2), азот билан бирикиб нитрид (Ba_3N_2) ҳосил қилади.

Барий оксид $BaCO_3$ ни парчалаш йўли билан олиниши мумкин, ammo бунда юқори температура керак бўлади. $BaCO_3$ ёки $BaSO_4$ га тоза кўмир қўшиб қиздириш йўли билан BaO -ҳосил қилиш мумкин:

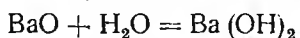


BaO ҳавода 600° гача қиздирилса, унга кислород бирикиб, барий пероксид BaO_2 ҳосил бўлади:



Ортиқроқ қиздирилса, BaO_2 қайтадан BaO ва кислородга ажралади. BaO_2 нинг ҳам $BaO_2 \cdot 8H_2O$ таркибли кристаллгидрати бор. BaO_2 водород пероксид H_2O_2 олишда ишлатилади.

Барий оксид сув билан бирикиб, барий гидроксид ҳосил қилади:

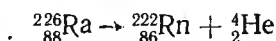


$Ba(OH)_2$ да кучли ишқорий хоссалар бўлиб, химия лабораторияларида ишлатилади. Барий тузлари ичида барий хлорид $BaCl_2$ ва барий нитрат $Ba(NO_3)_2$ сувда яхши эрийди, барий карбонат $BaCO_3$ эса сувда эрмайди, лекин кислоталарда эрийди. Барий гидрокарбонат $Ba(HCO_3)_2$ сувда эрийди, барий сульфат $BaSO_4$ эса сувда ҳам, кислоталарда ҳам эрмайди. Шунинг учун Ba^{2+} иони сульфат иони SO_4^{2-} учун реактив сифатида ва, аксинча, SO_4^{2-} иони Ba^{2+} иони учун реактив сифатида ишлатилади. $BaCl_2$ ва $Ba(NO_3)_2$ химия лабораторияларида ишлатилади. $BaCl_2$ қишлоқ хўжалигида баъзи зараркундаларга қарши курашда ишлатилади. Барийнинг учувчан тузлари алангани яшил тусга киритади, шунинг учун $Ba(NO_3)_2$ яшил оловлар ҳосил қилишда ишлатилади. $BaSO_4$ эса оқ бўёқ тайёрлашда ва медицинада ишлатилади.

200-§. Радий (Radium) Ra. Радий Ер пўстлогининг $1 \cdot 10^{-10}$ % ини ташкил этади. У уран рудаларида, баъзи минерал сувларда, бурғиланган қудуқларда жуда оз миқдорда учрайди. Масалан, бир т уран рудасида 0,2—0,3 г радий бўлади. Радийни 1898 йил Мария Кюри кашф этди ва радиоактив бўлгани учун radium деб атади. Латинча radius сўзи нур демакдир. Бу элементнинг табиатда мавжудлигини 1871 йил Д. И. Менделеев аввалдан айтган эди.

Мария Кюри радийнинг хлориди $RaCl_2$ ни олди, тоза металл радий 1910 йилда олинди, табиий ва сунъий изотоплари бўлиб, энг муҳими ва энг катта ярим емирилиш даврига эга бўлгани $^{226}_{88}Ra$ дир, у U оиласига киради.

Радий кумушдай оқ ялтироқ металл. С. оғ. 6, $t_c = 960^\circ$, $t_{қай} = 1140^\circ$. Радий α - ва γ -актив. Унинг 1 грами 1 секундда 37 млрд (бир кюри) α -зарра чиқаради, 1 соатда 581,208 кЖ иссиқлик беради. Ярим емирилиш даври 1622 йил. Радийнинг емирилишидан гелий ва радон ҳосил бўлади:



Радий химиявий актив металл, унинг активлиги барийникидан ортинқ. У ҳавода кислород ва азот билан бирикканидан усти оксид RaO ва нитрид Ra_3N_3 парда билан қопланади. Углерод, водород билан ҳам осон бирикади. Сувга шиддатли таъсир этиб, $Ra(OH)_2$ ҳосил қилади. Бу сувда яхши эрийдиган кучли ишқор. Радий хлорид $RaCl_2 \cdot 2H_2O$, бромид $RaBr_2 \cdot 2H_2O$ сувда яхши эрийди. Карбонат $RaCO_3$ ва сульфати $RaSO_4$ деярли эримайди. Радий сульфат барий сульфатга қараганда ҳам оз эрийди.

Организмларга радий нурлари физиологик таъсир этади. Тўқималарни емиради, бактерияларни ўлдиради. Радий медицинада рак ва турли тери касалликларига қарши ишлатилади. Ишлаб чиқаришда турли автоматик асбобларда қўлланилади.

201-§. Рух группачаси. Даврий система II группасининг ёнаки группачасини ташкил этувчи элементлар—рух Zn , кадмий Cd ва симоб Hg сиртки қаватларидаги икки электронини йўқотиб, икки мусбат зарядли ионга айланади. Лекин улар биринчи группа ёнаки группачасидаги мис ва олтинга ўхшаш, иккинчи қаватдаги электронларини йўқота олмайди, демак, Zn , Cd , Hg нинг сиртдан иккинчи қавати мустаҳкамдир. Симоб баъзи бирикмаларида бир валентли, аммо бу бирикмалари ҳамиша полимерланган бўлади, демак, уларда ҳам симоб икки валентлидир.

Рух группасидаги элементларнинг ҳаммаси оғир металллардир, суюқланиш температуралари бош группача элементлариникига қараганда анча паст. Симоб эса одатдаги температурада ҳам суюқ бўлади. II группанинг ёнаки группачаси билан бош группачаси орасидаги фарқ I группанинг ёнаки группачаси билан бош группачаси орасидаги фарқ каби эмас. Mg нинг Zn га ўхшашлиги айниқса кўп.

II группанинг ёнаки группача элементлари бош группача элементлари каби актив эмас, ҳавода кам оксидланади, одатдаги температурада сув билан реакцияга киришмайди. Уларнинг гидроксидлари сувда эримайди ва бош группача гидроксидларига қараганда анча кучсиздир. Рух гидроксид эса амфотердир.

Тартиб номери	Номи	Атом массаси	С. о.	t_c	$t_{қай}$	Электронларнинг тақсимланиши]					
						K s	L s p	M s p d	N s p d f	O s p d	P s
30	Рух Zn	65,37	7,1	419	907	2	2,6	2,6,10	2		
48	Кадмий Cd	112,40	8,6	321	767	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2	
80	Симоб Hg	200,59	13,55	-39	357	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2

202-§. Рух (Zincum) Zn . Рух Ер пўстлоғининг 0,02 процентини ташкил этади.

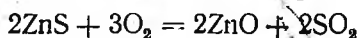
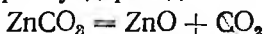
Рух ва унинг мис билан қотишмаси — латунь қадимдан маълум. Металл ҳолидаги рух Европада ўрта асрлар охирида бўлса-

да, Хитой ва Ҳиндистонда жуда кўп асрлар илгари олинган ва ишлатилган. Унинг табиатда бешта изотопи бор, сунъий йўл билан 10 та радиоактив изотопи олинган.

Рух табиатда бирикмалар ҳолида учрайди, унинг энг муҳим ва энг кўп учрайдиган бирикмаси рух сульфид ZnS минерали бўлиб, у алдама рух деб юритилади. Бундан бошқа минералларидан яна галмей $ZnCO_3$ ни кўрсатиш мумкин. Рух оз миқдорда ҳайвон ва ўсимликлар организида ҳам учрайди.

СССРда рух конлари Шарқий ва Жанубий Қозоғистон, Кавказ, Урал, Сибирь ва Ўзбекистонда (Олмалиқ, Қальмакр, Чала ота) дир. Рух ажратиб олишнинг, асосан, икки усули бор:

Қайтариш усули. Бу усул билан $ZnCO_3$ ва ZnS рудаларидан рух ажратиб олиш учун аввал улардаги рух оксидга айлантирилади. Бунинг учун рух рудалари куйдирилади:



Бунда ҳосил бўлган SO_2 дан H_2SO_4 олиш учун фойдаланилади.

Кейин ZnO 1400° да кокс билан қайтарилади:

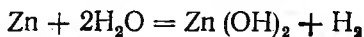


Қайтарилган рух буғи совиткичда суюқликка айлантирилади, бу ердан суюқ рух қолипларга қуйилади, бу усул билан олинган рухда қўрғошин, кадмий, мишьяк каби қўшимчалар бўлади.

Электролиз усули. $ZnCO_3$ билан ZnS куйдирилиб, ZnO олингандан кейин, унга H_2SO_4 таъсир эттирилиб, $ZnSO_4$ эритмаси ҳосил қилинади. Кейин $ZnSO_4$ электролиз қилиниб, рух олинади. Бу усул билан олинган рух тоза бўлади.

Рух кўкиш-оқ металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 7,14 га тенг; $t_c = 419,5^\circ$, $t_{қай} = 907^\circ$. Ҳавода, айниқса нам ҳавода оксидланиб, сирти оксид парда билан қопланади, бу парда ҳаво намини тўсиб, рухни яна оксидланишдан сақлайди. Рух одатдаги температурада мўрт бўлади, лекин $100-150^\circ$ гача қиздирилганда яхши яссиланади. 200° да яна мўрт бўлиб қолади ва, ҳатто, кукунга айланади. Рухдаги қўшимчалар рухнинг мўртлигини оширади. Тоза рух унча мўрт бўлмайди.

Рух сувда кўп эримайди, чунки унинг сирти дарҳол зич $Zn(OH)_2$ қавати билан қопланади ва процесс тўхтаб қолади. Агар ишқор ёки NH_3 таъсир эттирилса, рух сиртидаги $Zn(OH)_2$ эриб кетади ва $Na[Zn(OH)_3]$ ҳосил бўлади. $Zn(OH)_2$ га NH_3 таъсир эттирилса, $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$ ҳосил бўлади. Натижада рух гидроксид қавати йўқолиб, рух билан сув орасида реакция бошланади:



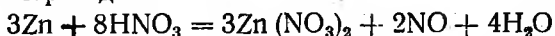
Активлик қаторида рух водороддан олдин туради, шунинг учун у кислоталардан водородни осонгина сиқиб чиқаради. Лекин қўшимчалари бўлган (айниқса рухга қараганда, пассивроқ металл қўшимчаси (Cu, Fe) бўлган) техник рух кислоталарга яхши таъ-

сир этади, яъни рух яхши эрийди, тоза рух эса ниҳоятда қийин эрийди, чунки тоза рухнинг сирти дарҳол водород билан қопланиб қолади ва рух пассивлашади. Техник рухда эса, масалан, мис қўшимчаси бўлган рухда мис билан рух гальваник жуфт ҳосил қилади ва рух ҳолида эритмага ўта бошлайди. Тоза рухни кислотادا эритиш учун рух ва кислота устига CuSO_4 нинг суолтирилган эритмасидан бир неча томчи томизилади. Бунда мис ионлари қайтарилиб, дарҳол рух устига чўкади ва тоза рух қўшимчали рухга айланади; яъни гальваник жуфт ҳосил бўлади ва рух эритмага ўтади, водород эса мис сиртига қопланади.

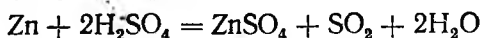
Рух суолтирилган нитрат кислотادا эрийди, лекин бунда водород ажралиб чиқмайди, балки нитрат кислота NH_3 га қадар қайтарилади:



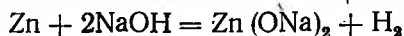
Концентрланган HNO_3 да рух эриганда эса HNO_3 азот оксидларига қадар қайтарилади:



Рух концентрланган сульфат кислотادا эрийди, бунда H_2SO_4 сульфит ангидридга қадар қайтарилади:



Рух ишқорларда эриб, цинкатлар ҳосил қилади:



Рух ҳавода қаттиқ қиздирилганда яшил аланга билан ёниб, ZnO ҳосил қилади.

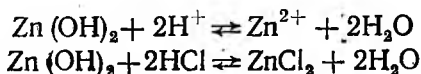
Рух галогенлар билан бирикиб, рух галогенидлар ҳосил қилади.

Темир тунукаларни коррозиядан сақлаш учун уларнинг сирти рух билан қопланади. Бундай тунука рухланган тунука дейилади. Рух турли қотишмалар таркибига киради. Рух гальваник элементларда ва лабораторияларда турли реакциялар учун ишлатилади.

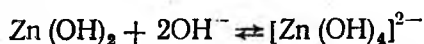
Рух оксид ZnO оқ кукун ҳолида бўлиб, қиздирилганда сарғаяди. ZnO сувда эримайди, кислоталарда эриб, Zn^{2+} тузларини ҳосил қилади. ZnO рух оқ мой бўёғи тайёрлашда, резина саноатида ва косметикада ишлатилади.

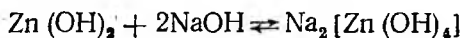
Рух гидроксид. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ рух тузлари эритмасига ишқор таъсир эттирилганда ҳосил бўлади. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ амфотер гидроксиддир, у кислоталар билан ҳам, ишқорлар билан ҳам реакцияга киришади.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ кислоталар билан реакцияга киришганда Zn^{2+} тузларини ҳосил қилади:

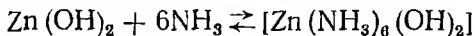


$\text{Zn}(\text{OH})_2$ ишқорларда эриб, комплекс бирикма—гидроксоний цинкатлар ҳосил қилади:





$\text{Zn}(\text{OH})_2$ аммиак билан ҳам бирикиб, комплекс бирикма ҳосил қилади:



Бунда Zn^{2+} нейтрал молекулалар билан бирикиб, комплекс катион ҳосил қилади. Масалан, юқорида кўрсатилгандек, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ нинг аммиакда эришидан комплекс катион $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ҳосил бўлади. Рух бирикмаларидаги икки мусбат зарядли Zn^{2+} иони рангсиздир. Комплекс ион—цинкат иони $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ҳам рангсиз бўлади.

Рухнинг хлорид, бромид, йодид, нитрат, сульфат ва ацетатлари сувда эрийди, рух фторид эса эрмайди. ZnCO_3 , ZnS , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ ва рух силикатлар ҳам сувда эрмайди.

Рух хлорид ZnCl_2 сувда яхши эрийдиган гигроскопик моддадир. Рух хлорид қоғоз саноатида, тўқимачиликда читларга гул босишда ва бўёқчиликда ишлатилади. Ёғочларни, масалан, темир йўл шпалларини чиришдан сақлаш мақсадида уларга рух хлорид шимдирилади, ундан металл буюмларни пайвандлашда улар сиртини зангдан тозалаш учун ҳам фойдаланилади.

Рух сульфат ZnSO_4 —сувда яхши эрийдиган модда. Эритмадан $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ тарзида кристалланади. Рух сульфат рухнинг энг муҳим тузидир. Рухнинг кўпгина бирикмалари шу туздан олинади. Бу туз бўёқчиликда, тўқимачиликда читларга гул босишда ва медицинада ишлатилади.

Рух сульфид ZnS —сувда эрмайдиган оқ модда; оқ бўёқ сифатида ишлатилади. Рух сульфид билан барий сульфат аралашмаси *литопон* деб аталадиган оқ бўёқдир. Бу бўёқ арзон ва барқарор бўлгани учун кўп ишлатилади.

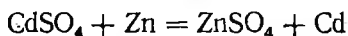
Рух нитрат $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ —сувда эрийдиган гигроскопик модда; эритмасидан $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тарзида кристалланади. Рухнинг гидроксинитрати $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$ ҳам бор.

Рух ацетат $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ —сувда эрийдиган модда, медицинада ишлатилади.

203-§. Кадмий (Cadmium) Cd. Кадмий Ер пўстлогининг $5 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. 1817 йилда топилган, унинг саккизта табиий ва ўн тўртта сунъий изотопи бор. Табиатда кадмий фақат бирикмалар ҳолида учрайди; кадмий бирикмалари рух бирикмалари билан бирга бўлади. Ўзбекистонда ҳам кадмий қўرғоштин конида рух билан бирга чиқади. Алдама рух ZnS билан бирга, кўпинча, гринокит CdS учрайди. Кадмийнинг CdO ва CdCO_3 таркибли минераллари табиатда CdS га қараганда жуда оз бўлади. Бу элемент рух бирикмалари билан бирга учрагани учун «кадмий» деб аталади, ZnO нинг қадимги грекча номи шундай эди.

Рух ZnO дан кокс ёрдами билан қайтарилганда, CdO нинг қайнаш температураси рухниқидан паст бўлгани учун руддан олдин ана шу модда учади. Шунинг учун у рух кукунида ва биринчи фракцияларда йиғилади. Бу фракция қайта ҳайдалиб, кадмий олинади ёки кадмийга H_2SO_4 нинг суюлтирилган эритмаси таъсир эттирилиб, CdSO_4 га айлан-тирилади, сўнгра у электролиз қилиниб, кадмий олинади.

Кадмий кумушдай оқ, пичоқ билан кесиладиган даражада юмшоқ, яхши яссиланувчан металлдир, унинг солиштирма оғирлиги 8,6 га тенг, $t_c = 321^\circ$, $t_{\text{кай}} = 767^\circ$. Кадмий ҳавода оксидланганда унинг сирти тиниқ оксид парда билан қопланади, бу парда уни яна оксидланишдан сақлайди. Активлик қаторида кадмий водороддан олдинда туради, шунинг учун кислоталардан водородни сиқиб чиқаради. Кадмий ўз бирикмаларидан рух таъсирида қайтарилади, чунки у рухдан кейинда туради:



Кадмий юқори температурада галогенлар билан бирикади.

Темир ва пўлат буюмларни коррозиядан сақлаш учун уларнинг сирти кадмий билан қопланади, бу процесс *кадмийлаш* деб аталади. Кадмий осон суюқланидиган кўпгина қотишмалар таркибига киради. Мисга кадмий қўшилса миснинг чидамлидиги ортади, аммо электр ўтказувчанлиги унча пасаймайди, шунинг учун бундай қотишмадан трамвай ва троллейбус симлари тайёрланади. Кадмий ишқорли аккумуляторлар учун ишлатилади. Ундан кадмийли нормал элемент деб аталадиган элемент ясалади.

Кадмий оксид CdO . Кадмий ҳавода ёндирилганда кўнғир кукун ҳолида CdO ҳосил бўлади. Агар кадмий кислород оқимида қиздирилса, CdO қизил рангли кристалл модда ҳолида ҳосил бўлади. CdO сувда оз эрийди.

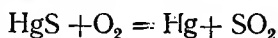
Кадмий гидроксид Cd(OH)_2 . Кадмий тузларига ишқорлар таъсир эттирилса, оқ чўкма— Cd(OH)_2 ҳосил бўлади. У ортиқча ишқорда эримайди, концентранган ишқорларда узоқ қайнатилганда улар билан реакцияга киришиб, $\text{Na}_2[\text{Cd(OH)}_4]$ ва $\text{Ba}_2[\text{Cd(OH)}_6]$ кадматлар ҳосил бўлади. Кадмий гидроксиднинг кислоталик хоссалари ниҳоятда кучсиз, асослик хоссалари эса кучлироқ, шунинг учун у, кўпинча, кучсиз асос деб юритилади. Лекин Cd(OH)_2 аммиакда эрийди ва $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ каби комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

Кадмий сульфид CdS . Кадмий тузларига H_2S таъсир эттирилса, сариқ чўкма— CdS ҳосил бўлади. Кадмий сульфид сувда, кислоталарнинг суюлтирилган эритмаларида ва ишқорларда эримайди. Концентранган HCl ва HNO_3 да эрийди. Суюлтирилган HNO_3 ва H_2SO_4 да эса қайнатилганда эрийди. CdS сариқ бўёқ сифатида ишлатилади, у барқарор ва равшан бўёқдир.

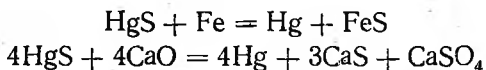
204-§. Симоб (Hydrargyrum) Hg. Симоб Ер пўстлоғининг $5 \cdot 10^{-6}$ процентини ташкил этади. У қадимдан маълум бўлган металллардандир. Эрамиздан 3000 йиллар илгари кишилар симоб ва симоб бирикмаларини турли касалликларга дори сифатида ишлатганлар. Алхимиклар барча металллар таркибида симоб бор ва металлларнинг металллик хоссалари ана шундан, деб ўйлаганлар. Шунинг учун, металлларни асл металлларга айлантириш йўлида қилган барча тажрибаларида симоб ишлатганлар.

Симоб табиатда эркин ҳолда ҳам, бирикма ҳолида ҳам учрайди. Симобнинг етти табиий ва йигирмата сунъий изотопи бор. Унинг энг машҳур бирикмаси *киноварь* HgS дир. Hg одатдаги температурада суюқ бўлганидан, томчилар ҳолида учрайди. HgS нинг машҳур кон-

лари Испаниядадир. СССРда Украинада, Донбассда, Ўзбекистонда, Олой тоғларида. Туркменистонда, Қирғизистонда (Ҳайдаркентда), Кавказда учрайди: HgS қиздирилганда парчаланеди. Унинг бу хоссасидан симоб ажратиб олишда фойдаланилади:



Баъзан, HgS га темир ёки оҳак таъсир эттириб ҳам симоб олиш мумкин:



Бунда симоб буғи совитилиб, суюқликка айлантирилади. Бундай симоб хомаки симоб деб аталади, чунки унга турли металллар аралашган бўлади. Хомаки симобни тозалаш учун у яна бир марта ҳайдалади. Лабораторияда симобни чангдан тозалаш учун у нинна билан кичкина тешик очилган фильтр қоғоздан ўтказилади. Симобни қўшимча металллардан тозалаш учун у нитрат кислотанинг 5% ли эритмасига солиб чайқатилади. Симоб активлик қаторида кўп металллардан кейин тургани учун қўшимча металллар кислотада эриб кетади, симоб эса қолади.

Симоб кумушдай оқ ва ялтироқ металл; унинг солиштирма оғирлиги 13,55 га тенг; $t_c = -39^\circ$, $t_{\text{қаб}} = 357^\circ$.

Симоб буғи атомлардан иборат бўлиб, ниҳоятда заҳардидир. Унинг энг оз миқдори ҳам узоқ таъсир этса, организмга зарар етказеди. Симоб ҳатто одатдаги температурада ҳам бугланиб тургани учун у билан ишлаганда эҳтиёт бўлиш керак. Симоб буғига тўйинган 1 м^3 ҳавода 20° да 0,014 г симоб бўлади.

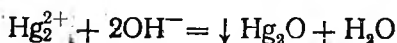
Тоза симоб ҳавода одатдаги температурада оксидланмайди, қайнаш температурасига яқин температурага қиздирилгандагина кислород билан бирикади. Аммо нам ҳавода турса ёки қўшимчалари бўлса, одатдаги температурада ҳам оксидлана олади. Симоб суюлтирилган хлорид ва сульфат кислоталарда эримайди, концентранган сульфат кислотада қиздирилганда эрийди, нитрат кислотада эса қиздирилмаса ҳам яхши эрийди. Симоб ишқорларда эримайди. Одатдаги температурада хлор ва олтингугурт билан бирикади. Симоб кўпгина металлларни эрита олади. Бу эритмалар амальгама деб аталади. Баъзи амальгамалар суюқ, баъзилар эса қаттиқ бўлади. Амальгамалар эритма, қотишма ёки химиявий бирикма бўлиши мумкин. Темир, марганец, никель ва кобальт симобда эримайди, шунинг учун симоб темир идишларда сақланиши мумкин.

Симоб барометр, термометр ва шунга ўхшаш кўпгина физик асбоблар учун ишлатилади. Симоб қалдиरोқ симоб деб аталадиган портловчи модда тайёрлашда ва катализатор сифатида ҳам ишлатилади. Табиатда эркин ҳолда учрайдиган майда олтинли қумни симоб билан амальгамалаш орқали олтин ажратиб олинади.

Симобнинг икки қатор бирикмаси бор. Уларнинг бирида симоб икки валентли (Hg^{+2}), иккинчисида эса бир валентли (Hg^{+1}) дир. Аммо кўп-

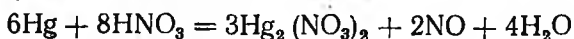
гина текширишлар вақтида бир валентли симоб бирикмаларида Hg^{2+} иони топилган эмас, бу бирикмаларда ҳам симоб икки валентли Hg^{2+} иони ҳолида эканлиги, ҳар бир молекулада 2Hg^{2+} борлиги ва улар ўзаро — $\text{Hg}-\text{Hg}$ — тарзида боғланганлиги аниқланди. Ҳатто бу бирикмалар диссоциланганда ҳам эритмада Hg^+ эмас, балки Hg_2^{2+} ионлари ажралиб чиқади, яъни Hg_2^{2+} эритмада ҳам барқарордир. Демак, Hg^{2+} ўзаро боғланар экан, уларнинг ҳар бирида биттадан буш валент қолади ва бу валент орқали бошқа элементлар билан боғланади. Демак, симобнинг ҳар бир иони битта мусбат валентли бўлади. Шунинг учун ҳам бундай бирикмалар тўғридан-тўғри бир валентли симоб бирикмалари деб юритилади ва симоб (I) тарзида ёзилади. Симобнинг икки валентли бирикмалари симоб (II) шаклида ёзилади. Симоб бирикмалари заҳарлидир.

Симоб (I)—оксид Hg_2O . Бу оксид бир валентли симоб тузларининг эритмаларига ишқорлар таъсир эттирилганда қўнғир-қора чўкма тарзида ҳосил бўлади:



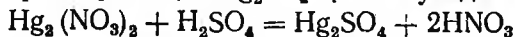
Hg_2O сувда эримайди. Қиздирилганда ёки нур таъсирида HgO ва Hg га ажралади. Симоб тузларига ишқорлар таъсир эттирилганда симоб гидроксидлари эмас, балки симоб оксидлари ҳосил бўлади. Симобнинг гидроксидлари олинмаган, чунки улар ҳосил бўлиши биланоқ сув ажратиб чиқариб, оксидга айланади.

Симоб (I)-нитрат $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. Симобга суюлтирилган нитрат кислота таъсир эттирилса, симоб (I)-нитрат ҳосил бўлади. Бу реакция учун симоб мулроқ олинishi лозим:



Симоб (I)-нитрат эритмадан $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади; симоб (I)-нитрат сувда эрийди ва медицинада ишлатилади.

Симоб (I)-сульфат Hg_2SO_4 . Суюлтирилган сульфат кислотага $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ таъсир эттирилганда Hg_2SO_4 ҳосил бўлади:

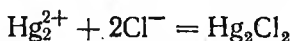


Симобга концентранган сульфат кислота таъсир эттириб ҳам Hg_2SO_4 олиш мумкин:

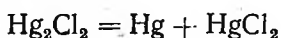


Hg_2SO_4 сувда оз эрийди ва катализатор сифатида ишлатилади.

Симоб (I)-хлорид Hg_2Cl_2 . Бир валентли симоб тузи эритмасига ош тузи ёки хлорид кислота таъсир эттирилса, Hg_2Cl_2 ҳосил бўлади:

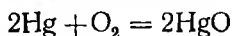


Hg_2Cl_2 қиздирилганда ёки унга нур таъсир эттирилганда парчала-нади ва, шунинг учун, қораяди:



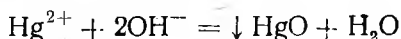
Hg_2Cl_2 медицинада ишлатилади ва, кўпинча, *каломель* деб аталади (106-параграф).

Симоб (II)-оксид HgO . Симоб ҳавода қайнаш температурасигача қиздирилса, кислород билан бирикиб, HgO ҳосил қилади:



Ундан юқори температурада симоб ва кислородга парчаланиб кетади.

Икки валентли симоб тузларининг эритмаларига ишқор таъсир эттириб, HgO ҳосил қилиш мумкин:



Бу реакцияда ҳам, Hg_2O олинишидаги каби, гидроксид ҳосил бўлган замон сув ажратиб чиқариб, оксидга айланади, шунинг учун гидроксид олиб бўлмайди. HgO сувда эримайдиган сариқ чўкма ҳолида тушади.

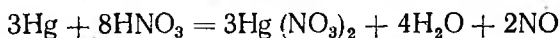
$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ни қиздириб ҳам HgO олиш мумкин. Бунда у қизил кристаллар ҳолида ҳосил бўлади. Қизил HgO табиатда ҳам озроқ учрайди.

Қизил HgO билан сариқ HgO нинг фарқи фақат дисперслигидадир. Иккала HgO нинг ҳам кристалл тузилиши бир хил. Сариқ HgO майда дисперсли, қизил HgO эса йирикроқдир.

HgO га кислоталар таъсир эттирилса, икки валентли симоб тузлари ҳосил бўлади.

Икки валентли симоб тузларидан энг муҳимлари қуйидагилардир:

Симоб (II)-нитрат $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Симобга мўл нитрат кислота таъсир эттирилса, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ҳосил бўлади:



Бу туз эр. тмадан $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ҳолида чўкади. Симобнинг кўпгина бирикмалари шу туздан олинади.

Симоб (II)-сульфат HgSO_4 . Симобга концентрланган H_2SO_4 қўшиб қиздирилса, HgSO_4 ҳосил бўлади:

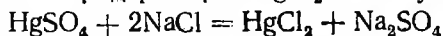


HgO га H_2SO_4 таъсир эттириб ҳам HgSO_4 олиш мумкин. Бу туз сувда ниҳоятда оз эрийди. У катализатор сифатида ишлатилади. Ундан симобнинг бошқа бирикмалари тайёрланади.

Симоб (II)-хлорид HgCl_2 . Симоб (II)-оксидга хлорид кислота таъсир эттириб, HgCl_2 олиш мумкин:



HgSO_4 билан NaCl ни қиздириб ҳам HgCl_2 олса бўлади:



HgCl_2 сувда яхши эрийди. У сулема деб ҳам аталади, ниҳоятда заҳарли модда, 0,2 г HgCl_2 одамни ўлдиради. Кичик дозалари медицинада дори сифатида ишлатилади. Суюлтирилган (1 : 1000) эритмалари дезинфекция қилишда антисептик модда сифатида ишлатилади (106- параграф).

ЙИГИРМА УЧИНЧИ БОБ.
ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ III ГРУППАСИ

Даврлар	Категорлар	Элементлар	№	Атом масса- си	Валент- лиги	Электронларнинг тақсимланиши							
						K s	L s p	M s p d	N s p d f	O s p d	P s p d	Q s	
3	II	Бор В	5	10,811	I II III	2	2,1						
2	III	Алюминий Al	13	26,9816	I II III	2	2,6	2,1					
4	IV	Скандий Sc	21	44,956	III	2	2,6	2,6,12					
4	V	Галлий Ga	31	69,72	I II III	2	2,6	2,6,10	2,1				
5	VI	Иттрий Y	39	88,905	III	2	2,6	2,6,10	2,6,1	2			
5	VII	Индий Jn	49	44,82	I II III	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,1			
6	VIII	Лантан Ln	57	138,91	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,6,1	2		
6	IX	Таллий Tl	81	204,37	I III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,1		
7	X	Актиний Ac	89	227	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,6,1	2	

205-§. III группа элементларининг хоссалари. III группанинг бош группачасига бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In ва таллий Tl элементлари киради.

III группанинг ёнаки группачасига жуфт қатор элементлари — скандий Sc, иттрий Y, лантан La ва актиний Ac киради. III группа элементларининг умумий хоссаси шундан иборатки, уларнинг ҳаммасида максимал валентлик учга тенг. Бош группача элементларидан бор ва алюминийнинг сиртқи қаватида 3 та, сиртдан иккинчи қаватида эса 8 та электрон бор. Галлий, индий ва таллийнинг сиртқи қаватида 3 та, сиртдан иккинчи қаватида эса 18 та электрон айланади. Буларнинг ҳаммаси ўз бирикмаларида сиртқи қаватидан 3 та, баъзан 1 ёки 2 та (масалан, Ga, Jn, Tl) электрон йўқотиб, 1, 2 ва 3 валентли бўлади.

Ёнаки группача элементларининг сиртқи қаватида 2-та электрон, сиртдан иккинчи қаватида эса 9 та электрон бор. Бу элементларнинг сиртдан иккинчи қаватидаги электронлар тўла эмас, шунинг учун улар беқарор қаватлардир. Бу элементлар шу қаватдаги бир электронни сиртқи қаватдаги икки электрон билан бирга йўқотиб, ҳамisha уч валентли бўлади.

III группа элементларида асос хоссалари бор, уларнинг бу хоссалари I ва II группа элементлариникидан кучсиз, IV группадаги қўрғошин ва қалай металлариникидан кучлидир.

Аммо II группанинг биринчи элементи бериллий III группанинг иккинчи элементи алюминийга ўхшагани каби, III группанинг биринчи элементи бор IV группанинг иккинчи элементи кремнийга ўхшаб кетади.

Лантандан кейинги элементлар — лантанидлар (58—71) III группанинг ёнаки группачаси элементларига ўхшайди; лантанидлар ҳам уч валентлидир. Актинийдан кейинги элементлар — актинидлар ҳам шу ёнаки группачага киритилади.

Булар орасида табиатда энг кўп учрайдиганлари ва катта аҳамиятга эга бўлганлари ҳам бор. Шунинг учун уларни муқаммалроқ текшираимиз.

206- §. Бор (Borum) В. Бор III группанинг биринчи элементи бўлиб, мусбат уч валентлидир. Баъзи хоссалари жиҳатидан металларга ўхшайди. Масалан, бор кучли электр манфий элементлар билан бирикканда учта мусбат зарядли катион B^{3+} ҳолида бўлади.

Бор ўзининг энг муҳим бирикмалари — H_3BO_3 билан $Na_2B_4O_7$ да ва бошқа кўпгина бирикмаларида металлмасдир.

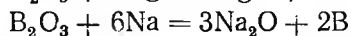
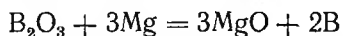
Борнинг икки изотопи бор: ^{10}B — 19,61%, ^{11}B — 80,39%. Булар ер пўстлоғининг 0,005 процентини ташкил этади.

^{10}B нейтронларни яхши ютади, шунинг учун ядро физикасида ишлатилади. Борнинг учта радиоактив изотопи олинган.

Борнинг бирикмаси — бура қадимдан маълум. Соф ҳолдаги бор биринчи марта 1808 йилда олинган.

Бор табиатда фақат бирикмалар ҳолида учрайди. Масалан, борат кислота H_3BO_3 қайноқ булоқларда, вулканли жойларда бўлади. H_3BO_3 вулкан отилганда сув буғи билан бирга чиқади. Борнинг иккинчи муҳим бирикмаси бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ дир. Булардан ташқари ашарит $2MgO \cdot B_2O_3 \cdot H_2O$ ва датолит $2CaO \cdot B_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot H_2O$ каби минераллари ҳам бор. Бор бирикмаларининг конлари бизда Қозоғистон ва бошқа жойлардадир. Бор бирикмалари нефть сувларида ва баъзи кўлларда ҳам учрайди. Бор ниҳоятда оз миқдорда ўсимлик ва ҳайвон организмларида ҳам бўлади.

Бор, кўпинча, H_3BO_3 дан олинади. Бунинг учун у аввал қиздирилиб, B_2O_3 га айлантирилади, сўнгра B_2O_3 га Mg ёки Na қўшиб қиздирилса, бор қайтарилади:

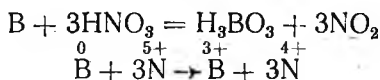


Бу аралашмага HCl таъсир эттирилиб, MgO ёки Na_2O дан бор ажратиб олинади. У қўнғир аморф модда ҳолида чиқади. Борнинг солиштирма оғирлиги 2,3 га тенг; $t_c = 2075^\circ$, $t_{қая} = 2550^\circ$. Бор алюминий билан қиздирилса, суюқланган алюминийда эрийди, совитилганда эса кристалланади. У электрни яхши ўтказадиган ялтироқ кристаллардан иборат. Бу кристалларнинг қаттиқлиги олмосни кига яқинлашиб боради, улар бор билан оз миқдордаги алюминий қотишмаси деб қаралади.

Бор 700° га қадар қиздирилганда ўт олиб кетади ва яшил аланга бериб ёнади. Аналитик химияда борни топишда, кўпинча, унинг

ана шу хоссасидан фойдаланилади. Бор одатдаги температурада ҳавода барқарор бўлади ва сув билан ҳам реакцияга киришмайди, аммо қаттиқ қиздирилганда кислород билан бирикади, сувдан эса водородни сиқиб чиқаради-да, B_2O_3 ҳосил қилади. Юқори температураларда хлор, олтингургурт, азот ва металллар билан ҳам бирикади. Металллар билан ҳосил қилган бирикмаси *боридлар* деб аталади.

Борга фақат оксидловчи кислоталаргина таъсир этади. Масалан, бор концентранган HNO_3 ва H_2SO_4 таъсиридан H_3BO_3 га қадар оксидланади:



Борга ишқорлар таъсир эттирилса, борат кислоталарнинг тузлари — боратлар ҳосил бўлади:



Бор жуда қаттиқ қиздирилганда ҳатто CO_2 ва SiO_2 дан ҳам кислородни тортиб олиб оксидланади ва углерод билан кремнийни қайтаради.

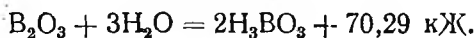
Бор гидридлар. Борнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари — гидридларда бор тўрт валентли деб ҳисобланар эди, аммо Б. В. Некрасов ва унинг шогирдлари-бу бирикмаларда ҳам борнинг уч валентли эканлигини ва уларда молекулалар водородли боғланиш асосида ассоциланишини исботладилар.

Магний боридга кислоталар таъсир эттирилса, бор гидридлар ҳосил бўлади. Улар орасида энг муҳими учувчан суюқлик — боробутан B_4H_{10} дир, у 18° да қайнайдиған ниҳоятда беқарор модда бўлиб, B_2H_6 билан B_5H_9 га парчаланади. Боробутан ҳавода алангаланиб кетади, сув таъсирида гидролизланади ва борат кислота ҳосил қилади. B_5H_9 , B_6H_{10} , B_5H_{11} лар суюқ, $B_{10}H_{14}$ эса қаттиқ бор гидридлардир. Бор гидридлар жуда қўланса ҳидли ва заҳарли моддалардир.

Борнинг карбидлари жуда қаттиқ бўлгани учун, уларнинг катта аҳамияти бор. B_6C нинг қаттиқлиги олмоснинг қаттиқлигига яқин, B_4C , B_3C лар эса ҳатто олмосни ҳам чиза олади. Улар олмос ўрнида ишлатилади.

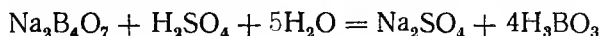
Бор нитрид BN — бундан 100 йил муқаддам синтез қилинган бўлиб, ҳозирги кунда катта аҳамиятга эга. Маълумки, графит юқори босим остида олмосга айланади, худди шунингдек бор нитрид ҳам юқори босимда олмосдан ҳам қаттиқроқ моддага айланади. Олмос юқори температурада ёнади, бор нитрид эса ёнмайди ва ўзгармайди. Бор нитрид *боразон* деб ҳам аталади.

Бор оксиди B_2O_3 борнинг кислород билан бирикишидан ҳосил бўлади. Борат кислотани қиздириш йўли билан B_2O_3 олинади. Бор оксиди жуда қаттиқ, мўрт, гигроскопик, ўтга чидамли, бир оз таҳир ва шишасимон моддадир. У сувда эриганда борат кислотага айланади:



Ажралиб чиққан иссиқлик сувни иситади. Сув озроқ олинса, ҳатто қайнаб ҳам кетади.

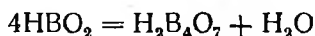
Борат кислота H_3BO_3 буранинг қайноқ эритмасига хлорид ёки сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан олинади:



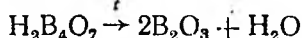
Борат кислота ялтироқ тиниқ кристаллардан иборат. У сувда 0° да 26%, 20° да 4%, 100° да эса 28% эрийди. Борат кислотанинг эритмаси қайнатилганда сув буғи билан бирга H_3BO_3 нинг бир қисми учиб кетади. H_3BO_3 асида ортоборат кислотади, у бор кислоталари орасида энг муҳими бўлгани учун тўғридан-тўғри борат кислота деб аталади. Борат кислота қиздирилганда сувининг бир қисмини йўқотиб, метаборат кислота HBO_2 га айланади:



Метаборат кислота қиздирилганда тетраборат кислота $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ҳосил бўлади:



Бу кислотани қиздириб, B_2O_3 олиш мумкин:

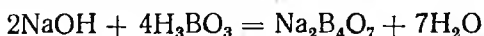


Борат кислота буғи алангани яшил тусга киритади. B_2O_3 сувда эритилганда H_3BO_3 ҳосил бўлади.

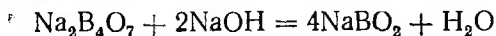
Борат кислота кучсиз кислотади* ($K_1 = 5 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 2 \cdot 10^{-13}$, $K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$). Унинг тузлари, яъни ортоборатлар олинмаган, одатда H_3BO_3 дан туз олинганда тетраборатлар ёки метаборатлар ҳосил бўлади.

Борат кислота кўнчиликда ошловчи модда сифатида, кулолчиликда, бўёқчиликда, шиша саноатида, медицинада турли дорилар тайёрлашда ва антисептик модда сифатида ишлатилади (яраларга сепилади, эритмаси билан томоқ, кўз чайилади ва ҳоказо). Борат кислота тунука идишлар эмали таркибига киради.

Бура — натрий тетраборат $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Борат кислотага ишқорлар таъсир эттирилса бура ҳосил бўлади:



Ишқор ортиқча олинса, натрий метаборат ҳосил бўлади:



Натрий тетраборат эритмадан одатдаги температурада йирик тиниқ кристаллар $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ҳолида чўкади, 60° дан юқорида эса $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади. Бу модда заргарлик бураси (танакор) деб юритилади.

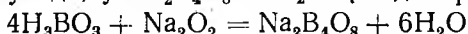
Бура иссиқликка чидайдиган махсус оптик шишалар тайёрлашда, буюмларга бериладиган сир тайёрлашда ишлатилади. Суюқланган бурада металл оксидлари яхши эрийди. Шунинг учун заргарликда металл буюмларни пайвандлашда пайвандланадиган

* Жуда оз бўлса-да, борат кислотанинг амфотерлик хоссалари бор. У масалан, фосфат кислота билан реакцияга киришиб, борил метафосфат BOP_3 ҳосил қилади.

жойга бура сешиб қиздирилади, бунда бура металл сиртидаги занги эритиб юборади ва металллар яхши уланади.

Бура суюқланганда шишасимон тиниқ масса ҳосил бўлади, унда турди металл оксидларини эритиб, боратлар ҳосил қилиш мумкин. Боратларнинг кўпчилиги рангли бўлганидан бура аналитик химияда баъзи металлларни топишда ишлатилади. Бунинг учун платинадан ясалган симнинг илмоқли учида озгина бура олиниб, алангада қиздирилади, бунда у суюқланиб, тиниқ мунчоқ ҳосил қилади. Кейин у текшириლაётган эритмага ботирилиб, яна алангага киритилади; бунда эритмада, масалан, хром тузи бўлса яшил мунчоқ, кобальт тузи бўлса кўк мунчоқ, олтин тузи бўлса қизил мунчоқ ҳосил бўлади.

Борат кислотага натрий пероксид таъсир эттирилса, ундаги бир атом кислород пероксид группа — O—O—га алмашинади, натижада, натрий перборат ҳосил бўлади, у $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_8 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади:



Боратларга водород пероксид таъсир эттириб ҳам перборат ҳосил қилиш мумкин. Ҳозирги вақтда, перборатлар водоғод пероксид билан кристалланган боратлар бўлса керак, деган фикрлар бор. Уларнинг тузилиши, масалан, $\text{NaBO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ва $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ каби бўлса керак. $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ жун ва ипак матоларни оқартиришда ва дезинфекция қилишда ишлатилади.

207-§. Алюминий (Aluminium) Al. Алюминий табиатда тарқалганлиги жиҳатидан элементлар орасида учинчи ўринда туради, аммо металллар орасида энг кўп тарқалганидир. Ер пўстлоғининг 7,45 процентни алюминийдан иборат. Унинг табиий битта ва еттига сунъий радиоактив изотопи бор.

Алюминий бирикмалари — аччиқтошлар эраиздан V аср илгари маълум бўлиб, буюқчиликда хуруш сифатида ишлатилган. Металл ҳолидаги алюминийни 1825 йилда Дания олими Г. Эрштед алюминий хлоридга калий таъсир эттириш йўли билан олган эди. Унинг номи латинча алюмен (alumen) аччиқтош сўзидан олинган.

Табиатда алюминийнинг энг кўп учрайдиган бирикмалари алюмосиликатлар бўлиб, улар ер пўстлоғининг энг кўп қисмини ташкил этади. Алюмосиликатларнинг емирилишидан каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳосил бўлади. Тупроқда каолиндан ташқари, темир (III)-гидроксид қум ва бошқа моддалар ҳам бўлади. Каолин тоза ҳолда ҳам учрайди, бу каолин чинни гили деб аталади. Алюминий оксид (Al_2O_3) корунд деб аталади ва жилвир минераллари ҳолида учрайди. Табиатда алюминий гидроксид (боксит*) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, криолит Na_3AlF_6 деб аталадиган минераллар бор. Боксит ва криолит алюминийнинг муҳим рудаларидир. Бизда боксит конлари Шарқий Уралда ва Қозоғистондадир. Кола ярим оролидаги Хибин тоғларида нефелинлар — алюмосиликатлар $(\text{Na}, \text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2$ ва алунитлар — сульфатли алюминий минераллари $\text{KAl}_3(\text{OH})_6(\text{SO}_4)_2$ нинг бениҳоя катта запаслари бор. Бу конлар дунёда энг катта конлардир. Ўзбекистонда Ангренда корунд бор.

* Боксит — бемит $\text{AlO}(\text{OH})$, диаспор HAlO_2 , гидрагилит $\text{Al}(\text{OH})_3$ деб аталадиган минераллар ҳолида учрайди.

Алюминий рудаларининг конлари Африка, Венгрия, Франция, АҚШ, Италия ва Грецияда ҳам бор.

Алюминий ҳозирги вақтда алюминий оксид Al_2O_3 ни электролиз қилиш йўли билан олинади. Бу усул билан алюминий ишлаб чиқариш қуйидаги процесслардан иборат: 1) аввал бокситдан тоза Al_2O_3 ажратиб олинади, чунки боксит таркибида $SiO_2 \cdot Fe_2O_3$ каби қўшимчалар бўлади, 2) фторид кислотада $Al(OH)_3$ ва Na_2CO_3 ни эритиб криолит Na_3AlF_6 ҳосил қилинади*, 3) кўмир анодлар тайёрланади, 4) Al_2O_3 билан Na_3AlF_6 электролиз қилинади. Бунинг учун электр ваннада Na_3AlF_6 ва Al_2O_3 аралашмаси электр токи билан қиздирилади. Al_2O_3 қийин суюқланади, аммо суюқ криолитда яхши эрийди. Шунинг учун аввал криолит сукқланади, суюқланган криолитда эса Al_2O_3 эрийди.

Электролизер деб аталадиган электр ванна темирдан ясалиб, деворлари ўтга чидамли ва иссиқлик ўтказмайдиган материал билан қопланади. Электролизернинг ичига прессланган кўмир ёки графит тахтачалар терилган бўлиб, улар катод ролинини ўйнайди. Ваннага юқоридан бир неча кўмир анод туширилади. Криолитда эриган Al_2O_3 нинг электролизидан ҳосил бўлган Al ванна тагида — катодда суюқ ҳолда йиғилади, кислород эса юқорида — анодда йиғилади. Процесс 950° да олиб борилади. Вақт-вақти билан суюқ алюминий чиқариб олиниб, ваннага Al_2O_3 қўшиб турилади. Анод кўмири кислород билан бирикиб, CO ва CO_2 , криолитдан чиққан F билан бирикиб эса CF_4 ҳосил қилади. Бунинг оқибатида анод камая боради, шунинг учун у электролитга ботириб турилади.

Алюминий олишининг электр-химиявий усулининг назарий асосларини рус олими П. П. Федотеев ишлаб чиққан. Рус олимлари А. А. Яковкин ва К. И. Бейер бокситдан Al_2O_3 олиш усуллари юзасидан кўпгина иш қилдилар. Рус олимларининг алюминий ишлаб чиқариш назариясига оид илмий текшириш ишлари муваффақиятли бўлганига қарамай чор Россиясида алюминий саноати йўқ эди. Россияда алюминий саноати фақат Улуг Октябрь социалистик революциясидан кейингина яратилди ва 53 йил ичида катта муваффақиятларга эришилди. Н. С. Курнаков, А. А. Байков ва Г. Г. Уразов каби академиклар беҳисоб шогирдлари билан биргалликда алюминий қотишмалари назариясини яратдилар. 1922 йилдан алюминий қотишмалари тайёрлана бошланди. Биринчи алюминий заводи 1932 йилда Волхов электр станциясида, 1933 йилда эса Днепр электр станциясида ишга туширилди. 1939 йилда Уралда алюминий заводи қурилиб ишга солинди. Саноатимизнинг ривожланиши билан янгидан-янги алюминий заводлар қурилиб ишга туширилмоқда.

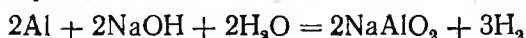
Кўпгина илмий текшириш институтларида олимлар бу соҳада кенг илмий текшириш ишлари олиб бормоқдалар. Текширилаётган масалаларнинг бири, масалан, ер юзида энг кўп учрайдиган каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ дан алюминий олишдир.

Алюминий кўкимтир-оқ тусли енгил металл бўлиб, солиштира оғирлиги 2,7 га тенг: $t_c = 659,8^\circ$, $t_{кал} = 2270^\circ$. Алюминий электрни

* Табиатда криолит оз учрайди, шунинг учун у сунъий йўл билан олинади.

якши ўтказади. У механик жиҳатдан пишиқ бўлиб, коррозияга чидамлидир, чунки унинг сирти зич оксид қавати билан қопланиб қолади. Алюминий сувдан водородни сиқиб чиқара олмайди, чунки алюминий сиртида дарҳол зич ва ниҳоятда қийин эрийдиган алюминий гидроксид қавати ҳосил бўлиб, бу қават уни сув таъсиридан сақлайди.

Алюминий HCl да эрийди, H_2SO_4 билан реакцияга сустр киришади. Суюлтирилган HNO_3 алюминийга яхши таъсир этади. Концентралланган совуқ нитрат кислота таъсиридан алюминий сирти оксид парда билан қопланади; бу парда алюминийни шундан кейинги таъсиридан сақлаб қолади, яъни алюминий пассивлашади. Пассивлашган алюминийга ҳатто суюлтирилган кислоталар ҳам таъсир этмайди. Алюминий ишқорларда яхши эрийди:



Алюминий кукуни ҳавода қиздирилса, алангаланиб ёниб, кислород билан бирикади.

Алюминий хлор ва бром билан одатдаги температурада, йод билан эса қиздирилганда бирикади, юқори температурада азот, олтингугурт ва углерод билан бирикиб, AlN , Al_2S_3 , Al_4C_3 ҳосил қилади.

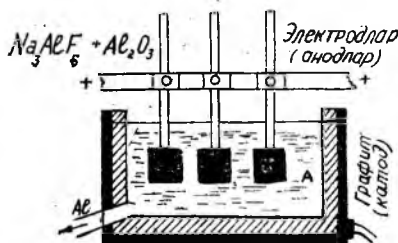
Алюминий энгиллиги, пишиқлиги, коррозияга нисбатан барқарорлиги сабабли халқ ҳужалигида катта аҳамиятга эга. Ундан турли қотишмалар тайёрланади, бу қотишмалар авиация ва автомобиль саноатида ишлатилади. Алюминийнинг энг муҳим қотишмаси дуралюминий ($\text{Al} - 95\%$, $\text{Cu} - 4\%$, Mg , Mn , Fe , $\text{Si} - 0,5\%$) дир. Алюминийнинг силумин (Al , Si), магналий (Al , Mg) ва бошқа қотишмалари ҳам бор. Алюминий турли уй-рўзгор буюмлари ва мебеллар тайёрлашда, конфетлар ўраш учун алюминий қоғоз тайёрлашда ишлатилади.

Алюминийнинг электр ўтказувчанлиги миснинг электр ўтказувчанлигининг 60 процентини ташкил этади, аммо, шунга қарамай, ундан турли электр симлар ва кабеллар тайёрлаш мумкин. Алюминийнинг электр ўтказувчанлигини мисникига бараварлаш учун сим бир оз йўғонроқ қилинади, шунда ҳам мис симлардан икки марта энгил бўлади.

Темир буюмларни коррозияга ва ўтга чидамли қилиш учун уларнинг сирти алюминий билан қопланади. Бу ҳодиса алитлаш деб аталади.

Алюминий кукуни металлургияда — алюминотермияда ва портловчи моддалар тайёрлашда, медицинада эса силикоз касаллигига қарши дори сифатида ишлатилади. Алюминий ўз бирикмаларида учвалентлидир.

Алюминий оксид Al_2O_3 . Алюминий оксид табиатда кристалл ҳолида учрайди ва корунд деб аталади. Бу минералда турли қўшимчалар бўлгани учун унинг ранг тиниқ бўлмайди. Қум аралашган майда корунд жилвир дейилади. Озгина хром қўшимчаси бўлган ти-

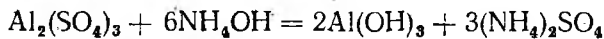


86- расм.

ниқ корунд кристаллари *ёқут*, озгина темир ва титан қўшимчалари бўлган тиниқ корунд кристаллари *сапфир* деб аталадиган ниҳоятда гўзал қимматбаҳо тошлардир*. Ҳозир улар сунъий усулда ҳам олина бошланди.

Тоза Al_2O_3 алюминийни ёндириш йўли билан ва алюминий тузларини ёки алюминий гидроксидни қиздириш йўли билан олинади. Бунда Al_2O_3 оқ аморф кукун ҳолида ҳосил бўлади. Al_2O_3 сувда эримайди, кучли қиздирилса, кристалл ҳолига ўтади: $t_c = -3,96^\circ$, $t_{кал} = 2050^\circ$. Алюминий оксид кислоталарда ҳам эримайди ва ниҳоятда қаттиқ бўлади. Al_2O_3 алюминий ва кислороддан олинганда кўп иссиқлик чиқади. Al_2O_3 нинг ҳосил бўлиш иссиқлиги 1909 кЖ дир. Алюминий гидроксиддан, яъни бокситдан олинган. Al_2O_3 алюминий ишлаб чиқаришда, корунд, жилвир ва қайроқ тошлар тайёрлашда ишлатилади. Майдаланган корунд ҳам жилвир қоғозлар тайёрлашга кетади. Корунддан ўтга чидамли материал сифатида фойдаланилади.

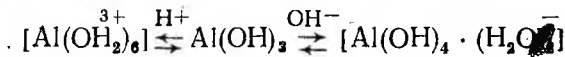
Алюминий гидроксид $Al(OH)_3$. Алюминий гидроксид табиатда диаспор $HAIO_2$, гидрагилит $Al(OH)_3$, бемит $AlO(OH)$ минераллари ҳолида учрайди ва уларнинг ҳаммаси боксит деб аталади. Лабораторияда алюминий тузларига аммиак таъсир эттирилса $Al(OH)_3$ ивиқ аморф чўкма ҳолида ҳосил бўлади:



$Al(OH)_3$ қиздириб чўктирилганда ёки эскирганда унинг таркиби тахминан $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ бўлиб қолади. Бу модданинг майда кристаллардан тузилганлиги рентген усулида исботланган.

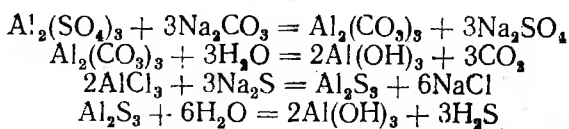
$Al(OH)_3$ амфотер гидроксиддир. Шунинг учун алюминий тузларига ишқор таъсир эттириш йўли билан $Al(OH)_3$ олишда ишқор ортиқроқ қўйилса $Al(OH)_3$ чўкмайди — у ортиқча ишқорда эриб кетади. Демак, $Al(OH)_3$ кислоталарда эриганда алюминий тузлари, ишқорларда эриганда эса алюминат кислота тузлари — алюминатлар ҳосил бўлади.

Янги чўктирилган алюминий гидроксид амфотер бирикмадир. У кислоталар билан реакцияга киришганда гидратланган катион $[Al(H_2O)_6]^{3+}$, ишқорлар билан реакцияга киришганда эса гидрокомплекс анион $[Al(OH)_4(H_2O)_2]^-$ ҳолида бўлади:



Al^{3+} иони рангсиз иондир. Алюминийнинг кўпгина тузлари сувда эрийди ва қарийб ҳаммаси гидролизланади. Al^{3+} тузларининг эритмасига S^{2-} ва CO_3^{2-} таъсир эттириб, Al_2S_3 ва $Al_2(CO_3)_3$ тузларини олиб бўлмайди, чунки улар гидролизланиб кетади:

* Бизда ёқут ва сапфир Жанубий Уралда учрайди: чет мамлакатлардан эса, Цейлон, Бирма ва Ҳиндистонда бўлади. Афғонистоннинг Бадахшон ёқути қадимдан машҳур бўлган. Ёқут ва сапфир ниҳоятда қаттиқ тошлардир, шунинг учун ёқут соатсозликда, сапфир эса овоз ёзишда ишлатилади.



Алюминатларда Al_2O_3 кислотали оксиддир. Ишқорий металлларнинг алюминатлари сувда яхши эрийди ва гидролизланади. Бошқа металлларнинг алюминатлари батамом гидролизланади, шунинг учун метал оксидларига Al_2O_3 қўшиб қиздириш йўли билан металл алюминатлар олиш мумкин. Zn , Fe ва Mg алюминатлари — $\text{Zn}(\text{AlO}_2)_2$, $\text{Fe}(\text{AlO}_2)_2$ ва $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ табиатда учрайди ва *шпинеллар* деб аталади*.

Алюминий хлорид, алюминий сульфат ва алюминий нитратлар ҳақида хлор, олтингургурт ва азот бобларида айтилди.

208-§. Галлий группаси. III группанинг бош группасида бор ва алюминийдан сўнг галлий группаси туради. Бу группага галлий Ga, индий In ва таллий Tl элементлари киради. Улар тарқоқ ҳолда, оз миқдорларда турли минералларга қўшилган ҳолда учрайди. Бу элементлар спектрал анализ ёрдами билан топилган. Улар баъзи хоссалари жиҳатидан алюминийга, баъзи хоссалари жиҳатидан симобга ўхшаса-да, ўзига хос айрим хусусиятлари бўлганидан, мустақил бир группани ташкил этади; бу группа галлий группаси деб аталади.

Бу группачадаги элементларнинг сиртқи қаватларида, алюминийники каби, 3 тадан электрон бор, ammo бирикмаларида улар бир, икки ва уч валентли бўлади. Галлий ва индийнинг уч валентли бирикмалари, таллийнинг эса бир валентли бирикмалари муҳимроқдир.

Элементлар	С.ог.	t_c	$t_{қай}$	Валентлиги	Изотоплари
Галлий Ga	5, 9	29, 8	2070	II, III	^{69}Ga —60,4% ^{71}Ga —39,6%
Индий In	7, 3	156, 2	2000	I, II, III	^{113}In —4,23% ^{115}In —95,77%
Таллий Tl	11, 9	303	1460	I, III	^{203}Tl —29,46% ^{205}Tl —70,54%

209-§. Галлий (Gallium) Ga. Галлий Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. Табиатда рух сульфид ва бокситларга қўшилган ҳолда учрайди. Тошкўмирнинг баъзи навларида галлий бўлади. Галлийнинг мавжудлигини 1871 йилда Д. И. Менделеев айтган ва ҳамма хоссаларини даврий қонун асосида жуда аниқ кўрсатиб ўтган эди. Галлийни 1875 йилда француз олими Лекок де Буабодран ZnS ни спектрал анализ қилиб топди ва Франциянинг қадимги номи шарофига галлий деб атади, 2 та табиий ва 14 сунъий изотопи бор.

Галлий бирикмаларини электролиз қилиш ёки оксидидан водород орқали қайтариш йўли билан соф галлий олинади.

* Шпинелларнинг рентген анализига асосланиб, уларнинг таркиби $\text{Al}_2[\text{MgO}_4]$, $\text{Al}_2[\text{ZnO}_4]$ дейиш мумкин деган фикрлар бор.

Галлий кумундай оқ металлдир. У қуруқ ҳавода барқарор бўлади. Аммо хлор ва бром билан осон бирикади, кислород, олтингургурт ва йод билан эса қиздирилганда бирикади. Галлий кислоталарда ҳам, ишқорларда ҳам эрийди. Сувга чидамли бўлади. Галлий осон суюқланади ($t_c = 30^\circ$) ва эҳтиётлик билан сақланса, суюқ ҳолатда узоқ вақт туради. Қайнаш температураси юқори бўлгани учун ($t_{\text{қай}} = 2070^\circ$) у юқори температуралар ўлчанадиган кварц термометрларини тўлдиришда ишлатилди. Суюқ галлий шишани ҳўллайди; шу ҳосасидан фойдаланиб, ундан кўзгулар тайёрланади. У ярим ўтказгичдир.

Галлий оксиди Ga_2O_3 сувда эрмайдиган оқ моддадир. Галлий тузларига ишқорлар таъсиридан $Ga(OH)_3$ ҳосил бўлади. Галлий гидроксид амфотер гидроксиддир, яъни у кислоталарда ҳам ишқорларда ҳам эрийди. Ga^{3+} иони рангсиз бўлади, унинг хлорид, сульфат ва нитратлари сувда эрийди. Галлий бирикмалари симоб ва мишьякдан ҳам заҳарлироқдир.

210- §. Индий (Indium) Jn. Индий Ер пўстлоғининг $2 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади. Индий биринчи марта 1863 йилда олинган; унинг спектрида индиго (нил) рангига ўхшаш кўк чизиқ бўлгани учун индий деб аталган. Индий бирикмалари металл сульфидларда кўшимча ҳолда учрайди ва шу металлларни ажратиб олишда қолган чиқиндилардан йиғилади. 2 та табиий ва 35 та сунъий изотопи бор.

Индий ҳам ўз бирикмаларини электролиз қилиш ёки оксидларидан водород ёрдамида қайтариш йўли билан олинади.

Индий ялтироқ ва жуда юмшоқ оқ металл бўлиб, қуруқ ҳавода барқарордир; сувда эрмайди, кислота ва ишқорларда эрийди. Хлор ва бром билан осон бирикади, кислород, олтингургурт ва йод билан эса қиздирилганда бирикади.

Баъзи қотишмаларга оз миқдорда индий қўшиб, уларнинг мустаҳкамлиги оширилади. Масалан, индий қўшилган мис денгиз сувлари таъсирига чидамли бўлади. Тишларни пломбалаш учун ишлатиладиган қотишмаларни мустаҳкамлаш учун уларга индий қўшилади. Кумушга индий қўшилса, кумуш хираланмайдиган бўлади.

Индий ўз бирикмаларида бир, икки ва уч валентли бўлади. У энг муҳим бирикмаларида уч валентлидир, шунинг учун индийнинг асосий валентлиги уч деб ҳисобланади. Аввал индий икки валентли деб юритилар эди, лекин Д. И. Менделеев унинг уч валентли эканини кўрсатди ва уни III гурппага қўйди. Кейин, рентген спектрини ва турли хоссаларини текшириш натижасида унинг уч валентли эканлиги узил-кесил исботланди.

Индий оксид Jn_2O_3 кислоталарда эрийдиган оч сариқ моддадир. Индий тузларига ишқорлар таъсир эттирилса, индий гидроксид $Jn(OH)_3$ оқ ивиқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. Бу гидроксид амфотер гидроксиддир, яъни у кислоталарда ҳам, ишқорларда ҳам эрийди.

Jn^{3+} иони рангсиз бўлади, унинг сульфат, хлорид ва нитратлари сувда эрийди.

211- §. Таллий (Tallium) Tl. Таллий Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади. Таллий 1861 йилда спектрал анализ ёрдамида топилган ва спектрида яшил чизиқ бўлгани ҳамда бирикмалари алангани яшил тусга киритгани учун таллий деб аталган. «Таллий» сўзи грекча бўлиб, кўк новда демакдир. Таллий ўз хоссалари жиҳатидан оғир металлларга ҳам, ишқорий металлларга ҳам ўхшайди. Шунинг учун у табиатда оғир металлларнинг сульфидлари билан ҳам, ишқорий металлларнинг минераллари, масалан, калий ва литий слюдалари билан ҳам учрайди. Унинг 27 та изотопи маълум.

ZnS дан рух, FeS₂ дан эса сульфат кислота олишда бу минералларга аралашган таллий бирикмалари ҳам чиқади. Таллий электролиз қилиш йўли билан олинади.

Таллий оқ тусли, наҳоятда юмшоқ металл. У ҳавода оксидланиб, оксид қавати билан қоплангани учун тез хираланади. Унинг солиштирма оғирлиги 11,9 га тенг; $t_c = 303^\circ$, $t_{кал} = 1460^\circ$. Таллий кислоталарда эрийди. У қиздирилганда олтингургурт билан бирикади, галогенлар билан одатдаги температурадаёқ бирикади.

Таллий ўз бирикмаларида бир ва уч валентлидир, бир валентли бирикмаларининг барқарорлиги жиҳатидан таллий индийдан фарқ қилади. Tl₂O қора, TlOH эса сариқ тусли модда. TlOH ишқорий металл гидроксидларига ўхшаш, сувда яхши эрийди; у кучли ишқорий муҳитга эга. Унинг кучсиз кислоталар билан ҳосил қилган тузлари ҳам сувда гидролизланиб, ишқорий реакция беради. Таллий бу жиҳатдан ишқорий металлларга ўхшайди, лекин оксид, сульфид ва хроматларининг рангли бўлиши ҳамда галогенидларининг оз эрувчанлиги жиҳатидан кумушга ўхшаб кетади.

Tl⁺ нинг карбонат, сульфат ва нитратлари сувда эрийди.

Tl⁺ нинг оксидланишидан Tl³⁺ олинади. Tl₂O₃ тўқ жигар ранг тусли аморф кукун ҳолида, шунингдек, қора тусли ясси кристаллар ҳолида бўлади ва сувда эрмайди.

Уч валентли таллий тузларига NH₄OH таъсир эттирилса, қизғиш жигар ранг Tl(OH)₃ ҳосил бўлади. Бу моддада асос хоссалари бўлиб, ишқорларда эрмай, фақат кислоталарда эрийди, бу жиҳатдан амфотер Ga(OH)₃ ва Jn(OH)₃ лардан фарқ қилади. Таллий бирикмалари наҳоятда заҳарли, шунинг учун улар медицинада дори сифатида ишлатилади. Таллий сульфат сичқон ва каламушларга қарши ишлатилади. Таллий бирикмаларидан фотографияда ҳам фойдаланилади.

212- §. Скандий группчаси. III группанинг ёнаки группчасида турган элементлар — скандий Sc, итрий Y, лантан La ва актиний Ac скандий группчасини ташкил этади.

Sc 1879 йилда Скандинавияда олинган. Аммо шундан 8 йил илгари, яъни 1871 йилда Д. И. Менделеев даврий қонун асосида бу элементнинг мавжудлигини ва унинг хоссаларини олдиндан айтиб берган ҳамда уни экабор (борга ўхшаш) деб атаган эди.

Итрий 1794 йилда Швецияда, лантан 1839 йилда, актиний эса 1899 йилда топилган. Булар сийрак элементлар бўлиб, бир неча хил минераллар билан бирга учрайди. Ac эса U (уран) рудаларида аралаш ҳолда бўлади.

Бу элементларнинг сиртқи қаватида 2 тадан, сиртдан иккинчи қаватида эса 9 тадан электрон бор. Улар уч валентли элементлардир.

Элементлар	С.ор	t_c	қай	Валентлиги
Скандий Sc	4,26	50°	2400°	III
Иттрий Y	5,866	1720°	(2500)	III
Лантан La	6,2	826°	1800°	III
Актиний Ac		1700°		III

Бу элементлар орасида энг кўп текширилгани ва бир қадар амалий аҳамиятга эга бўлгани лантандир. Актиний лантанга ўхшайди. Бу элементлар алюминий каби, уч валентли бирикмалар ҳосил қилса ҳам, аммо хоссалари жиҳатидан ишқорий металлларга ўхшайди. Бу элементларнинг оксидлари сувда амалда эрймайди, аммо сувни бириктириб олиб, гидроксид ҳосил қилади. Уларнинг гидроксидларида асос хоссалари бор, аммо $Al(OH)_3$ каби амфотер эмас, яъни ишқорларда эрймайди. Скандий группаси элементларининг оксидлари оқ кукун ҳолида бўлади ва улар гидроксидлари ҳамда карбонатларини қиздириш йўли билан олинади. Бу элементларнинг оксидлари сув билан бирикканда гидроксидлар ҳосил қилади. Тузлари эритмасига ишқор ёки NH_3 таъсир эттириб ҳам оқ ивиқ чўкма ҳолидаги гидроксидлар ҳосил қилиш мумкин. Гидроксидлари сувда оз эрийди. Асос хоссалари лантанга томон ортиб боради, шунинг учун $La(OH)_3$ кучли асос.

$V(OH)_3$ кучсизроқ асос, $Sc(OH)_3$ ундан ҳам кучсиз асосдир, унда бир оз амфотерлик хоссалари бор.

Sc^{3+} , Y^{3+} , La^{3+} ионлари рангсиз бўлади: уларнинг хлорид, йодид, бромид, нитрат ва ацетатлари сувда яхши эрийди; фторид, карбонат ва фосфатлари эса оз эрийди.

Бу элементларнинг ичида энг кўп текширилгани лантандир. Лантан суюқлантирилган $LaCl_3$ ни электролиз қилиш йўли билан олинади. Лантан оқ тусли металл бўлиб, икки изотопдан иборат. Сунъий йўл билан лантаниннг 17 та радиоактив изотопи олинган. Лантан химиявий жиҳатдан актив элемент бўлиб, сувни парчалайди, ҳавода оксидланади, ёндирилганда шиддатли ёнади. Лантан оксиди La_2O_3 -оптик шиша ва сир тайёрлашда фойдаланилади.

А к т и н и й. Актиний радиоактив, ярим емирилиш даври 30 йилга тенг, унинг бир неча изотопи бор. Бу элемент ҳозиргача яхши текширилмаган. Табиатда актиний уран рудасида аралаш ҳолда учрайди.

III группага лантанидлар (лантаноидлар) деб аталувчи 14 та элемент ва актиидлар (актиноидлар) деб аталадиган 14 та элемент ҳам киритилади. Лантанидлар ва актиноидлар ўз хоссалари жиҳатидан скандий группасига яқин элементлардир.

213-§. Лантанидлар (лантаноидлар). Даврий системада тартиб номери 58 дан 71 гача бўлган элементлар хоссалари жиҳатидан

лантанга ўхшаш бўлгани учун лантанидлар деб аталади ва даврий система жадвалининг пастига алоҳида жойлаштирилади.

	Элементлар	Атом массаси	Валент- лиги	Электронларнинг тақсимланиши					
				K s	L sp	M spd	N spdf	O spd	P s
58	Церий Ce	140,12	III IV	2	2,6	2,6,10	2,6,10,1	2,6,1	2
59	Празеодим Pr	140,907	III IV	2	2,6	2,6,10	2,6,10,2	2,6,1	2
60	Неодим Nd	144,24	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,3	2,6,1	2
61	Прометий Pm	[147]*	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,4	2,6,1	2
62	Самарий Sm	150,35	II III	2	2,6	2,6,19	2,6,10,5	2,6,1	2
63	Европий Eu	151,96	II III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,6	2,6,1	2
64	Гадолиний Gd	157,25	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,7	2,6,1	2
65	Тербий Tb	158,924	III IV	2	2,6	2,6,10	2,6,10,8	2,6,1	2
66	Диспросий Dy	162,50	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,9	2,6,1	2
67	Гольмий Ho	164,930	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,10	2,6,1	2
68	Эрбий Er	167,26	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,11	2,6,1	2
69	Тулий Tm	168,934	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,12	2,6,1	2
70	Иттербий Yb	173,04	II III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,13	2,6,1	2
71	Лютеций Lu	174,97	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,1	2

* Ҳозиргача аниқланмаган атом массалар квадрат қавсларда кўрсатилган.

Лантанидларнинг сиртқи қаватида иккитадан, сиртдан иккинчи қаватида эса 9 тадан электрон бўлади.

Демак, лантанидларнинг барчасида сиртдан биринчи ва иккинчи қаватлар бир хилдир.

Бу элементларнинг фарқи фақат сиртдан учинчи қаватдадир, бу қаватдаги электронлар сони 18 дан 32 гача ортиб боради. Сиртдан биринчи ва иккинчи қаватлари бир хил бўлгани учун улар бир-бирига ниҳоятда ўхшайди.

Лантанидлар ўз хоссалари жиҳатидан скандий, иттрий билан лантан орасида туради ва 14 та лантанид билан бу уч элемент (ҳаммаси бўлиб 17 элемент) сийрак-ер элементлари деб юрнтилади.

Лантанидларнинг қарийб ҳаммаси уч валентлидир, фақат церий, празеодим ва тербийгина тўрт валентли ҳам бўла олади; самарий, европий ва иттербий эса икки валентли ҳам бўлиши мумкин.

Лантанидлар табиатда лантанга ва иттрийга аралашган ҳолда ниҳоятда оз миқдорда учрайди. Масалан, люнацит минералида лантан, церий ва кўпгина лантанидлар бор. Лантанидларнинг кўпи ҳозиргача айрим ва тоза ҳолда олинмаган, кўплари спектрал анализ ва баъзилари рентген анализ йўли билан топилган. Хоссалари ўхшаш бўлганидан уларни бир-биридан ажратиш қийин. Церий, празеодим, неодим, европий ва самарий каби бир неча лантанидлар олинган. Уларнинг баъзилари лантанга, баъзилари эса

Электронлар тақсимоти

Тартиб номери	Элементлар	Атом массаси	Валентлиги	Электронлар тақсимоти							Топилган йили
				K	L	M	N	O	P	Q	
				s	sp	spd	spdf	spd	spd	s	
90	Торий Th	232,038	II III IV	2	2,2	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,6,2	2	1828
91	Протактиний Pa	231	III IV V	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,2	2,6,1	2	1917
92	Уран U	238,03	III IV V VI	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,3	2,6,1	2	1789
93	Нептуний Np	237	III IV V VI VII	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,4	2,6,1	2	1940
94	Плутоний Pu	242	III IV V VI VII	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,5	2,6,1	2	1940
95	Америций Am	243	II III IV V	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,6	2,6,1	2	1944
96	Кюрий Cm	247	III IV	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,7	2,6,1	2	1944
97	Берклий Bk	247	III IV	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,8	2,6,1	2	1948
98	Калифорний Cf	249	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,16	2,6,1	2	1950
99	Эйнштейний Es	254	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,10	2,6,1	2	1954
100	Фермий Fm	253	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,11	2,6,1	2	1954
101	Менделеевий Md	256	II III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,12	2,6,1	2	1955
102	Нобелий No	256	II III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,13	2,6,1	2	1957
103	Лоуренсий Lr	257	III	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10,14	2,6,1	2	1957

итрийга кўпроқ ўхшайди. Уларда, скандий группасидаги элементлардаги каби, асос хоссалари бор. Лантанидларнинг кўпчилиги одатдаги температурада, баъзилари эса қиздирилганда сувни парчалайди ва кислоталарда эрийди. Лантанидларнинг оксидлари ўтга чидамли бўлади ва сувда эримайди, уларда асос хоссалари бор, гидроксидлари сувда оз эрийди, ишқорларда эримайди, лекин кислоталарда эрийди. Бу элементлардан баъзиларининг оксидлари ва ионлари рангли бўлади; масалан, неодим оксиди ҳаво ранг тусда, Eu, Tb, Er оксидлари пушти, Tm, Yb оксидлари яшил, Sm, Ho, Dy оксидлари сариқ тусда, Ge, Gd, Vd оксидлари эса рангсиздир. Уларнинг тузлари гидролизланмайди, хлорид, сульфат, нитрат, фторид, фосфат, карбонат ва оксалатлари сувда эрийди.

Лантанидлар орасида ҳозирча кўпроқ амалий аҳамиятга эга бўлгани церийдир. Газ лампаларининг тўрларида 98% торий оксиди ва 2% церий оксиди бўлади, улар тўрларнинг равшан шуълаланишига ёрдам беради. Фотографияда ишлатиладиган магний кукунига озгина церий нитрат қўшилади. Церий шиша ва чинниларни бўйаш учун ишлатилади. Таркибида церий бўлган темир, алюминий ва магний қотишмаларидан чақмоқ тошлар тайёрланади.

214-§. Актинидлар (актиноидлар). Даврий системада актинийдан кейин турган элементлар ўз хоссалари жиҳатидан актинийга ўхшагани учун актинидлар деб аталади; улар даврий система жадвалининг пастига лантанидлардан кейин қўйилади. Актинидлар ҳам, лантанидлар каби, бир оиладан иборат бўлиб, бу оилга тартиб номери 90 дан 103 гача бўлган элементлар киради. Даврий системада IV давр элементларида 18 электронли битта қават, V давр элементларида 18 электронли иккита қават бор, VI давр элементларида эса 18 электронли битта қават тузила бошлаб, 32 электронгача ортиб боради, лантанидларда церийдан бошлаб шундай тузилиш пайдо бўлади. Худди шунга ўхшаш актинийдан кейинги элементлардан бошлаб, тартиб номери 103 бўлган элементга қадар 18 электронли яна битта қават 32 га етгунча ортиб боради. Актинидларнинг баъзи хоссалари лантанидларнинг хоссаларига ўхшайди. Бу эса юқорида айтилганларнинг тўғрилигини исботлайди. 104- номерли элемент курчатовий Ku бу қаторга кирмайди. Актинидлардан торий Th 1928 йилда, протактиний Pa 1918 йилда, уран U эса 1789 йилда топилган. Бошқалари сунъий йўл билан олинган. Бёрклий ва ундан кейинги элементлар бирикмаларида ҳозиргача ажратиб олинган эмас.

Торий Ер пуслўгининг $1 \cdot 10^{-3}$ процентини, уран эса $2 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади. Ураннынг энг муҳим рудалари уранит U_3O_8 яъни $UO_2 \cdot 2UO_3$ ва карнотит $K_2O \cdot 2UO_3 \cdot V_2O_5 \cdot 3H_2O$ дир. Торийнинг муҳим минераллари торинанит ThO_2 билан торит $ThSiO_4$ дир. Уран рудаларида торий, оз миқдорда протактиний ва ниҳоятда оз миқдорда нептуний ва плутоний бўлади*.

* Денгиз сувида 4 млрд. т уран берлиги мўлжалланган ва уни олиш ҳақида фикр юритилмоқда.

Булар орасида энг яхши текширилгани уран ва торий эди. Аммо уларнинг кўпчилиги атом энергиясидан фойдаланиш нуқтаи назаридан катта аҳамиятга эга ва ҳозир ниҳоятда кўп текширилмоқда. Даврий системанинг барча элементлари орасида ҳозир энг кўп текширилгани плутоний дейиш мумкин.

Бу элементларнинг ҳаммаси оғир металллар, ядролари беқарор бўлганидан радиоактивдир. Уларнинг бир неча изотопи ҳам бор.

Торий тузларини электролиз қилиб торий олинади. У сув таъсирига чидамли, кул ранг товланадиган оқ металлдир. Торий кислоталарда эрийди, ишқорларда эса эримади, кислород, олтингургурт, углерод, азот ва галогенлар билан қиздирилганда бирикади. Торий ўз бирикмаларида 2, 3 ва 4 валентли, энг барқарор бирикмаси 4 валентли бирикмасидир. ThO_2 сувда эримади. $\text{Th}(\text{OH})_4$ ҳам сувда эримади, унда асос хоссалари борлигидан кислоталарда эриб, Th^{4+} тузларини ҳосил қилади. Th^{4+} рангсиз бўлади, тузларининг эритмалари эса гидролизланади. Торийнинг нитрат ва сульфатлари сувда яхши эрийди, фосфат ва оксалатлари эса оз эрийди. Торийнинг сульфат ва нитратлари кўпгина комплекс бирикмалар ҳосил қилади, бу комплекс бирикмалар яхши текширилган. Торийнинг радиоактивлигини 1898 йилда Мария Кюри топган.

Торий илгари газ лампаларининг турларини тайёрлаш учун ишлатилар эди. Ҳозир эса торийдан атом энергияси ишлаб чиқаришда фойдаланилмоқда.

Уран тузларини электролиз қилиб уран олинади. У ҳаво ранг товланадиган оқ металлдир; солиштирма оғирлиги 18,3 га тенг; $t_c = 1138^\circ$; сувга таъсир этади. Уран кислоталарда эриб, тузлар ҳосил қилади, ишқорларда эса эримади; кислород, олтингургурт, углерод, азот ва галогенлар билан қиздирилганда бирикади. Уран ўз бирикмаларида 2, 3, 4, 5 ва 6 валентли бўлиб, энг барқарор бирикмалари 6 валентли бирикмаларидир. UO_2 жигар ранг тусли, UO_3 эса қизғиш-сарик тусли модда. Уран табиатда, кўпинча, шу иккала оксидининг бирикмаси $\text{UO}_2 \cdot 2\text{UO}_3 = \text{U}_3\text{O}_8$ ҳолида учрайди ва уран уранати $\text{U}(\text{UO}_4)_2$ деб аталади. U_3O_8 иситилганда сувда эриб, уранат кислота H_2UO_4 ҳосил қилади; уранат кислота амфотер хоссаларга эга, лекин унинг асос хоссалари ортиқроқ бўлгани учун ишқорлар таъсиридан деярли эримади, кислоталарда эриб, уранил UO_2^{2+} тузларини ҳосил қилади. Шунинг учун H_2UO_4 кўпинча $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ шаклида ёзилади. Уранил тузларининг кўпчилиги сувда эрийди. Уранил тузлари эритмасига ишқорлар таъсир эттирилса, уранатлар ва диуранатлар ҳосил бўлади. Уранатлар, одатда, M_2UO_4 ҳолида эмас, балки диуранат $\text{M}_2\text{U}_2\text{O}_7$ ҳолида бўлади. Улар сувда эримади. Ураниннг ҳамма бирикмалари заҳарлидир. Уларнинг кўп тузлари комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Унинг 15 та изотопи маълум, ҳаммаси радиоактив.

Ураниннг радиоактивлиги аниқланиши билан радиоактивлик процесси ва радиоактив элементлар топила бошланди. Ураниннг ярим емирилиш даври 45 0000000 йилга тенг. Табиий уран уч изотопдан иборат: ^{238}U 99,27%, ^{235}U 0,72% ва ^{234}U .

Уранатлар сабза ранг тусли бўлганидан шиша ва чинни бўёғи сифатида, шунингдек, сарғиш-жигар ранг фотосуратлар олишда ишлатилар эди, ҳозир эса урандан, асосан, атом энергияси ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

Нептуний Np . Нептуний даврий системада урандан кейинги биринчи элементдир. Унга Нептун планетасининг номи берилган. Нептуний табиатда оз миқдорда уранга аралаш ҳолда ($^{238}U : ^{237}Np = 1,8 : 10^{-12}$) учрайди. Нептунийнинг изотоплари кўп, улардан бири, масалан, масса сони 239 бўлган ^{239}U нинг β -емирилишидан ҳосил бўлади. ^{238}U ни дейтронлар билан бомбардимон қилиб ҳам нептуний изотоплари ҳосил қилиш мумкин.

Нептуний ҳавода секин оксидланидиган, кумушдай оқ металлдир; унинг солиштирма оғирлиги 19,5 га тенг; $t_c = 640^\circ$.

Нептуний хийла кучли электромусбат металл бўлиб, алюминий ёнида туради, лекин ундан бир оз пассив.

Нептуний ўз бирикмаларида 3, 4, 5, 6 ва 7 валентли бўлади, ammo энг барқарор бирикмаларида 4 ва 6 валентлидир. Нептуний бошқаларига қараганда уранга энг кўп ўхшайдигани, лекин 4 валентли нептуний бирикмалари 4 валентли уран бирикмаларидан, 6 валентли нептуний бирикмалари эса 6 валентли плутоний бирикмаларидан барқарорроқдир. Нептунийнинг шу хоссасидан фойдаланиб, уни урай ва плутонийдан ажратиш мумкин.

Нептуний оксид NpO_2 жигар ранг кристаллардан иборат модда. Нептунийнинг Np_2O_8 ; яъни $NpO_2 \cdot 2NpO_3$ каби оксиди ҳам бор.

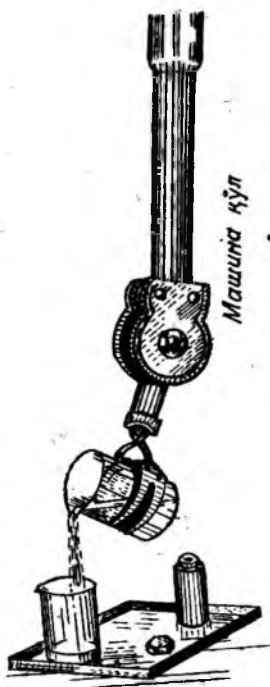
Np^{+4} нинг тузлари эритмасига NH_3 таъсир эттириб, нептуний гидроксид $Np(OH)_4$ олиш мумкин, бунда у яшил ивиқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. Бу амфотер гидроксиддир, унинг асос хоссалари ортиқроқ бўлгани учун кислоталарда яхши эриб, тузлар ҳосил қилади.

6 валентли нептуний бирикмаларида NpO_2^{2+} нептуний ионлари бўлади.

4 валентли нептуний бирикмалари сабза ранг, 3 валентли нептуний бирикмалари пушти, 5 валентли нептуний бирикмалари эса ҳаво ранг тусли бўлади.

Np^{5+} ўз-ўзини оксидлаши ва қайтариши мумкин, бунда 4 валентли ва олти валентли нептуний бирикмалари ҳосил бўлади.

Плутоний Pu . Плутоний даврий системада нептунийдан кейинда турди. Унга Плутон планетасининг номи берилган. У яқинда топилган бўлса-да атом энергияси олишда муҳим элемент.



87- расм. Машина қўл.

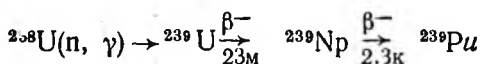
Бўлганидан, ҳозир уни барча элементлар орасида энг яхши текширилган элемент дейиш мумкин. Қуйидаги жадвалда плутонийнинг изотоплари кўрсатилган:

Изотопи	Емирилиши	Ярим емирилиши даври	Изотоп	Емирилиши	Ярим емирилиши давр
^{232}Pu	E, α	36 минут	^{240}Pu	α	6580 йил
^{234}Pu	E, α	9 соат	^{241}Pu	β, α	13 йил
^{235}Pu	E, α	26 минут	^{242}Pu	α	333 минг йил
^{236}Pu		2,85 йил	^{243}Pu	β	5 соат
^{237}Pu		40 кун	^{244}Pu	α	$7,6 \cdot 10^7$ йил
^{238}Pu	E	86,4 йил	^{245}Pu	β	10 соат
^{239}Pu	α	24400 йил	^{246}Pu	β	11 кун

Буларнинг орасида энг барқарори ^{239}Pu дир. ^{239}Pu ғоят оз миқдорда уран рудаларига аралаш ҳолда (руда $^{239}\text{Pu} = 4; 10^{-14}$) учрайди. Космик нурлар билан келган нейтронлар ва ураннынг емирилишидан чиққан нейтронлар табиий ^{239}Pu га ютилади, бунинг натижасида табиатда плутоний ҳосил бўлиб туради.

Биринчи ядро реактори Чикагода 1942 йили ишга туширилган ва унда плутоний синтез қилина бошланган. Аммо у вақтда граммнинг миллиондан бир улуши миқдоридagi плутоний билан иш олиб борилиб, унинг хоссалари ультрамикрочимиявий усулда анча мукамал текширилган эди. Ҳозир бир неча килограмм миқдорда плутоний олинмоқда.

Плутоний кўкимтир товладиган оқ металлдир, унинг солиштирма оғирлиги 16,4 — 19,8 га тенг; $t_c = 640'$. Плутоний қиздирилганда кенгаймай, балки тораяди. Ҳозирча унинг энг муҳим изотопи $\alpha - ^{239}\text{Pu}$ дир. Ядро реакторларида олинadиган асосий модда ана шу. ^{238}U суст нейтронларни тутади, сўнгра 2β -емирилишда ^{239}Pu ҳосил бўлади:



Плутоний ўз бирикмаларида 3, 4, 5, 6 ва 7 валентли бўлади. Энг барқарор бирикмалари 4 валентли плутоний бирикмалари бўлиб, 7 валентли бирикмалари беқарордир; яқинда $\text{Ba}_3(\text{PuO}_5)_2 \cdot n$ олинган.

PuO_2 — сарғиш-жигар ранг кристалллардан иборат модда, PuO ва Pu_2O_3 ҳам бор. Булардан энг муҳим ва барқарори PuO_2 дир. Pu^{4+} нинг тузлари эритмаларига мўл NH_3 қўшилганда оч яшил тусли ивиқ чўкма $\text{Pu}(\text{OH})_4$ ҳосил бўлади. $\text{Pu}(\text{OH})_4$ амфотер модда бўлиб, асос хоссалари бир оз ортиқроқ.

6 валентли плутоний бирикмаларида PuO_2^{2+} плутонил иони бўлади. Плутонил тузларининг кўпчилиги сувда эрийди, аммо Pu^{4+} иони Pu^{3+} га айланади. Pu^{4+} ҳаво ранг, Pu^{4+} эса пушти туслидир; 5 валентли плутоний рангсиз, 6 валентли плутоний эса қизғиш-сарик бирикмалар ҳосил қилади. 1944 йилда америций (№ 95) ва кюриий (№ 96), 1949

йилда берклий (№ 97), 1950 йилда калифорний (№ 98), 1954 йилда эйнштейний (№ 99) ва фермий (№ 100), 1955 йилда менделеевий (101), 1957 йилда эса нобелий (102), кейин 1961 йили лоуренсий (103), 1967 йили Дубна олимлари томонидан курчатовий (104) синтез қилинди. Ҳозир нильсборий (№ 105) ва 106-номерли элементлар маълум.

Демак, ҳозирча 14 та трансурани элемент маълум.

Актинидлар № 103 лоуренсий билан тамом бўлади, № 104 курчатовий IV группа элементи бўлиб, актинидларга кирмайди. Аввал олимлар элементларнинг атом оғирликлари ортган сари барқарорлиги камайиб боради, шунинг учун янги трансурани элементларини синтез қилиб бўлмас, деб ўйлар эдилар. Эндиликда эса 32 электронли қаватдан 50 электронли қаватга қадар қурилиб бориши эҳтимоллиги аниқландики, бу нарса яна хийлагина янги элементларни синтез қилиш мумкин бўлар, деган гипотезаларни туғдирмоқда.

Радиоактив элементлар ультрамикрочимиявий усул билан текширилади.

Ультрамикрочимиявий усулнинг одатдаги усулдан фарқи йўқ, яъни уларнинг принципи бир хил, лекин текшириладиган моддалар концентрацияси ниҳоятда оз, шунинг учун иш қўлами кичик, иш техникаси ва асбоблар бошқача. Баъзи ишлар плексигласдан ясалган шкафлар ичида қўлқоплар билан, баъзи ишлар эса машинақўллар ёрдамида бажарилади. Бу методда граммнинг миллиондан ва юз миллиондан бир улушлари билан иш олиб борилади, эритмаларининг ҳажми 10^{-3} — 10^{-6} мл бўлади; бундай кичик миқдорлар учун ультрамикротарозилар, диаметри 0,1—1 мм бўлган капилляр найчалардан ясалган стакан ва пробиркалар ҳамда микроскоп ишлатилади.

Лантанидлар ва актинидларнинг ўзаро ўхшашликлари валентликларига асосланган эди, лекин сўнгги илмий тадқиқотлар баъзи актинидларнинг валентликлари учдан катталигини, баъзиларининг валентликлари эса учдан кичиклигини кўрсатди. Масалан, Cm ва Bk нинг тўрт валентли, Md ва No нинг икки валентли бўла олиши, Np ва Pu нинг етти валентли бўлишини кўрсатиш мумкин. Эҳтимол Pu саккиз валентли бирикма ҳосил қилиши мумкин, деган фикрлар ҳам бор. Бу албатта, даврий қонунга боғлиқ ва шу қонун билан исбот этилажак.

ЙИГИРМА ТҮРТИНЧИ БОБ
ДАВРИЙ СИСТЕМА IV ГРУППАСИНИНГ БОШ
ГРУППАЧА МЕТАЛЛАРИ ВА ҚЎШИМЧА ГРУППАЧАСИ

215-§. Германий группачаси.

Даврлар	Категорлар	Элементлар	Тартиб номера	Атом массаси	Электронларнинг тақсимланиши				
					K s	L sp	M spd	N spdf	O sp
4	V	Германий Ge	32	72,59	2	2,6	2,6,10	2,2	
5	VII	Қалай Sn	50	118,65	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,2
6	IX	Қўрғошин Pb	82	207,19	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10

IV группанинг бош группача элементларидан углерод билан кремний металлмас, қалай билан қўрғошин эса металллардир. Бу икки металл ва икки металлмас орасида турган германий соф металл ҳисобланса-да, у амфотер хоссаларига эга, унинг асос хоссалари билан кислота хоссалари тенг дейиш мумкин.

Бош группача элементларининг сиртқи қаватларида 4 та дан электрон бор. Бу элементлар ўз бирикмаларида икки ва тўрт валентли бўлади. Углерод билан кремнийнинг энг кўп ва энг барқарор бирикмалари тўрт валентли бирикмаларидир. Аммо Ge, Sn ва Pb ларда икки валентли бирикмаларининг барқарорлиги Pb га томон ортиб боради.

Германий бирикмаларида кислоталик хоссалар ҳам, асос хоссалар ҳам намоён бўлади, аммо икки валентли бирикмаларининг кислота хоссалари ниҳоятда кучсиздир.

Икки валентли ва тўрт валентли қалай бирикмаларининг барқарорлиги тахминан бир хил. Тўрт валентли қалай бирикмаларида кислота хоссалари устун, икки валентли қалай бирикмаларида амфотерлик хоссалар бор.

Икки валентли қўрғошин бирикмалари кўпроқ учрайди ва улар барқарордир. Тўрт валентли қўрғошин бирикмаларида кучсиз кислота хоссалари, икки валентли қўрғошин бирикмаларида эса асос хоссалари бор.

Элемент номи	C. ср.	t_c	$t_{қай}$
Германий Ge ...	5,5	959°	2700°
Қалай Sn ...	7,3	232°	2370°
Қўрғошин Pb ...	11,3	327°	1740°

Демак, германийдан қўрғошинга ўтган сари, яъни бу элементлар атомининг радиуси катталашган сари металлмас хоссалари камайиб, металл хоссалари ортиб боради. Бу қонуниятни уларнинг фақат химиявий хоссаларида эмас, балки физик хоссаларида ҳам аниқ кўрамиз. Масалан, бу элементларнинг қаттиқлиги ва мўртлиги қўрғошинга томон камайиб боради. Германий бирмунча мўрт, қўрғошин эса яхши яссиланувчан металлдир.

216- §. Германий (Germanium) Ge. Табиатда германий ниҳоятда тарқоқ ҳолда учрайди, у Ер пўстлогининг $2 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. Унинг аргиродит $\text{GeS}_2 \cdot 4\text{Ag}_2\text{S}$ ва германит $6\text{CuS} \cdot \text{GeS}_2$ минераллари бор, лекин улар оз учрайди ва, кўпинча, рудаларда, масалан, турли силикатлар, карбонатлар ва сульфидларда, шунингдек, тошқумирда, аралашган ҳолда учрайди.

1871 йилда Д. И. Менделеев ўзининг даврий қонуни асосида германийни ҳамда унинг физик ва химиявий хоссаларини, ҳатто бир қатор бирикмаларининг хоссаларини ҳам ниҳоятда катта аниқлик билан олдиндан айтиб берди. 1885 йилда немис олими К. Винклер бу элементни топди ва уни амалда текшириб, Д. И. Менделеев айтганлари ҳақиқатан ҳам тўғри эканлигини тасдиқлади. Бу нарса даврий қонун табиатнинг объектив қонуни эканлигини исботлади.

Германийнинг атом оғирликлари 70, 72, 73, 76 бўлган барқарор 5 изотопи бор, ўн учта сунъий изотопи олинган. Германий сувга чидамли, ҳавода одатдаги температурада барқарор, оч кул ранг тусли, ялтироқ ва мўрт металлдир. Германий қиздирилганда кислород, олтингугурт ва галогенлар билан яхши бирикади. У HCl ва суюлтирилган H_2SO_4 да эримади, концентрланган қайноқ H_2SO_4 , HNO_3 ва зар сувида эрийди. Германийга ишқорлар кам таъсир этади. Германийнинг металл ва металлмас хоссалари баравардир.

Германий ўз бирикмаларида 2 ва 4 валентли бўлади, лекин 4 валентли германий бирикмалари барқарордир. Икки валентли германий бирикмалари осон оксидланиб, 4 валентли германий бирикмаларига айланади.

Углеводород ва кремневодородларга ўхшаш, $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$ типигаги германоводородлар ҳам маълум. Германийнинг водород билан ҳосил қилган моногерман GeH_4 , дигерман Ge_2H_6 ва тригерман Ge_3H_8 бирикмалари олинган. Германийнинг магнийли қотишмасига кислоталар таъсир эттирилганда ҳосил бўладиган водородга аралаш ҳолда GeH_4 ҳам чиқади. Германийнинг GeCl_2 , GeBr_2 , GeJ_2 , GeI_4 , GeCl_4 , GeF_4 , GeBr_4 каби бирикмалари бор. Икки валентли германий галогенидлари беқарор CH_3 , CHCl_3 га ўхшаш GeH_3 ва GeHCl_3 ҳам маълум. GeO қора тусли, GeO_2 эса оқ тусли кристалл моддадир. Улар ишқорларда эрийди. GeO кислоталарда ҳам эрийди, GeO_2 эса эримади. Германийни ёки GeS_2 ни кислородда ёндириб, GeO_2 ҳосил қилиш мумкин; бу модда сувда оз эрийди.

GeO га мувофиқ келадиган гидроксид — H_2GeO_3 жигар ранг, GeO_2 га мувофиқ келадиган гидроксид — H_2GeO_4 эса оқ тусли моддадир.

H_2GeO_3 кучсиз кислота, сувда бир оз эрийди, кислоталарда эрмайди. Ишқорлар билан реакцияга киришиб, K_2GeO_3 , Na_2GeO_3 каби германатлар ҳосил қилади. Na_2O ва K_2O га GeO_2 қўшиб қиздириш йўли билан Na_2GeO_2 ва K_2GeO_2 лар олиш мумкин. Булар сувда яхши эрийди ва гидролизланади. Бошқа германатлар сувда эрмайди. H_2GeO_2 га мувофиқ келадиган K_2GeO_2 ва Na_2GeO_2 *германитлар* деб аталади, улар беқарор бўлганидан тез оксидланади ва сувда кучли гидролизланади.

Германий ярим ўтказгич бўлгани учун электротехникада ва радиотехникада ишлатилади, унинг бирикмалари медицинада ҳам ишлатилади.

GeO_2 дан оптик шиша ишлаб чиқаришда фойдаланилади. Шишага SiO_2 нинг бир қисми ўрнига GeO_2 қўшилиб, тиниқ ва нурни кучли сингдирувчи шиша ҳосил қилинади.

217- §. Қалай (Stannum) Sn. Қалай рудаларидан осон қайтарилиши мумкин бўлган учун у кишиларга қалай билан мис қотишмаси — бронза ҳолида қадимдан маълум эди. Бронза бизнинг эрамыздан илгариги уч мингинчи йилларда топилди. Бронза асри шу даврдан бошланди ва икки мингинчи йилда тараққий этди.

Қалай Ер пўстлогининг $8 \cdot 10^{-3}$ процентини ташкил этади. Унинг энг муҳим рудаси кассигерит SnO_2 дир, бу руда қалайтош деб ҳам аталади. У Ўзбекистонда, Сибирда, Забайкальеда, Қирғизистонда учрайди. Малайзия, Ҳиндистон, Индонезияда ва Хитой Халқ Республикасида қалайтошнинг катта конлари бор. Баъзан, олтинга аралаш соф қалай ҳам учрайди. Унинг 10 та табиий ва 24 та сунъий изотопи маълум.

Қалай SnO_2 дан кўмир билан қайтариш орқали олинади.

Қалай ўсимлик ва ҳайвонлар организмда учрайдиган микроэлементдир.

Қалайнинг учта аллотропик шакл ўзгариши бор. Одатдаги қалай кумушдай оқ металл бўлиб, унинг солиштира оғирлиги 7,3 га тенг; $t_c = 232^\circ$, $t_{\text{қай}} = 2270^\circ$. Қалай тетрагонал системада кристалланади. Қалай яхши яссиланади, ундан юпқа қалай қоғозлар тайёрлаш мумкин. Таёқча ҳолидаги қалай эгилса, қирсиллайди, бунинг сабаби шуки, қалай кристаллари синади ва ўзаро ишқаланади. Одатдаги оқ қалай, баъзан β -қалай деб ҳам юритилади.

Оқ қалай 161° гача қиздирилганда тетрагонал шаклдан ромбик шаклга ўтади. Бу қалай мўрт бўлиб, кукунга осон айланади, унинг солиштира оғирлиги 6,6 га тенг.

Оқ қалай 13° дан паст температурада аста-секин кул ранг қалайга айлана бошлайди. Кул ранг қалай, баъзан, α -қалай деб ҳам юритилади, у куб системада кристалланади. Қалайнинг бу аллотропик шакл ўзгариши кул ранг кукун ҳолида бўлиб, 13° дан паст температурада барқарордир. Оқ қалай кул ранг қалайга ўтишда унинг ҳажми кенгаяди, шунинг учун у кукунга айланади. Температура қанча паст бўлса, оқ қалай кул ранг қалайга шунча тез айланади. Шунинг учун узоқ вақт совуқда қолган оқ қалай буюмларнинг айрим нуқталарида кул ранг қалай ҳосил бўла бошлайди. Қаттиқ совуқда узоқ вақт турган қалай буюмларнинг кукунга ай-

ланиб, бузилишини кишилар қалай вабоси деб атайдилар.—48° да бу процесс жуда тез боради.

Кул ранг қалай суюқлантирилиб, оқ қалайга айлантирилади.

Қалай нам, сув ва ҳавода барқарор металлдир. У қиздирилганда ҳавода оксидланиб, SnO_2 га айланади, қиздирилганда галогенлар ва олтингугурт билан бирикади. Қалай суюлтирилган кислоталарда секин эрийди, аммо концентрланган HCl ва HNO_3 да яхши эрийди. Концентрланган H_2SO_4 да қалай озроқ эрийди ва бунда сульфат кислота SO_2 га қадар қайтарилади. Қалай HCl да эриганда SnCl_2 , суюлтирилган HNO_3 да эриганда эса $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ ҳосил бўлади, концентрланган HNO_3 да эриганда $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ҳосил бўлади ва бунда нитрат кислота NO_2 га қадар қайтарилади, яъни бунда Sn қайтарувчи ролини ўйнайди.

Sn ишқорларда эриб, станнат кислота тузлари — станнатларни ҳосил қилади.

Бронзанинг энг яхши навларида 90% мис ва 10% қалай бўлади. Қалай баббитларнинг муҳим таркибий қисмидир. Матбаа қотишмалари Sn , Sb ва Pb дан, кавшар қотишмалар эса Sn , Pb дан тайёрланади. Қалай коррозияга чидамли бўлгани учун ундан турли уй-рўзгор идишлари тайёрланар эди. Ҳозир қалайнинг энг кўп миқдори оқ тунука тайёрлаш учун ишлатилади. Оқ тунука — сиртига қалай югуртирилган темир тахталардир. Қалай темирни коррозиядан яхши сақлайди, аммо оқ тунуканинг бирор жойида қалай қатлами бузилса, темир шиддатли равишда коррозияланади, чунки оқ тунуканинг қалай қавати бузилган жойида темир ва қалайдан иборат гальваник жуфт пайдо бўлади. Бунда темир анод ролини бажаради.

Қалайдан турли консерва банкалари тайёрланади. Металл ҳолидаги қалай зарарсиздир, унинг баъзи бирикмалари заҳарли бўлади. Консервалар эскирганда қалай бирикмалари ҳосил бўлиш эҳтимоли хавфлидир. Мева ва сабзавотдаги турли органик кислоталар ҳам қалайнинг бирикмалар ҳосил қилишига ёрдам беради. Шунинг учун қалай банклар лакланади — уларнинг ичи сариқ тусда бўлиши ана шундандир.

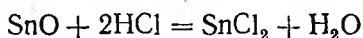
Конфет, шоколад ва чойлар юпқа қалай қоғозга ўралар эди, ҳозир эса қалай қоғоз ўрнига алюминий қоғоз кўпроқ ишлатила бошланди.

Қалай ўз бирикмаларида икки ва тўрт валентли бўлади. Қалайнинг кўп бирикмалари рангсиздир. Қалайнинг ўзи металл, лекин тўрт валентли қалай бирикмалари, кўпинча, кислота хоссаларини намоён қилади, икки валентли қалай бирикмалари эса амфотер дейиш мумкин. Икки валентли қалай мувофиқ шароитда тўрт валентли қалайга қадар оксидланади, шунинг учун уни яхши қайтарувчи дейиш мумкин.

Магний билан қалай қотишмаси — Mg_2Sn га HCl таъсир эттирилганда чиқадиган водородга қалайнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси SnH_4 аралашган бўлади. SnH_4 рангсиз газ бўлиб, ниҳоятда заҳарлидир. SnH_4 — бирмунча барқарор газ, одатдаги температурада бир неча кун сақланади, 150° га қадар иситилганда дарҳол парчаланиб кетади. Қалайнинг бошқа гидридлари, яъни икки атомли, уч атом-

ли гидридлари ҳозиргача ҳосил қилинмаган. Демак, углерод атомларининг ўзаро бирикиш хусусияти зўр, лекин бу хусусият пастга томон камаяди, чунки кремнийде жуда кучсиз, қалайда эса бу хусусият мутлақо йўқ. Қалайнинг кислород билан ҳосил қилган SnO ва SnO_2 бирикмалари бор.

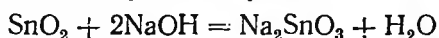
Қалай ҳаво етишмайдиган жойда қиздирилса, қалай (II)-оксид (SnO) ҳосил бўлади. Аммо SnCl_2 эритмасига ишқор қўшиб қиздириш йўли билан ҳам SnO олиш мумкин. SnO — қора тусли амфотер оксид, аммо унинг асослик хоссалари ортиқроқ. Кислоталарда яхши эриб Sn^{2+} тузларини ҳосил қилади:



SnO ишқорларда ҳам эрийди, лекин суст эрийди ва станнит кислота H_2SnO_3 тузларини — станнитларни ҳосил қилади.

SnO читларга гул босишда қайтарувчи сифатида ва ёқут пиша тайёрлашда ишлатилади.

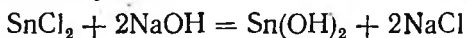
Қалай (IV)-оксид — SnO_2 табиатда касситерит номи билан учрайдиган минерал бўлиб, қалайнинг муҳим рудасидир. Қалай ҳавода қиздирилганда қалай (IV)-оксид ҳосил бўлади. SnO_2 оқ кристалл модда бўлиб, сувда эримайди. У кислота ва ишқорларда ҳам эримайди, дейиш мумкин. Агар ишқорлар билан қиздирилса, станнат кислота H_2SnO_3 тузлари — станнатлар ҳосил бўлади.



SnO_2 дан оқ сир ва эмаллар тайёрланади. Табиий SnO_2 дан эса Sn олинади.

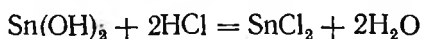
Қалай гидроксидлари $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ва $\text{Sn}(\text{OH})_4$ кўринишда ёзилса-да, уларнинг таркиби ҳақиқатда $m\text{SnO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ва $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ дир.

Икки валентли қалай тузларига ишқорлар таъсиридан оқ чўкма ҳолида $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади:

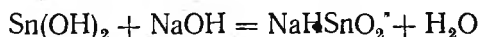


$\text{Sn}(\text{OH})_2$ эҳтиётлик билан қурилса, $2\text{SnO} \cdot \text{H}_2\text{O}$ ҳосил бўлади.

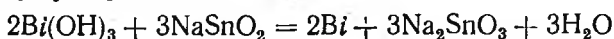
$\text{Sn}(\text{OH})_2$ кислоталарда эриб, Sn^{2+} тузларини ҳосил қилади:



$\text{Sn}(\text{OH})_2$ ишқорларда эриб, станнит кислота H_2SnO_3 тузларини ҳосил қилади:

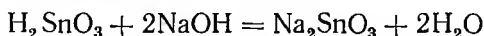


Станнитлар кристаллар ҳолида олинмаган, фақат эритмалардагина маълум бўлиб, осон парчаланади, натижада SnO ҳосил бўлади. $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ва станнитлар эритмасы қайтарувчидир. Улар оксидланиб, станнатларга — H_2SnO_3 тузларига айланади. Масалан:

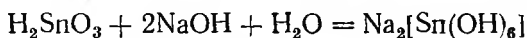


SnCl_4 эритмасига NH_4OH ёки $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ таъсир эттирилса, гел сифатида оқ чўкма ҳолида H_2SnO_3 , тўғрироғи $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ҳосил бўлади. Бу чўкма аморф моддага ўхшайди, чунки рентген анализи ҳеч қандай кристалларни кўрсатмайди. Бу модда α - станнат кислота деб аталади. Агар у иситилса ёки эритма ҳолида узоқ сақланса, сув ажратиб, майда кристалл шаклига ўта бошлайди, бу шакли β - станнат кислота деб аталади.

Қалайга концентранган HNO_3 таъсир эттириб ҳам β - станнат кислота олиш мумкин. α - станнат кислота нормал шароитда кислота ва ишқорларда оз эрийди, лекин қиздирилганда ишқорлар билан реакцияга киришиб, станнатлар ҳосил қилади:

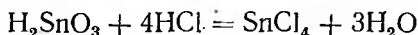


Лекин бунда Na_2SnO_3 сув билан бирикиб, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ га айланади, демак, юқоридаги тенгламани тўғридан-тўғри тубандагича ёзиш мумкин:



Бундай қалай комплекс анион $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ таркибидадир.

α - станнат кислота HCl да яхши эриб, SnCl_4 ҳосил қилади:

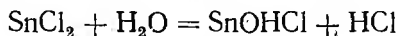


SnCl_4 ортиқча HCl даги хлор ионлари билан дарҳол бирикиб, $[\text{SnCl}_6]^{2-}$ ҳосил қилади. Бу эса водород ионлари билан реакцияга киришиб, $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ ни ҳосил қилади.

$\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ га мувофиқ келадиган кислота $\text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ олинган эмас, аммо Na , K ва Ca станнатлар $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристаллангани учун ва улардаги уч молекула сув анча маҳкам бирикканлиги учун улар $\text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ нинг тузлари — гексагидроксид станнат тарзида тасаввур этилади. Натрий ва калий станнатлар сувда эриб гидролизланади. Улар матоларни бўяшда хуруш сифатида ишлатилади, чунки станнатларнинг гидролизланишидан ҳосил бўлган $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ матога яхши сингади, бу эса бўёқни яхши адсорбциялайди.

Қалайнинг галогенли бирикмаларидан энг муҳимлари SnCl_2 ва SnCl_4 дир. Булардан ташқари SnF_4 , SnBr_4 , SnI_4 лар ҳам бор.

Қалай HCl да эритилса, SnCl_2 ҳосил бўлмайди. SnCl_2 сувда эритилса, гидролизланиб, гидроксид тузга айланади, бунда эритма лойқалади:



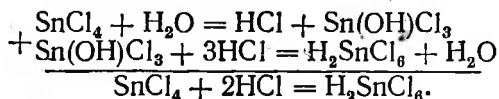
SnCl_2 лабораторияларда қайтарувчи модда сифатида ишлатилади. Саноатда — газламаларни бўяшда хуруш сифатида, лак ва бўёқлар тайёрлашда ишлатилади.

Қалайга хлор таъсиридан SnCl_4 ҳосил бўлади. Бу модда ҳавода тутайдиган рангсиз суюқлик бўлиб, фосфор, олтингургурт ва йодни эритида.

SnCl_4 сувда эрийди ва эритмадан $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ва $\text{SnCl}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ тарзида кристалланади. Сувда парчаланмайди, аммо озроқ бўлса-да, ион-

ланади, қаттиқ суолтирилгандагина гидролизланади. Бу жиҳатдан тузларга ўхшаса ҳам, аммо суюқ модда бўлганлиги ва P, S, J ларни эритиш каби хоссалари жиҳатидан уни SnCl_4 га ўхшаш ковалент боғланишли модда деб тасаввур қилиш мумкин. SnCl_4 сув ва аммиак, айниқса, водород галогенидлар билан реакцияга киришиб, комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

SnCl_4 гидролизланганда H_2SnCl_6 ҳосил бўлади:



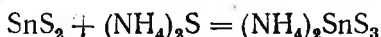
H_2SnCl_6 — гексахлорстаннат кислота.

Бу кислотанинг аммонийли тузи $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$ газламаларни бўяшда хуруш сифатида ишлатилади.

SnCl_4 нинг ўзи ҳам хуруш сифатида ишлатилади. Ундан тутун булутлар ҳосил қилиш ва ипакни оғирлаштириш мақсадларида ҳам фойдаланилади.

Sn^{2+} тузларининг эритмаларидан H_2S ўтказилса, қўнғир чўкма — SnS ҳосил бўлади. Sn ни S билан бевосита бириктириб ҳам SnS олиш мумкин.

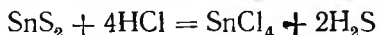
SnS суолтирилган кислоталарда эримайди, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ да ҳам эримайди, аммо $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ нинг ортиқча олтингугурти SnS ни оксидлаб, SnS_2 га айлантиради: SnS_2 эса $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ да эрийди, натижада сульфостаннат ҳосил бўлади:



SnS нинг $(\text{NH}_4)_2\text{Sn}$ да эришининг сабаби ана шунда. Ҳақиқатан эса SnS моддаси $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ да эримайди, балки ҳосил бўлган SnS_2 эриганлиги сабабли, гўё SnS эригандек бўлиб кўринади. SnS концентранган HCl да эрийди.

Тўрт валентли қалай тузларига H_2S таъсиридан сариқ чўкма SnS_2 ҳосил бўлади. Саноатда эса SnS_2 қалай амальгамасига олтингугурт кукуни ва новшадил аралаштириб қиздириш йўли билан олинади. Бунда SnS_2 олтинга ўхшаш сариқ тусли, ялтироқ кристаллар ҳолида ҳосил бўлади, бу модда сусал олтин деб аталади ва ҳар хил буюмларга ҳал беришда ишлатилади.

Sn га S таъсир эттириш йўли билан ҳосил қилинган SnS_2 хлорид ва нитрат кислоталарда эримайди, лекин эритмадан чўктириб олинган SnS_2 ни қайноқ HCl да эритиш мумкин:



SnS_2 нинг $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ да эришидан ҳосил бўлган $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3$ га кислота қуйилса, у парчаланиб, SnS_2 чўқади.

SnS_2 қайноқ ишқор эритмаларида ҳам эрийди, бунда станнат ва сульфостаннатлар ҳосил бўлади. SnS_2 зар сувида ҳам эрийди.

Қалайнинг оксалат, роданид ва ацетатлари газламаларни бўяшда хуруш сифатида ишлатилади. Қалай сульфат турли буюмларга электротролик йўл билан қалай югуртиришда ишлатилади.

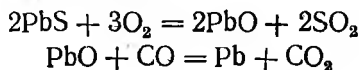
218- §. Қўрғошин (Plumbum) Pb. Қўрғошин қадимдан маълум бўлган металлнинг биридир, уни мисрликлар бизнинг эрадан илгариги уч мингинчи йилда ҳам ишлатганлар.

Қўрғошин ер пустилгининг $1 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади.

Табиатда қўрғошиннинг тўртта изотопи бор. Булар ^{204}Pb (1,48%), ^{206}Pb (23,6%), ^{207}Pb (22,6%), ^{208}Pb (52,38%) бўлиб, уран, актиний ва торий радиоактив оилаларининг энг кейинги барқарор аъзоларидир. Табиатда турли радиоактив процессларда қўрғошиннинг радиоактив изотоплари ҳосил бўлади; ядро реакцияларида ҳам қўрғошиннинг бир неча радиоактив изотопи олинган. Ҳозир 23 та радиоактив изотопи бор.

Қўрғошиннинг энг муҳим рудаси галенит PbS (қўрғошин ялтироғи) дир. Баъзан PbCO_3 — церуссит, PbSO_4 — англезит ҳам учрайди.

Қўрғошин конлари СССРда Сибирда, Кавказда, Шарқий ва Жанубий Қозоғистонда ҳамда Ўзбекистонда, чет элларда эса Африка, Австралия ва АҚШ дадир. Қўрғошин ўсимлик ва ҳайвонлар организмда ҳам бўлади, аммо ҳайвонларда ўсимликлардагидан кам бўлади. PbS дан қўрғошин олиш учун у аввал ёндирилиб, PbO га айлантирилади, сўнгра PbO кўмир билан қайтарилади:



Бундан тоза қўрғошин олинмайди, чунки қўрғошин рудасида қумуш, мис, рух, сурьма, висмут, мишьяк ва темир қўшимчалари бўлади. Бундай қўшимчалари бўлган хомаки қўрғошин электролиз йўли билан тозаланади. Руданинг таркибига қараб, кўпинча, қумуш, мис, рух қўрғошин рудаларидан ажратилади, сўнгра улардан металллар олинади. Хомаки қўрғошин турли йўллар билан тозаланиб, ундаги қўшимчалар ҳам ажратиб олинади. Хомаки қўрғошин электролиз йўли билан тозаланганда 99,99% ли қўрғошин олиниши мумкин. Бунда PbSiF_6 эртмаси электролит сифатида ишлатилади, хомаки қўрғошин эса анод бўлади, бунда тоза қўрғошин катодга кўчади.

Қўрғошин қўқимтир тусли, пичоқ билан кесиб бўладиган даражада юмшоқ ва оғир металл бўлиб, солиштирма оғирлиги 11,3 га тенг; $t_c = 327,4^\circ$, $t_{\text{қая}} = 1740^\circ$.

Қўрғошин ҳавода анча барқарордир, чунки унинг сирти зич оксид парда билан қопланади, бу парда уни кейинги оксидланишдан сақлайди. Қўрғошин қиздирилганда оксидга бутунлай айланади. Сувда қўрғошин юзаки оксидланиб, унинг сирти юпқа оксид қавати билан қопланади. Қўрғошин сульфат ва хлорид кислоталарда эримайди, унинг сирти сувда эримайдиган PbCl_2 , PbSO_4 пардаси билан қопланиб қолади ва бу парда қўрғошинни кейинги таъсирдан сақлаб қолади. Фақат концентранланган қайноқ H_2SO_4 ва HCl қўрғошинни эрита олади.

Нитрат кислотанинг ҳатто суюлтирилгани ҳам қўрғошинни яхши эритади, чунки $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ҳосил бўлади, бу эса сувда яхши эрийди. Pb га HNO_3 таъсир эттирилганда водород ажралиб чиқмайди — Pb водородни сиқиб чиқармайди, чунки Pb кучланиш қаторида водороднинг ёнида туради, шу сабабли HNO_3 азот оксидларига қадар қайтарилади.

Қўрғошин қиздирилганда олтингугурт ва галогенлар билан бирикади.

Қўрғошиндан аккумуляторларнинг пластинкалари, кабеллар, химиявий аппаратлар ва ўқлар тайёрланади.

Қўрғошин радиоактив нурларни ўтказмайди, шунинг учун радиоактив моддаларнинг нурларидан сақлашда қўрғошиндан фойдаланилади.

Подшипниклар ва машиналарнинг шунга ўхшаш қисмлари учун ишлатиладиган қотишмалар (баббитлар) қалай ёки қўрғошин қўшиб тайёрланади. Бундай қотишмаларнинг баъзиларида 98 % га қадар Pb бўлади. Кавшарлаш учун ишлатиладиган ва паст температураларда суюқландириган қотишмаларда 30 % Pb, 70 % Sn ёки 30 % Sn, 70 % Pb бўлади. Магбаа қотишмасида 80 — 90 % га қадар қўрғошин бўлиши мумкин.

Қўрғошин ўз бирикмаларида икки ва тўрт валентлидир. IV группа элементларида юқоридан пастга томон металмаслик хоссалари камаяди, демак қўрғошин асос ҳосил қилувчи металлдир. Икки валентли қўрғошин бирикмалари барқарор ва асос хоссаларига эга: кислота хоссалари ниҳоятда заиф. Тўрт валентли қўрғошин бирикмалари яхши оксидловчидир.

Қўрғошиннинг ҳамма бирикмалари заҳарли бўлади.

Қўрғошиннинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси (гидриди) PbH_4 олинмаган, аммо унинг мавжудлиги исботланган.

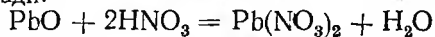
Қўрғошиннинг PbO, PbO₂, Pb₂O₃, Pb₃O₄ таркибли оксидлари маълум. PbO да қўрғошин икки валентли, PbO₂ да тўрт валентли, Pb₂O₃, Pb₃O₄ лар эса PbO ва PbO₂ нинг ўзаро бирикишидан ҳосил бўлади, чунки PbO нинг асослик хоссалари ортиқ, PbO₂ нинг эса кислоталик хоссалари ортиқдир. Асосли оксид билан кислотали оксид бирикиб, туз ҳосил қилади. Демак, PbO билан PbO₂ бирикиб, Pb₂O₃ ҳосил қилади, буни Pb PbO₃, яъни H₂PbO₃ нинг қўрғошинли тузи деб қараш мумкин. 2PbO билан PbO₂ бирикиб, Pb₃O₄ ҳосил қилади, буни Pb₂PbO₄, яъни H₂PbO₂ нинг қўрғошинли тузи деб қараш мумкин. Булар қўрғошин пломбатлар дейилади.

Демак, қўрғошиннинг ҳақиқий оксидлари PbO, PbO₂ дир.

Қўрғошин (II)-оксид PbO. Унинг икки аллотропик шакл ўзгариши бор. Тетрагонал системада кристалланувчи PbO сариқ кукун тусли бўлиб, *массикот* деб, ромбик системада кристалланувчи PbO эса қизғиш модда бўлиб, *елёт* деб аталади. Бу модда 490° дан паст температурада барқарордир.

Суюқлантирилган қўрғошин ҳавода қиздирилганда сариқ тусли PbO ҳосил бўлади. Агар бу модда қаттиқ қиздирилса, қизил тусли PbO га айланади. Қўрғошин қаттиқ қиздирилиб оксидланса ҳам қизил тусли PbO ҳосил бўлади.

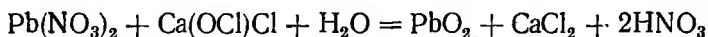
PbO асос ҳосил қилувчи оксиддир, у кислоталарда эриб, Pb тузларини ҳосил қилади:



PbO нинг кислоталик хоссалари ниҳоятда кучсиз, шунинг учун ишқорларда оз эрийди. У махсус нав шишалар тайёрлашда ва аккумуляторларда ишлатилади.

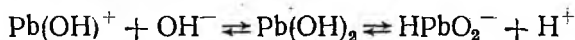
Қўрғошин (IV)-оксид PbO₂. Бу модда тўқ қўнғир тусли ку

кундир. Икки валентли қўрғошин тузларига оксидловчилар таъсирида PbO_2 ҳосил бўлади. Масалан, $Pb(NO_3)_2$ ни оқловчи оҳак билан оксидлаш мумкин:

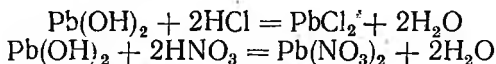


PbO_2 сувда қарийб эримайди. Кислоталарда оз эрийди. У амфотер бўлса-да, кислоталик хоссалари ортиқдир. PbO_2 нинг ишқорларда эришидан ёки асос ҳосил қилувчи оксидлар билан бирикишидан плюмбат кислота тузлари — плюмбатлар ҳосил бўлади. PbO_2 оксидловчи модда, унга концентранган H_2SO_4 , HCl , HNO_3 қўшиб қиздирилганда кислотарод ажралиб чиқади. PbO_2 олтингугурт ёки қизил фосфор билан ишқаланса, кислород ажратиб, уларни ёндириб юборади. PbO_2 оксидловчи модда бўлгани учун, ундай гугурт ишлаб чиқаришда фойдаланилади. У гугурт каллагига таркибига киради.

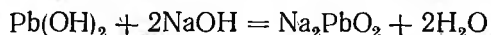
Қўрғошин (II)-гидроксид $Pb(OH)_2$. Икки валентли қўрғошиннинг сувда эрийдиган тузларига ишқорлар таъсирдан оқ чўкма $Pb(OH)_2$ ҳосил бўлади. У амфотердир:



PbO нинг асослик хоссалари кислоталик хоссаларидан кучли бўлган каби, $Pb(OH)_2$ нинг ҳам асослик хоссалари кучлидир. $Pb(OH)_2$ кислоталар билан реакцияга киришиб, икки валентли қўрғошин тузлари ҳосил қилади:



$Pb(OH)_2$ кучсиз кислота бўлса-да, ишқорлар билан реакцияга киришиб, H_2PbO_2 тузларини ҳосил қилади, бу тузлар плюмбитлар дейилади:

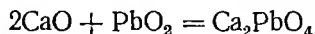


Плюмбитлар ниҳоятда беқарор бўлгани учун, кристалл ҳолида олинган эмас, улар фақат эритмадагина маълум ва кучли гидролизланган ҳолда бўлади. Плюмбитлар оксидловчилар таъсирида плюмбатларга айланади.

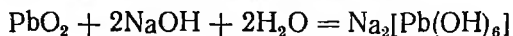
Икки валентли қўрғошин Pb^{2+} катиони ҳолида барқарор бўлгани учун унинг тузлари ҳам барқарор ва кўп ишлатилади.

Тўрт валентли қўрғошин гидроксидининг, яъни PbO_2 га мувофиқ келадиган гидроксиднинг кислотали хоссалари кучли бўлганидан H_4PbO_4 ҳолида ёзилади ва *ортоплюмбат кислота* деб аталади. Бунга қараганда бир молекула суви кам бўлган H_2PbO_3 ҳам бор, у *мтаплюмбат кислота* дейилади. Бу кислоталар эркин ҳолда олинмаган, лекин тузлари мавжуддир.

PbO_2 га металл оксидлари қўшиб қиздириш йўли билан плюмбатлар ҳосил қилинади:



PbO_2 га ишқорлар қўшиб қиздирилса, *гексагидроксоплюмбат* деб аталадиган комплекс бирикмалар ҳосил бўлади:



Сурик Pb_3O_4 . Ортоплюмбат кислотанинг қўрғошинли тузи — Pb_2PbO_4 одатда, сурик деб юритилади: PbO ни ҳавода қиздириш йўли билан сурик олинади. У қизил тусли кукун бўлиб, қизил мой бўёқ тайёрлашда ва ту누ка ҳамда трубалар чоки учун замаскалар тайёрлашда ишлатилади. Сурикнинг ҳар хил рангдаги турлари бор.

Германий группасида асослик хоссалари энг кўп элемент қўрғошин бўлиб, икки валентли қўрғошин бирикмалари барқарордир; уларда қайтариш хоссаси йўқ дейиш мумкин.

Икки валентли қўрғошин тузларининг муҳимлари қуйидагилардир:

Қўрғошин (II)-хлорид $PbCl_2$. Оқ кристаллардан иборат ялтироқ модда бўлиб, совуқ сувда жуда оз эрийди, аммо қайноқ сувда анча яхши эрийди.

Pb^{2+} тузлари эритмасига хлорид кислота ёки хлоридлар таъсир эттириб $PbCl_2$ олинади. PbO га HCl таъсир эттириб $PbCl_2$ олиш мумкин.

Қўрғошин (II)-йодид PbI_2 . Агар- Pb^{2+} тузлари эритмасига йодидлар таъсир эттирилса, сариқ чўкма — PbI_2 ҳосил бўлади. Бу туз совуқ сувда амалда эримайди, лекин қайноқ сувда анча яхши эриб, рангсиз эритма ҳосил қилади. Pb^{2+} ҳам, I^- ҳам рангсиздир, демак, сариқ ранг PbI_2 молекуласининг рангидир. PbI_2 эритмаси совитилганда тилла ранг ялтироқ кристаллар чўкади.

Қўрғошин (II)-нитрат $Pb(NO_3)_2$. Металл ҳолидаги қўрғошин HNO_3 да эритилиб $Pb(NO_3)_2$ тайёрланади. Бу модда рангсиз кристаллардан иборат, сувда яхши эрийдиган туз бўлгани учун, кўпинча, қўрғошиннинг бошқа бирикмаларини ҳосил қилишда асосий модда сифатида ишлатилади. Химия лабораторияларида ҳам ишлатилади.

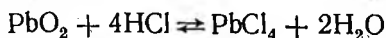
Қўрғошин (II)-ацетат $Pb(CH_3COO)_2$. Бу туз қўрғошинни сирка кислотада эритиш йўли билан олинади. Бу ҳам сувда яхши эрийди ва лабораторияларда кўп ишлатилади. Унинг мазаси ширин бўлгани учун, баъзан, қўрғошин шакари деб ҳам юритилади. Аммо у жуда заҳарли моддадир. Тўқимачилик саноатида читларга гул босишда ва медицинада ишлагилади.

Қўрғошин (II)-карбонат $PbCO_3$. Бу модда рангсиз кристаллардан иборат. Табиатда учрайди ва церуссит деб аталади. Сувда оз эрийди. Pb^{2+} тузлари эритмасига ишқорий металлларнинг карбонатлари таъсир эттирилиб иситилса, қўрғошиннинг гидроксикарбонати чўкади. Унинг таркиби тахминан $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$ дир. Бу туздан қўрғошинли белила деб аталадиган оқ тусли мой бўёқлар тайёрланар эди. У заҳарли бўлгани учун ҳозир ишлатилмайди.

Қўрғошин (II)-сульфат $PbSO_4$. Қўрғошин (II)-сульфат сувда жуда оз эрийдиган оқ кристалл моддадир. Pb^{2+} тузларига сульфат кислота таъсиридан ҳосил бўлади: баъзан, табиатда учраб қолади.

Қўрғошин (II)-сульфид PbS . Икки валентли қўрғошин тузларига водород сульфид таъсиридан қора чўкма — PbS ҳосил бўлади. Табиатда галенит минерали тарзида учрайди; қўрғошин ана шу минералдан олинади. PbS сувда ниҳоятда оз эрийди, суюлтирилган HCl ва H_2SO_4 да ҳам оз эрийди, суюлтирилган HNO_3 да яхши эрийди.

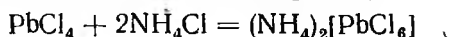
Тўрт валентли қўрғошиннинг бирикмаларидан муҳимлари галогенидлардир. Тўрт валентли қўрғошиннинг сульфат, ацетат, фосфат ва хроматлари ҳам бор. Улар PbO_2 ни килоталарда эритиш йўли билан олинадди, масалан:



$PbCl_4$ беқарор суюқлик бўлиб, сув таъсирида PbO_2 билан HCl га парчаланиб кетади. $PbCl_4$ қиздирилганда ҳам парчаланиб, Cl_2 ажратиб чиқаради:



Қўрғошин галогенидлар беқарор бўлса-да, лекин улар водород галогенидлар ва уларнинг аммоний ва ишқорий металл галогенидлари билан комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Булар анча барқарор кристалл моддалардир.

- Қўрғошин (IV) сульфат $Pb(SO_4)_2$. Концентрланган (тахминан 80% ли) сульфат кислота қўрғошин электродлар иштирокида электролиз қилинганда $Pb(SO_4)_2$ ҳосил бўлади.

Анодда SO_4 қўрғошин билан бирикиб, $Pb(SO_4)_2$ ҳосил қилади. У беқарор, оксидлаш хоссасига эга сариқ тусли туздир, сув таъсирида гидролизланиб, PbO_2 ҳосил қилади.

Қўрғошин (IV)-ацетат $Pb(CH_3COO)_4$. Сурикка қайноқ сирка кислота таъсир эттирилса, $Pb(CH_3COO)_4$ ҳосил бўлади. Бу модда ни-насимон рангсиз кристаллардан иборат.

219-§. Қўрғошинли аккумуляторлар. Қайтар ишлайдиган гальваник элемент аккумулятор бўлиши мумкин. Лекин, баъзи бир сабабларга кўра, ҳар қандай гальваник элемент ҳам аккумулятор бўлавермайди. Ҳозир аккумуляторнинг икки тури: ишқорий аккумулятор билан қўрғошинли аккумулятор энг кўп тарқалган.

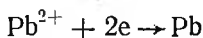
Аккумуляторда электр энергиясини йиғиб, уни керакли вақтда ишлатиш мумкин.

«Аккумулятор» сўзи латинча бўлиб, унинг маъноси «тўплагич» демакдир. Аккумуляторда электр энергиясининг химиявий энергияга айланиш процесси аккумуляторнинг *зарядланиши* дейилади. Электр токи керак бўлганда аккумулятордан олиш мумкин. Бунда аккумуляторда тўпланган химиявий энергия электр энергиясига айланади, яъни зарядланишда бўлган химиявий процессга тесқари процесс боради, бу процесс аккумуляторнинг *зарядсизланиши* деб аталади.

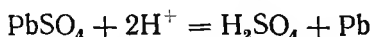
Аккумуляторлар телефон, телеграф, радиостанция, автомобиль, трактор ва бошқаларда ишлатилади.

Қўрғошинли аккумулятор сульфат кислотанинг 22—28% ли эритмасига туширилган иккита қўрғошин панжара — электроддан иборатдир. Ҳар қайси панжара ўртасига PbO тўлдирилган бўлади. Бу PbO сульфат кислота билан реакцияга киришади.

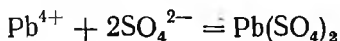
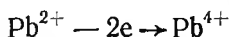
Аккумуляторни зарядлаш учун у ўзгармас электр токи манбаига уланади. Аккумуляторнинг ўзгармас электр токи манбаидаги катод қутби билан уланган пластинкасидаги, яъни манфий пластинкадаги PbSO_4 нинг Pb^{2+} ионлари катоддан электрон қабул қилиб, Pb гача қайтарилади:



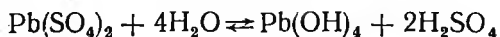
SO_4^{2-} ионлари электролитнинг H^+ ионлари билан бирикиб H_2SO_4 ҳосил қилади:



Мусбат пластинкадаги PbSO_4 нинг Pb^{2+} ионларидан 2 тадан электронлар узилиб, анодга ўтади, яъни Pb^{2+} лар оксидланиб, Pb^{4+} га айланади ва электролитдан анодга тортилган SO_4^{2-} лар билан бирикиб, $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$ ҳосил қилади:



Аmmo анодда ҳосил бўлган $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$ дарҳол гидролизланади



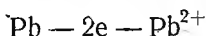
$\text{Pb}(\text{OH})_4$ эса сув ажратиб чиқариб, PbO_2 га айланади:



Демак, аккумуляторнинг зарядланишида катод Pb билан, анод эса PbO_2 билан бўлади. Бундай аккумуляторнинг электр юритувчи кучи 2—2,4 в бўлади. Аккумулятор зарядлангандан кейин ҳам электр токини ўтказиш давом эттирилса, ортиқча ток электролит сувини водород билан кислородга ажрата бошлайди. Шунинг учун, катодда водород пуфакчалари чиқа бошлагач, зарядлашни тўхта-тиш зарур.

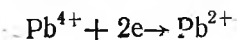
Зарядланган аккумуляторнинг электродлари сим билан туташтирилса, симда дарҳол электр токи пайдо бўлади. Бунда аккумулятор зарядсизлана бошлайди.

Аккумулятор катоддаги Pb эритмага Pb^{2+} ионларини юборди, ўзи эса манфий зарядланади, чунки эритмадаги Pb^{2+} ионларининг электронлари электродни манфий зарядлайди:

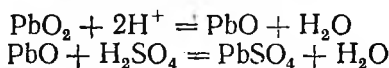


Pb^{2+} ионлари эритмадаги SO_4^{2-} ионлари билан бирикиб, PbSO_4 ҳосил қилади.

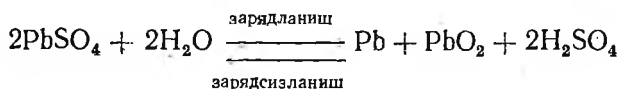
Аноддаги PbO_2 таркибида бўлган Pb^{4+} ионлари ўзига 2 электрон қабул қилиб, Pb^{2+} га айланади, яъни қайтарилади:



Pb^{2+} ионлари SO_4^{2-} ионлари билан дарҳол бирикиб, $PbSO_4$ ҳосил қилади. Демак, бунда зарядланиш процессининг тескариси бўлади:



Бинобарин, аккумуляторнинг зарядланиш процесси билан зарядсизланиш процесси қайтардир, уни қўйидагича кўрсатиш мумкин:



Аккумулятор зарядланганда сув камайиб, H_2SO_4 ҳосил бўлади, демак, кислотанинг концентрацияси ортади. Зарядсизланишда эса кислотанинг концентрацияси камаяди.

Аккумулятордаги электр юритувчи куч 1,85 в га тушганда уни қайта зарядлаш лозим, чунки электр юритувчи куч бундан пасайиб кетса, аккумулятор бузила бошлайди.

Қўргошинли. аккумулятор кислотали аккумулятор деб ҳам аталади. Бундан ташқари, темир-никелли, кадмий-никелли аккумуляторлар ҳам бўлади. Уларда электролит сифатида ишқор ишлатилади, шунинг учун улар ишқорли аккумуляторлар деб ҳам аталади.

220-§. Титан группачаси. Тўртинчи группанинг ёнаки группачасидаги титан Ti , цирконий Zr , гафний Hf ва торий Th элементлари титан группачасини гашкил этади.

Даврлар	Қаторлар	Элементлар	Тартиб номери	Атом. масса.и	Электронларнинг тақсимланиши						
					K	L	M	N	O	P	Q
					s	sp	spd	spdf	spd	spd	s
4	IV	Титан Ti ..	22	47,90	2	2,6	2,6,2	2			
5	VI	Цирконий Zr	40	91,22	2	2,6	2,6,10	2,6,2	2		
6	VIII	Гафний Hf .	72	178,49	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,2	2	
7	X	Торий Th ...	90	232,038	2	2,6	2,6,10	2,6,10,14	2,6,10	2,6,2	2

Улар III группанинг ёнаки группачасидаги скандий, лантан ва актинийга ўхшайди. Фақат скандий группачасидаги элементларнинг сиртқи қаватида 3 тадан, титан группачасидаги элементларнинг сиртқи қаватида эса 2 тадан электрон бор. Сиртдан иккинчи қаватида 10 тадан электрон бўлади. Булар электрон қабул қила олмайди, сиртқи қаватларидан икки электронини ва сиртдан иккинчи қаватдаги 10 электроннинг 2 тасини, яъни ҳаммаси бўлиб 4 электронини йўқотиб, 4 валентли ҳолда бирикма ҳосил қилади. Демак, булар тўрт валентлидир, лекин 2 ва 3 валентли бўлиши ҳам мумкин. Аммо уларнинг 2 ва 3 валентли бирикмалари ниҳоятда беқарор бўлади ва титандан пастга томон бу хоссалари ортиб боради. Шунинг учун цирконий, гафний ва торий ҳаминиша 4 валент-

ли дейиш мумкин. Бу элементлар 4 электронини йўқотади ва тўрт валентли бўлиб бирикма ҳосил қилади, сиртқи қаватлари йўқолади ва 8 электронли бўлиб қолган сиртдан иккинчи қават мустақам сиртқи қаватга айланади. Шунинг учун ҳам бу элементларнинг 4 валентли бирикмалари барқарордир.

Титан группачисидаги элементлар табиатда анча тарқоқ ҳолда учрайди. Бу элементлар — кул ранг тусли ялтироқ металл бўлиб, одатдаги шароитда ҳаво ва сув таъсирига чидайдди, юқори температурада эса кўпгина моддалар билан реакцияга актив киришади. Хлорид, сульфат ва нитрат кислоталар фақат титанга таъсир этади, бошқаларига таъсир этмайди деса бўлади, лекин зар суви ва фторид кислота бу элементларнинг ҳаммасига яхши таъсир этади ва уларни эритиб юборади.

Элементлар	С. о.	t_c	$t_{\text{қай}}$	r (\AA ҳисобида)
Титан Ti ...	4,5	1660	3260	1,49
Цирконий Zr ...	6,5	1900	5050	1,62
Гафний Hf ...	13,3	2230	5300	1,66
Торий Th ...	11,7	1845	5200	1,82

221-§. Титан (Titanium) Ti. Титан табиатда жуда кўп учрайди, у ер пўстлогининг 0,61 процентини ташкил этади. Унинг энг муҳим минераллари ильменит FeTiO_3 ва рутил TiO_2 дир. Титан ҳайвон ва ўсимликлар организмда микроэлементдир. Титан 1791 йилда топилган. Унинг 5 та барқарор изотопи бор; сунъий йўл билан бир қатор радиоактив изотоплари олинган.

Бизда титан рудалари Уралда учрайди. Титан титаномагнетитлар деб аталадиган минераллар таркибига киради.*

TiO_2 дан Mg билан TiCl_4 дан Na билан қайтариш орқали ва электролиз усули билан титан олинади.

Титан кул ранг тусли, яхши яссиланувчан металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги 4,5 га тенг; $t_c = 1660^\circ$. Кукун ҳолидаги титан тўқ кул ранг бўлади ҳамда водород, кислород ва азот каби газларни яхши адсорбилайди. Титан одатдаги температурада ҳавода барқарор, лекин қиздирилганда ҳавонинг кислороди билан ҳам азоти билан ҳам бирикади.

Титан одатдаги температурада сувга чидайдди, қиздирилганда эса сувдан водородни сиқиб чиқаради. Юқори температурада галогенлар, олтингугурт, углерод, кремний ва фосфор билан осон бирикади.

Титан суюлтирилган HCl да иситилганда эриб, TiCl_3 ҳосил қилади, концентранган HNO_3 да оксидланиб, титанат кислота ҳосил қилади. Титан HF да, айниқса зар сувда ва $\text{HF} + \text{HNO}_3$ да яхши эрийди.

* Титаннинг Ойда хийлагина кўп миқдорда учраши яқинда аниқланди.

2 ва 3 валентли титан бирикмалари ниҳоятда беқарор ва кучли қайтарувчидир, яъни тез оксидланиб, 4 валентли ҳолга ўтади.

Титан кислород оқимида қиздирилса, титан (IV)-оксид TiO_2 ҳосил бўлади. TiO_2 оқ тусли модда бўлиб, қиздирилганда сарғаяди; сувда ва суюлтирилган кислоталарда эримайди, концентранган H_2SO_4 да эрийди. TiO_2 ниҳоятда ўтга чидамлидир. У 1825° да суюқланади.

TiO_2 амфотер бўлиб, унинг кислоталик хоссалари ҳам, асослик хоссалари ҳам ғоят кучсиз, аммо асослик хоссалари кислоталик хоссаларидан сал ортиқроқ.

TiO_2 га мувофиқ келадиган гидроксид — $Ti(OH)_4$ станнат кислотага ўхшаш, икки шаклда α - ва β -шаклларда бўлади. Ti^{4+} тузлари гидролиз қилинса $TiO(OH)_4$ α -шаклда, оқ аморф чўкма ҳолида ҳосил бўлади. Бу модда кислоталарда осон эрийди, аммо ишқорларда қарийб эримайди. $Ti(OH)_4$ нинг α -шакли эскирганда ёки қиздирилганда β -шаклга айланади. Бу майда кристалл бўлиб, концентранган қайноқ H_2SO_4 да ва HF да эрийди.

TiO_2 га ишқорлар ёки ишқорий металл карбонатлари қўшиб қиздирилганда титанат кислота тузлари — титанатлар ҳосил бўлади. Улар M_2TiO_3 ва M_4TiO_4 каби бўлиши мумкин. Бу тузларнинг кўпчилиги сувда эримайди, эрийдиганлари эса кучли гидролизланиб кетади. Тўрт валентли титан катион Ti^{4+} тузлари уларга қараганда барқарордир, лекин шундай бўлса-да, улар ҳам бирмунча гидролизланади ва TiO^{2+} — титанил ионларини ҳосил қилади. Масалан, титанил сульфат $TiOSO_4$, титанил хлорид $TiOCl_2$ ва ҳоказо.

Титан темирга қараганда анча пишиқ ва енгил ҳамда коррозияга чидамли бўлганидан, сўнгги вақтларда металлургияда унинг аҳамияти ортиб бормоқда.

Товушдан тез самолётлар, кемалар, ракетаалар учун титан қотишмалари ишлатилади. Унинг кўпгина бошқа қотишмалари, масалан, ферротитан мустаҳкам қотишма ва пўлатлар ишлаб чиқаришда ишлатилади. Титан пўлатнинг мустаҳкамлик ва коррозияга чидамлик каби механик хоссаларини ошириб, сифатини яхшилайди. Пўлатга титан қўшишнинг яна бир аҳамияти бор. Пўлат қуйилганда ундаги кислород ва азотни титан осон бириктириб олади, шунинг учун пўлат зич ва мустаҳкам бўлиб қотади. TiO_2 титан ва унинг бирикмалари олинадиган асосий моддадир. TiO_2 мойли оқ буюқлар, қийин суюқланувчан ва иссиққа чидамли шишалар, кўзгуга суртиладиган сир буюқлар тайёрлаш учун ишлатилади. $TiCl_4$ — суюқ модда, ундан титан ажратиб олинади. $TiOSO_4$ титанил сульфат, бу модда кристаллардан иборат бўлиб, титан ва унинг турли бирикмалари олишда ишлатилади.

TiN ниҳоятда қаттиқ ва қийин суюқланувчан ($t_c = 2930^\circ$) бўлгани учун қитматбаҳо тошларни тарашлаш учун олмос ўрнида ишлатилади. TiC ҳам қаттиқ ва қийин суюқланувчан ($t_c = 3140^\circ$) бўлганлигидан қайроқ тош сифатида ва шишаларни кесишда, яхши электр ўтказувчан бўлгани учун ёй лампалар кўмирини тайёрлашда ишлатилади.

222-§. Цирконий (Zirconium) Zr. Цирконий табиатда кўп тарқалган элемент, ер пўстлоғининг 0,025 процентини ташкил этади ва ниҳоятда тарқоқ ҳолда учрайди. Цирконийнинг муҳим минераллари бада-

лент ZrO_2 ва циркон $ZrSO_4$ дир. Цирконий рудалари бизда Донбассда бор.*

Цирконий 1787 йилда топилган. У кул ранг ялтироқ металл, кукун ҳолидагиси эса қора рангда бўлади: цирконийнинг химиявий хоссалари титанга ўхшайди. Одатдаги шароитда унга сув ва ҳаво таъсир этмайди, юқори температурада бирмунча актив бўлади; суюлтирилган кислоталар ва ишқорлар унга таъсир этмайди. HF да ва зар сувида эрмайди. Унинг асослик хоссалари титанникидан ортиқ. 2 ва 3 валентли цирконий бирикмалари титанникига қараганда яна ҳам кўпроқ беқарордир. Демак, цирконий ўз бирикмаларида ҳамisha 4 валентлидир.

ZrO_2 сувда эрмайдиган ва ниҳоятда қийин суюқланадиган оқ модда ($t_c = 2680^\circ$). Цирконий тузлари эритмасига ишқорлар таъсир эттирилганда оқ ивиқ чўкма — цирконий гидроксид ҳосил бўлади. Бу гидроксид коллоид ҳолга осон ўтади, кислоталарда эрийди, ишқорларда эрмайди. Ишқорлар ва ишқорий металл карбонатлари билан қиздирилганда цирконий цирконатларни, яъни цирконат кислота тузларини ҳосил қилади. Буларнинг таркиби M_2ZrO_3 , M_4ZrO_4 билан ифодаланади. Цирконатларнинг сувда эрийдиганлари гидролизланади.

Zr^{4+} тузларининг эритмалари ҳам гидролизланади ва титанилга ўхшаш, цирконил ZrO^{2+} ионларини ҳосил қилади. Цирконил хлорид $ZrOCl_2$ бунга мисол бўла олади.

Цирконий пўлатнинг турли навларини тайёрлашда ишлатилади. ZrO_2 ўтга чидамли идишлар, шишалар, мой бўёқ ва эмаллар тайёрлашда ишлатилади.

ZrC дан қимматбаҳо тошларни тарашлаш ва шишаларни кесишда фойдаланилади. ZrN ҳам ғоят қаттиқ ва қийин суюқланувчан модда ($t_c = 2950^\circ$).

223-§. Гафний (Hafnium) Hf. Гафний ер пўстлоғининг $4 \cdot 10^{-4}$ процентини ташкил этади. У хоссалари жиҳатидан цирконийга ўхшайди ва, кўпинча, цирконий минералларига аралаш ҳолда учрайди, шу сабабли унинг мавжудлиги тез билинган эмас, фақат даврий қонун ва даврий система кайф этилганидан кейингина билинган ва 1923 йилда топилган.

Гафний бирикмаларининг хоссалари ҳам цирконий бирикмаларининг хоссаларига ўхшаб кетади.

Гафний электротехника ва радиотехникада ишлатилади. Торий ҳақида 214-§ га қаранг.

* Цирконийнинг Ойда борлиги яқинда аниқланди, Унинг 5 табиий ва 10 сунъий изотопи маълум.

ЙИГИРМА БЕШИНЧИ БОБ
**ДАВРИЙ СИСТЕМА V ГРУППАСИНИНГ
 ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ**

224-§. Ванадий группачаси. Ванадий группасига учта элемент: ванадий, ниобий ва тантал киради.

Даврлар	Каторлар	Элементлар	Тартиб номери	Атом массаси	Валентликлари	Электронларнинг тақсимланиши					
						K	L	M	N	O	P
						s	s p	s p d	s p d f	s p d	s
4	IV	Ванадий V	23	56,942	II,III,IV,V	2	2,6	2,6,3	2		
5	VI	Ниобий Nb	41	92,906	II,III,IV,V	2	2,6	2,6,10	2,6,4	1	
6	VIII	Тантал Ta	73	180,948	II,III,IV,V	2	2,6	2,6,10	2,6,10	2,6	2

Бу элементларнинг сиртқи қаватларида 2 тадан электрон бор. Уларнинг ҳаммаси металллардир, аммо 5 валентли оксидлари ниҳоятда кучсиз кислота хоссаларини намоён қилади. Бу элементларнинг 4,3,2 валентли бирикмалари ҳам бор, аммо бу бирикмаларида V дан Ta га томон барқарорлик қамайиб боради. Улар сиртқи қаватларидаги электронлар сони 1 ва 2 бўла туриб, валентликларининг 5,4, 3,2 бўлиши уларнинг сиртдан иккинчи қаватдаги электронлари ҳам бирикмалар ҳосил бўлишида иштирок этишини кўрсатади.

Ванадий группасидаги элементлар гидридлар ҳосил қилмайди, аммо водородни адсорбилайди.

225-§. Ванадий (Vanadium) V. Бу элемент табиатда кўп тарқалган, лекин жуда тарқоқ ҳолда учрайди. У ер пўстлогининг 0,02 процентини ташкил этади. Ванадий 1830 йилда топилган; унинг бирикмалари ранг-баранг бўлгани учун, гўзаллик худоси Ванадис номи билан аталган.

Табиатда ванадат кислотанинг турли тузлари — ванадатлар масалан, $Pb_5(VO_4)_3Cl$ учрайди. Улар Африкада, АҚШда, СССР да эса Уралда баъзи темир рудалари билан, Қозоғистонда, Ўзбекистон (қўрғошин кон) да бор. Ванадийнинг патронит V_2S_5 , ферганит $V_3(VO_4)_2O_6 \cdot 6H_2O$ каби минераллари маълум. Унинг 2 табиий ва 7 сунъий изотопи олинган.

Ванадий рудасига H_2SO_4 , $NaOH$ ёки Na_2CO_3 таъсир этириб, ундаги ванадий V_2O_5 га ёки кальций ванадат ёки феррованадатга айлантирилади, сўнгра кўмир ёки Al билан қайтариб, ванадий олинади.

Ванадий кул ранг тусли қаттиқ металл бўлиб, унинг солиштира оғирлиги 5,87 га тенг, $t_c = 1720^\circ$, $t_{кай} = 3400^\circ$. У одатдаги шароитда ҳаво ва сув таъсирига анча чидайди. Зар суви ва нитрат кислота каби

оксидловчиларда, шунингдек, HF да эрийди. Юқори температураларда кислород ва азот билан бирикади. Унинг ҳамма бирикмалари заҳарлидир.

Ванадийнинг VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 каби оксидлари бор. VO , V_2O_3 қора рангда бўлиб, асос хоссаларига эга. VO_2 кўк рангда бўлиб, амфотер, V_2O_5 эса қизғиш-сариқ тусда бўлиб, кислотали оксиддир. VO га мувофиқ келадиган $V(OH)_2$, VCl_2 , VSO_4 каби бирикмалар маълум. VO га мувофиқ келадиган тузлар бинафша, V_2O_3 га мувофиқ келадиган тузлар яшил, VO_2 нинг бирикмалари эса ҳаво ранг тусда бўлади. VO_2 кўк тусли модда бўлиб амфотер оксиддир, ишқорлар билан реакцияга киришиб, ванадитлар ҳосил қилади. Ванадитларнинг сувда эрийдиганлари, масалан, калий ва натрий ванадитлар $K_2[V_4O_9 \cdot 7H_2O]$, $Na_2[V_4O_9] \cdot 7H_2O$ ҳолида кристалланади. VO_2 ни кислоталарда эритиб VCl_4 , $V(SO_4)_2$ лар ҳосил қилиб бўлмайди, чунки улар эритмада гидролизланиб кетади ва $VOCl_2$, $VOSO_4$ шаклида кристалланади. VO^{2+} ванадил иони деб, $VOSO_4$ эса ванадил сульфат деб аталади.

Ванадийнинг энг барқарор, кўп учрайдиган, кўп ишлатиладиган ва энг муҳим бирикмалари 5 валентли ванадий бирикмалари, яъни V_2O_5 га мувофиқ келадиган бирикмалардир. Ванадийнинг 2, 3, 4 валентли бирикмалари осон оксидланиб, 5 валентли бирикмаларига айланади.

V_2O_5 нинг озроқ амфотерлик хоссалари бўлса-да, у асосан кислотали оксид, яъни ангидриддир. P_2O_5 га ўхшаб V_2O_5 га ҳам мувофиқ келадиган мета, орто ва пирокислоталар бор. Бу кислоталарнинг тузлари осон ҳосил қилинади; натрий ва калий ванадатлар сувда яхши эрийди, бошқа кўпгина ванадатлар сувда эримайди. Ванадий қўшилган темир рудаларидан олинадиган ва феррованадий деб аталадиган қотишмадан ванадийли пўлат тайёрланади. Таркибида 0,1 — 0,2% V бўлган пўлатлар майда кристалли, пишқ ва эластик бўлади. Улардан, кўпинча, автомобиль ва самолёт двигателларининг деталлари ишланади.

V_2O_5 яхши катализатордир. Масалан, H_2SO_4 ишлаб чиқаришда катализатор сифатида темир, қалай оксидлари билан бирга V_2O_5 ишлатилади. Ванадий бирикмаларидан шиша саноатида, медицинада ва фотографияда фойдаланилади.

226-§. Ниобий (Niobium) Nb. Ниобий ер пўстлогининг $3 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади; табиатда анча кам тарқалган. Унинг табиатда ҳаммиша танталит $Fe(TaO_3)_2$ га аралашган ҳолда учрайдиган колумбит $Fe(NbO_3)_2$ деб аталувчи минерали бор. Ниобий биринчи марта 1801 йилда топилган ва колумбит деб аталган эди, ammo унинг таркибида тантал борлиги аниқлангандан кейин, ниобий деб аталади. Ниобий сўзи афсонавий қахрамон. Танталнинг қизи Ниобийнинг номидан олинган, табиий 1 ва сунъий 17 изотопи маълум.

Ниобий кул ранг тусли ялтироқ металл бўлиб, солиштирма оғирлиги 8,6 га тенг; $t_c = 2415^\circ$, $t_{\text{қай}} = 3700^\circ$. Одатдаги температурада ниобийга ҳаво ва сув таъсир этмайди. У кислоталарда ҳам, ишқор эритмаларида ҳам эримайди, HNO_3 билан HF аралашмасида ва суюқлантирилган ишқорларда эрийди; водородни яхши адсорбилайди, 2, 3,

4 валентли ниобий бирикмалари беқарор, 5 валентли ниобий бирикмалари эса барқарордир.

Nb_2O_5 оқ тусли модда, амфотер, ammo унинг кислоталик хоссалари ортиқроқ. У ишқорлар ёки ишқорий металл карбонатлари билан реакцияга киришиб, ниобитлар ҳосил қилади. Ниобит кислоталари эркин ҳолда олинмаган.

Ниобий ҳам ванадийга ўхшаш, пўлатларнинг махсус навларини тайёрлашда ишлатилади. Бундай пўлатлар қоррозияга чидамли ва механик жиҳатдан пишиқ бўлганидан, чоклар пайвандланадиган қисмлар шундай пўлатлардан ишланади. Ниобийдан электротехникада ҳам кенг фойдаланилмоқда.

227-§. Тантал (Tantalum) Та. Тантал ер пўстлогининг $2,4 \cdot 10^{-5}$ процентини ташкил этади, табиатда анча кам тарқалган. Тантал 1802 йилда топилган. Танталнинг иккита табиий изотопи бор: ^{180}Ta (99,988%), ^{181}Ta (0,0112%); унинг ўн етти сунъий радиоактив изотоплари олинган.

Табиатда тантал минераллари ниобий минераллари билан бирга учрайди ва улар танталониобатлар деб аталади. Бу минералларнинг таркибида темир, марганец, вольфрам, сурьма, уран ва бошқа радиоактив элементлар ҳам учрайди.

Тантал конлари Австралияда, Африкада, Жанубий Америкада, бизда Олтой ва Сибирдадир.

Тантал кул ранг тусли ялтироқ, оғир ва яссиланувчан металл бўлиб, унинг солиштирма оғирлиги $16,6\frac{1}{2}$ га тенг; $t_{c1} = 2850^\circ$, $t_{кап} = 5300^\circ$.

Ҳаво ва сув таъсирига, шунингдек, турли химиявий таъсирларга анча чидайди. Қуқун ҳолидаги тантал қиздирилганда яхши ёнади. Барқарорлик жиҳатидан уни асл металлларга ўхшаш дейиш мумкин; тантал анчагина қиммат туради. У кислоталарда ва ишқор эритмаларида эримайди; HNO_3 билан HF аралашмасида ва суюқлантирилган ишқорларда эрийди; газларни яхши адсорбилайди.

Танталнинг 2, 3, 4 ва 5 валентли бирикмалари маълум, лекин улардан энг муҳимлари 5 валентли тантал бирикмаларидир.

Тантал оксиди — Ta_2O_5 сувда ва кислоталарда эримайдиган, лекин HF да эрийдиган оқ моддадир. Ta_2O_5 га ишқор ва ишқорий металл карбонатлари қўшиб қиздирилганда танталат кислота тузлари — танталатлар, масалан, Na_3TaO_4 , K_3TaO_4 ҳосил бўлади.

Тантал қоррозияга чидамли бўлгани учун унинг қотишмалари хирургияда, айниқса, суяк хирургиясида ишлатилади. Тишни даволашда ишлатиладиган асбоблар тайёрлашда, радиотехникада ва рентген аппаратлари тайёрлашда ҳам танталдан фойдаланилади.

ЙИГИРМА ОЛТИНЧИ БОБ
ДАВРИЙ СИСТЕМА VI ГРУППАСИНИНГ
ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ

228-§. Хром группачаси. Хром Cr, молибден Mo ва вольфрам W хром группачасини ташкил этади. W билан Mo сийрак элементлардан, лекин хром группачасидаги элементларнинг ҳаммаси муҳим элементлардир. Хром ва молибденнинг сиртқи қаватида 1 та, сиртдан иккинчи қаватида 13 та, вольфрамнинг сиртқи қаватида 2 та ва сиртдан иккинчи қаватида 12 та электрон бор. Сиртқи қаватларида электронлари кам бўлгани учун улар электронлар бериб, реакцияга киришади. Бу эса уларда металлик хоссалар бор-

Даврлар	Категорлар	Элементлар	Тартиб нум- жери	Атом массаси	Валент- ликлари	Электронларнинг тақсимланиши					
						K s	L s p	M s p d	N s p d f	O s p d	P s
4	IV	Хром Cr	24	51,906	I II III IV V VI	2	2,6	2, 6, 5	1		
5	VI	Молибден Mo	42	95,94	II III IV V VI	2	2,6	2, 6, 10	2, 6, 5	1	
6	VI VII	Вольфрам W	74	18,85	II III IV	2	2,6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	2, 6, 4	2

лигини кўрсатади. Улар шу хоссалари жиҳатидан VI группа бош группачаси элементларидан фарқ қилади. Бош группача элементларининг сиртдан иккинчи қаватларида баъзиларида 8 та, баъзиларида эса 18 та электрон бўлади, шунинг учун бу элементлар бирикмалар ҳосил қилганда, барқарор қаватларидаги электронлар иштирок этмай, фақат сиртқи қаватларидаги электронлар иштирок этади. Ёнаки группача, яъни хром группачаси элементларида эса сиртдан иккинчи қават барқарор эмас, шунинг учун бу қаватларнинг электронлари ҳам бирикмалар ҳосил қилишда иштирок этади.

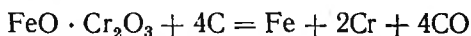
Шундай қилиб, бу элементларнинг валентлиги 2 дан 6 гача бўлади. Хром группачасидаги элементлар 6 валентли бирикмаларида кислота характерида бўлади, яъни бош группача элементларига ўхшайди, масалан: CrO_3 , MoO_3 , WO_3 , K_2CrO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, CaWO_4 . Бу элементларнинг паст валентликларида металл хоссалари намоён бўлади, масалан: CrCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrO_2Cl_2 , MoO_2F_2 , WO_2Cl_2 ва ҳоказо. Уч валентли хром бирикмалари ҳам муҳимдир. Бу элементларнинг кислоталик хоссалари Cr дан W га томон заифлашади.

Хром группасидаги элементлар водород билан бирикмалар ҳосил қилмайди. Улар қийин суюқланувчан металллардир. Масалан, W 3370° да суюқланади. Вольфрам металллар орасида энг қийин суюқланидиганидир, ундан юқори температурада суюқланувчи металл маълум эмас.

229-§. Хром (Chrom) Cr. Хром ер пўстлоғининг 0,03 процентини ташкил этади. У 1727 йилда Сибирь рудаси $PbCrO_4$ дан топилган ва чиройли рангда бўлгани учун хром (ранг) деб аталган; 4 табиий ва 6 сунъий изотопи бор.

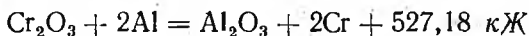
Хром табиатда, кўпинча, хромит (хромли темиртош) $Fe(CrO_2)_2$ ҳолида учрайди ва, одатда, $FeO \cdot Cr_2O_3$ шаклида ёзилади. Хром, баъзан, крокоит $PbCrO_4$ ҳолида ҳам учрайди. Бизда хромнинг энг муҳим конлари Урал, Кавказ ва Қозоғистондадир. Хром рудаларининг катта конлари чет мамлакатлардан Жанубий Африка Иттифоқи, Бразилия, Филиппин, Туркия ва Югославиядадир. Ойда ҳам хром борлиги аниқланди.

$FeO \cdot Cr_2O_3$ га кўмир таъсир эттирилса, ундан темир ва хром қайтарилади:



Бунда темир билан хром қотишмаси олинади, бу қотишма *феррохром* деб аталади ва тўғридан-тўғри хромли пўлатлар ишлаб чиқаришга кетади.

Агар тоза хром олиниши лозим бўлса, хром рудасидан аввал Cr_2O_3 олинади, кейин у алюминотермия усули билан қайтарилади:



Хром оч кул ранг тусли қаттиқ ва ялтироқ металл; унинг солиш-тирма оғирлиги 7,1 га тенг. $t_c = 1890^\circ$, $t_{кай} = 2660^\circ$; ҳаво ва нам таъсирига берилмайди, яъни коррозиланмайди, чунки хром ҳавода оксидланиб, унинг сирти юпқа зич оксид Cr_2O_3 қавати билан қопланиб қолади, бу қават хромни ҳаво ва нам таъсиридан сақлайди. Суюлтирилган қайноқ хлорид ва сульфат кислоталар таъсир эттирилганда, хром сиртидаги Cr_2O_3 қавати кислоталарда эрийди; хромни пассивлаштириб турган бу қават йўқолгани учун хром кислоталарда эрий бошлайди ва улардан водородни сиқиб чиқаради. Хром суюлтирилган нитрат кислота таъсирида оксидланади, концентрланган нитрат кислота ҳам хромни пассивлаштиради. Агар хром сиртидаги пассив парда қирилиб ёки HCl қўшиб иситиш йўли билан эритиб юборилса, пассив хром активлашиб кетади. Хром активлашгандан кейин совуқ HCl ва H_2SO_4 да ҳам яхши эриб, водородни сиқиб чиқаради. Бундай хромнинг электр мусбат ионланиш қобилияти анча кучлидир, у активлик қаторида рух билан темир орасида туради. Пассив хром олтин ва платинадан ҳам пассивроқ дейиш мумкин.

Хром қаттиқ қиздирилганда кислоталар билан бирикади. Қиздирилганда хром галогенлар ва олтингургут билан ҳам бирикади. Хром ўз бирикмаларида икки, уч ва олти валентли бўлади.

Хром, асосан, хромли пўлатлар тайёрлаш учун ишлатилади. Хромли пўлатлар қаттиқ бўлади, ўтга ва коррозияга яхши чидайдди, шунинг учун хром ўтга чидамли ва зангламайдиган пўлатлар таркибига киради. Масалан, таркибида 1—2% хром бўлган

пўлат ҳар жил асбоблар, автомобиль рессоралари, милтиқ стволлари ва зирх пўлат тахталар тайёрлаш учун ишлатилади. Таркибида 12% хром бўлган пўлат коррозияга ва турли кислоталар таъсирига чидамли бўлгани учун, ундан заводларнинг химиявий ускуналари, кесиш асбоблари ва қошиқ, пичоқ каби уй-рўзгор буюмлари тайёрланади. Бундай пўлатлар зангламас пўлат деб аталади. Кислоталар ишлаб чиқариладиган заводнинг ускуна ва аппаратлари 50—60% хромли қотишмалардан тайёрланади.

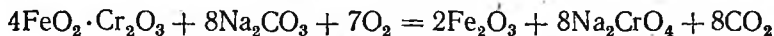
Хром бирикмалари. 2; 3 ва 6 валентли хромнинг ҳар жил бирикмалари ва CrO , $\frac{1}{2}\text{Cr}_2\text{O}_3$, CrO_3 оксидлари бор.

CrO асосли оксид, Cr_2O_3 амфотер оксид, CrO_3 эса кислотали оксиддир.

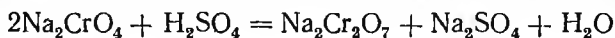
Икки валентли хром бирикмалари. Хромга хлорид кислота таъсир эттирилса, унинг хлориди — CrCl_2 , сульфат кислота таъсир эттирилганда эса сульфати — CrSO_4 ҳосил бўлади. Булар кўк туслидир, CrF_2 яшил, CrBr_2 сариқ, CrI_2 эса қизил тусли тузалардир. Cr^{2+} га ишқор таъсиридан қўнғир-сариқ тусли $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади. $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ва унинг тузлари ниҳоятда тез оксидланадиган моддалардир; демак, у кучли қайтарувчи бўлиб, ўзи оксидланганидан Cr^{3+} га айланади.

Уч валентли хром бирикмалари. Уч валентли хром оксиди Cr_2O_3 барқарордир. Табиатда хромнинг шу оксиди бошқа металлларнинг оксидлари билан бирга учрайди (масалан, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$).

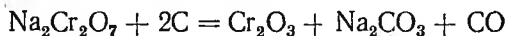
Саноатда тоза хром олиш учун, кўпинча, юқорида айтилгани каби, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ дан аввал Cr_2O_3 олиниб, кейин Cr_2O_3 дан алюминотермия усули билан хром олинади. $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ дан Cr_2O_3 ни олиш учун, унга сода қўшилиб, кислород иштирокида қиздирилади:



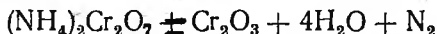
Ҳосил бўлган Na_2CrO_4 га H_2SO_4 таъсир эттирилиб, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ олинади:



$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кўмир билан қайтарилади:



Cr_2O_3 лабораторияларда $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дан олинади. Бунинг учун $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ қиздирилади:

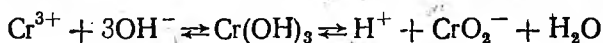


Cr_2O_3 — жуда қийин суюқланувчан яшил тусли порошок, сувда ҳам, кислоталарда ҳам эрмайди, у яшил бўёқлар тайёрлашда ишлатилади. Шиша ва чинниларни яшилга бўяшда ҳам Cr_2O_3 дан фойдаланилади.

Уч валентли хром гидроксиди $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ни ҳосил қилиш учун уч валентли Cr тузларига асослар таъсир эттирилади:

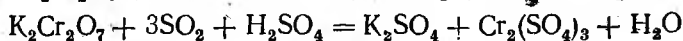
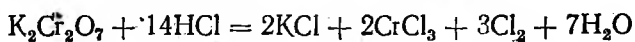


$\text{Cr}(\text{OH})_3$ — кўкимтир-кул ранг тусли чўкма, сувда оз эрийди, амфотерлик хоссаларига эга бўлиб, икки ёқлама диссоциланади:



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ га кислоталар таъсиридан мувозанат чап томонга силжийди ва Cr^{3+} тузлари, масалан, HCl , H_2SO_4 таъсиридан CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ тузлари ҳосил бўлади. Ишқорлар таъсиридан мувозанат ўннга силжийди ва HCrO_2 тузлари, масалан, KOH таъсиридан яшил тусли KCrO_2 тузи ҳосил бўлади, бу туз хромит деб аталади. Бунда $\text{Cr}(\text{OH})_3$ кислота хоссаларини намоён қилади, уни H_2CrO_3 ҳолида ёзиш мумкин, аммо у бир молекула сувни осон ажратиб чиқариб, HCrO_2 га айланади. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ кучсиз асос, HCrO_2 эса кучсиз кислотадир. HCrO_2 нинг тузларидан бири — хромнинг табиатда кўп учрайдиган бирикмаси $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ дир, уни $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ шаклида ҳам ёзиш мумкин. Бу туз сувда эримайди, аммо сувда эримайдиган хромитлар тўла гидролизланади.

Уч валентли хром тузлари, кўпинча, олти валентли хром бирикмаларидан олинадилар, масалан:



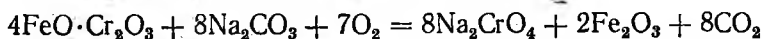
Cr^{3+} тузларининг ҳам сувда эрийдиганлари гидролизланади. Улар орасида энг муҳими ва кўп ишлатиладигани $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ дир. Бу модда йирик кристалллардан иборат кўкимтир бинафша тусли туз бўлиб, хромли аччиқтош деб аталади. Хромли аччиқтош териларни ошлашда ва маталарни бўяш учун хуруш сифатида кўп ишлатилади.

Олти валентли хром бирикмалари. Олти валентли хром оксиди CrO_3 — тўқ қизил тусли кристалл модда, сувда яхши эрийди, унда кучли оксидлаш хоссаси бор, чунки осон парчаланиб, кислород чиқаради:



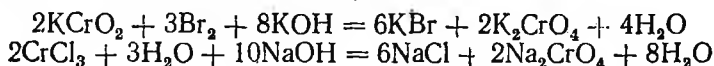
CrO_3 кислотали оксид, яъни ангидриддир, унинг хромат — H_2CrO_4 ва бихромат — $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоталари бор. Улар ўртача кучдаги кислоталардир. H_2CrO_4 учун $K_1 = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ учун $K_2 = 2 \cdot 10^{-2}$; демак, бихромат кислота хромат кислотадан кучлироқ. Хромат кислота ҳам, бихромат кислота ҳам эркин ҳолда олинмаган, фақат эритмадагина маълум, улар жуда тез сув ажратиб чиқариб, CrO_3 га айланади. Аммо бу иккала кислотанинг тузлари — хроматлар ва бихроматлар анча барқарор бирикмалардир. Хроматлар ва бихроматлар хромнинг энг муҳим ва кўп ишлатиладиган бирикмаларидир. CrO_4^{2-} оч сариқ, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ қизғиш-сариқ, хроматларнинг кўпчилиги сариқ, бихроматларнинг кўпчилиги эса қизғиш-сариқ туслидир.

Хроматлар олиш учун юқорида айтилганидек, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ га сода қўшилиб, кислород иштирокида қиздирилади:

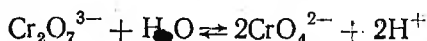


Ҳосил бўлган Na_2CrO_4 сувда эритилиб, Fe_2O_3 ажратиб олинади, агар K_2CrO_4 олиш лозим бўлса, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ га поташ K_2CO_3 қўшиб қиздирилади.

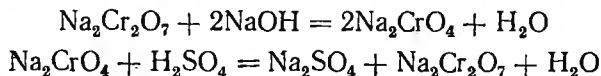
Кислороддан бошқа оксидловчилар таъсирида ҳам Cr^{3+} бирикмаларидан H_2CrO_4 тузларини олиш мумкин:



Хроматни бихроматга ва бихроматни хроматга айлантириш жуда осон. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ эритмадаги сув ионлари билан реакцияга киришиб, CrO_4^{2-} ҳосил қилади:



Бу реакцияда, оз бўлса-да, водород ионлари ҳосил бўлади, шунинг учун бихроматларга ишқорлар таъсир эттирилса, реакция ўнга силжийди ва хроматлар ҳосил бўлади. Хроматларга кислота таъсир эттирилганда мувозанат чап томонга еилжиб, хроматлар бихроматларга айланади:



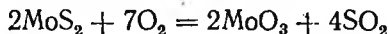
Бихроматларнинг хроматларга айланишини ва, аксинча, хроматларнинг бихроматларга айланишини эритма рангининг ўзгаришидан билиш мумкин.

Хромат ва бихроматлар кучли оксидловчи моддалар бўлганидан катта аҳамиятга эгадир. Натрий ва калий бихроматлар оксидловчи сифатида, айниқса кўп ишлатилади. Улар тўқимачилик, териларни ошлашда ва химия лабораторияларида ишлатилади. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ нинг тўйинган эритмаси билан концентрланган сульфат кислота тенг ҳажмда аралаштирилса, хромли аралашма ҳосил бўлади, бу аралашма лабораторияларда идишларни ювиш учун ишлатилади. K_2CrO_4 дан сариқ тусли мой бўёқ тайёрланади.

Хромнинг комплекс бирикмалари кўп бўлиб, улар жуда заҳарлидир.

230-§. Молибден (Molybdenum) Мо. Молибден Ер пўстлоғининг 0,001 процентини ташкил этади. Уни 1778 йилда Шееле топган. Молибденнинг 7 та табиий изотопи маълум, 11 та сунъий изотопи олинган.

Молибденнинг минераллари орасида энг муҳими ва энг кўп учрайдигани молибденит MoS_2 (молибден ялтироғи) дир. СССРда молибден рудалари Хакассия, Қозоғистон ва Ўзбекистонда учрайди. Чет мамлакатлардан АҚШ, Норвегия ва Марокашда молибден минераллари кўп. Соф молибден олиш учун MoS_2 ёндирилиб, MoO_3 ҳосил қилинади:



Кейин MoO_3 водород билан қайтарилиб, Мо олинади. Аллюминотермия усули билан ҳам молибден олиш мумкин.

Молибден кумуш каби оқ ва ялтироқ металл, кукун ҳолидагиси кул рангдир. Унинг солиштирма оғирлиги 10,2 га тенг; $t_c = 2620^\circ$ $t_{қай} = 4700^\circ$. Одатдаги температурада Мо барқарор, лекин 600° гача қиздирилганда MoO_3 ҳосил бўлади.

Мо хлорид кислотада, суюлтирилган сульфат кислотада ва концентрланган қайноқ сульфат кислотада эрийди.

Электр лампочкаларининг вольфрам толаси молибдендан ясалган симларга ўрнатилади. Мо юқори температура ҳосил қилинадиган электр печларида, рентген найида ва радио лампаларида ишлатилади. Молибденнинг энг кўп микдори (тахминан 90 проценти) коррозияга ва ўтга чидамли эластик пўлатлар тайёрлашга кетади. Бунинг учун, молибден рудасига темир ва кокс аралаштирилиб, электр печларида қиздирилади, бунда темир билан молибден қотишмаси — ферромolibден ҳосил бўлади, ундан эса молибденли пўлатлар тайёрланади. Бундай пўлатлар авиация саноатида, автомобилсозликда, тез кесар асбоблар, химия аппаратлари ишлаб чиқаришда ва ҳарбий техникада ишлатилади.

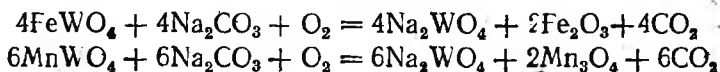
Мо ўз бирикмаларида 2, 3, 4, 5 ва 6 валентли бўлади, энг аҳамиятли ва барқарор бирикмалари 6 валентли Мо бирикмаларидир.

Молибден оксиди — MoO_3 , юқорида айтилганидек, MoS_2 ёндирилганда ёки Мо қиздирилганда ҳосил бўлади. У оқ порошок бўлиб, сувда оз эрийди, аммо концентрланган қайноқ сульфат ва хлорид кислотада, шунингдек, аммиакда яхши эрийди.

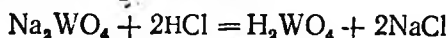
MoO_3 га мувофиқ келадиган кислота молибдат кислота H_2MoO_4 дир. H_2MoO_4 — оқ кукун бўлиб, сувда жуда оз эрийди. Унинг тузлари молибдатлар дега аталади. Молибдатлар рангсиздир. H_2MoO_4 да амфотерлик хоссалари бор, у ишқорларда ва аммиакда эриб, молибдатлар ҳосил қилади, кислоталарда ҳам эрийди; кучсиз кислотада эриганда $Mo_2O_7^{2-}$ тузлари, кучли кислотада эриганда эса MoO_2^{2+} молибденил тузлари ҳосил бўлади. Кўпгина молибдатлар комплекс бирикмалар бўлиб, таркиби мураккабдир. Улардан аммоний-молибдат $(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4H_2O$ аналитик химияда фосфат йонини топиш ва фосфат микдорини аниқлаш учун ишлатилади. Аммоний молибдатнинг нитрат кислотадаги эритмаси фосфат билан реакцияга киришганда $(NH_4)_2PO_4 \cdot 12MoO_3 \cdot 6H_2O$ таркибли сариқ чўкма ҳосил бўлади. Мо ўсимликлар учун зарур бўлган микроэлементдир. Ўсимликларнинг азот, фосфор ва кальцийни ўзлаштиришда Мо нинг аҳамияти катта. Масалан, Мо дуккакли ўсимликлар ва азотобактериялар фаолиятини оширади, яъни азотнинг боғланишига ёрдам беради. Мо ўсимликлар орқали ҳайвон организмга ҳам ўтади, аммо Мо нинг ортиқча микдоридан ўсимликлар ҳам, ҳайвонлар ҳам касалланади.

231-§. Вольфрам (Wolfram) W. Вольфрам Ер пўстлоғининг 0,007 процентини ташкил этади, уни 1771 йилда Шееле топган. Вольфрамнинг бешта табиий изотопи ва 12 та сунъий изотопи маълум. Вольфрамнинг энг муҳим рудалари вольфрамат кислота H_2WO_4 нинг тузлари — вольфраматлардир. Табиатда темир ва марганец вольфраматлари изоморф ҳолда учрайди, уни $xFeWO_4 \cdot yMnWO_4$ ёки қисқача (Fe, Mn) WO_4 шаклида ёзиш мумкин. Табиатда кальций вольфрамат

CaWO₄ ҳам учрайди, у шеелит деб аталади. Вольфрам конлари СССР да кўп жойларда, масалан, Ўзбекистонда ва Қоғоғистонда бор, чет мамлакатлардан Хитой, Португалия ва Бирмада учрайди. Тоza вольфрам олиш учун вольфрамнинг бойитилган рудаси, масалан, вольфрамит концентратига сода қўшиб қиздирилади:



Сўнгра сув таъсир эттирилиб, Na₂WO₄ эритмага утказилади, Fe₂O₃ ва Mn₂O₃ сувда эримайди ва чўкма ҳолида қолади. Кейин Na₂WO₄ га HCl таъсир эттирилиб, H₂WO₄ олинади:



Бунда H₂WO₄ сариқ тусли чўкма ҳолида тушади. Сўнгра у қиздирилиб WO₃ олинади:



WO₃ водород билан қайтарилиб, вольфрам олинади.

Вольфрам кумушдай оқ ялтироқ металл бўлиб, солиштирма оғирлиги 19,3 га тенг; $t_c = 3400^\circ$, $t_{\text{қаб}} = 5930^\circ$. Вольфрам ҳавода барқарордир, фақат қаттиқ қиздирилганда оксидланади. Кукун ҳолидаги вольфрам эса нам ҳавода оксидланади. Вольфрам хлорид, сульфат ва нитрат кислоталарда, ҳатто зар сувида ҳам эримайди, фақат HNO₃ да ва зар сувида юзаки оксидланади. Вольфрам нитрат кислота билан фторид кислота аралашмасидагина эрийди. Вольфрамга ишқор қўшиб, кислород иштирокида қиздирилганда ишқор билан реакцияга киришади.

Вольфрам барча металлар орасида энг юқори температурада суюқланадиган бўлганидан, электр лампаларнинг толаси вольфрамдан ишланади. Бунинг учун вольфрам олмосли тешиклардан тортилиб, жуда ингичка толага айлантирилади. Турли радиолампа-паларнинг, рентген найларининг баъзи қисмлари, водород горелкасининг электродлари вольфрамдан ишланади. Вольфрамнинг энг кўп қисми (90% га яқини) вольфрамли пўлатлар тайёрлашга кетади. Бунинг учун вольфрам рудасининг концентратлари кўмир ёки алюминий билан қайтарилади; бунда темир билан вольфрам қотишмаси — ферровольфрам ҳосил бўлади, кейин ундан турли пўлатлар тайёрланади. Ванадий ва хром қўшилган вольфрамли пўлатлардан тезкесар пармалар ясалади. Бундай пўлатларда 14% дан 22% гача вольфрам бўлади.

W қўшилган пўлатлар авиация ва автомобиль саноатида ҳамда конструктив қотишмалар тайёрлашда ишлатилади.

Победит номли қотишма, асосан, вольфрам карбиддан иборат бўлиб (таркибида кобальт ҳам бор), қаттиқлиги 9,9 га етади (олмоснинг қаттиқлиги 10 га тенгдир). У чинни, шиша, чўян ва пўлатларни кесиш ҳамда тарашлашда ишлатилади. Тошкент областидаги Мо — W қаттиқ қотишма заводи иттифоқимиздаги энг катта Мо — W заводларидан биридир.

Вольфрам ўз бирикмаларида 4, 5 ва 6 валентли бўлади. Энг муҳим бирикмалари олти валентли вольфрам бирикмаларидир. WO_3 — кислотали оксиддир; у сариқ тусли қаттиқ модда бўлиб, сувда жуда оз эрийди, ишқорларда эриб, вольфрамат кислотанинг тузлари — вольфраматлар ҳосил қилади. Вольфрамат кислота H_2WO_4 ҳам сувда ғоят оз эрийдиган, оч сариқ рангли кучсиз кислотадир. K, Na вольфраматлар рангсиз тузлар бўлиб, сувда яхши эрийди.

Демак, Cr, Mo ва W нинг химиявий активлиги Cr дан W га томон камайиб боради, уларнинг валентликлари ўзгарувчан бўлади, энг барқарор ва муҳим бирикмаларида улар олти валентлидир. CrO_3, MoO_3 ва WO_3 — кислотали оксидлар бўлиб, уларга мувофиқ келадиган кислоталар $H_2CrO_4, H_2MoO_4, H_2WO_4$ нинг кучи H_2CrO_4 дан H_2WO_4 га томон камайиб боради. Бу элементлар олти валентли бирикмалари жиҳатидан олтингугуртга ўхшайди. Шунинг қайд қилиш керакки, уларнинг ҳам, олтингугуртникига ўхшаш, оксигалогенидлари бор, масалан: CrO_2Cl_2 — хромил хлорид.

ЙИГИРМА ЕТТИНЧИ БОБ
ДАВРИЙ СИСТЕМА VII ГРУППАСИНИНГ
ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ

Марганец группачаси.

232-§. Умумий маълумот. VII группанинг ёнаки группчасига марганец Mn, технеций Tc ва рений Re элементлари киради.

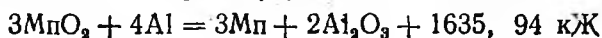
Даврлар	Категорлар	Элементлар	Тартиб номери	Атом массаси	Валентликлар	Электронларнинг тақсимланиши					
						K	L	M	N	O	P
						s	p	s p d	s p d f	s p d	s
4	IV	Марганец Mn	25	54,9380	II IIIIVVVI VII	2	2,6	2, 6, 5	2		
5	VI	Технеций Tc	43	[99]	IV VI VII	2	2,6	2, 6, 10	2, 6, 6	1	
6	VIII	Рений Re	75	186,2	IIIIVVVI VII	2	2,6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14	2, 6, 5	2

Бу элементларнинг сиртқи қаватида 2 та (технецийда 1 та), сиртдан иккинчи қаватида эса 13 та (технецийда 14 та) электрон бор. Реакцияда бу элементлар сиртқи қаватидаги икки электронни бериб, икки мусбат зарядли бўлади, аммо шароитга қараб, сиртдан иккинчи қаватидан 5 тагача электрон бериши мумкин; демак, уларнинг ҳам, галогенларники каби, валентликлари ўзгарувчан бўлади ва ҳосил қилган турли бирикмаларида юқори валентлиги +7 га етади. Аммо галогенларнинг сиртқи қаватида 7 та электрон бўлгани учун, улар бир электронни осон қабул қилиб, манфий бир валентли бўлади, марганец группасидаги элементлар эса, сиртқи қаватида 2 та электрон бўлгани учун, электрон қабул қила олмайди ва реакцияларда фақат электрон йўқотади.

233-§. Марганец (Manganum) Mn. VII группа ёнаки группачасидаги элементлар орасида энг муҳими марганецдир. У ер пўстлоғининг 0,1 процентини ташкил этади. Марганецнинг бир барқарор изотопи маълум, унинг 10 та сунъий изотопи олинган. Марганецнинг табиатда энг кўп учрайдиган бирикмаси пиролюзит MnO_2 дир. Бундан ташқари, Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , MnS , MnS_2 каби бирикмалари ҳам учрайди.

Бизда марганец рудаларининг энг катта конлари Закавказьеда, Украинада, Грузияда, Уралда, Ғарбий Сибирда, Қозоғистон (Қустанай кони)дадир; чет эллардан Ҳиндистен, Жанубий Африка ва Бразилияда ҳам марганец конлари бор.

Марганец алюминотермия усули билан олинади:



Марганец тузларининг эритмасини электролиз қилиб ҳам марганец олиш мумкин. Марганецнинг энг кўп қисми темирнинг турли қотишмаларини тайёрлашда ишлатилади. Марганец рудалари темир рудаларига қўшилиб, домна печларида ёки электр печларида кўмир билан қайтарилади-да, темир ва марганец қотишмаси — ферромарганец олинади. Ферромарганецда 20% дан 90% гача Mn бўлади.

Марганец оқ тусли қаттиқ металл бўлиб, солиштирма оғирлиги 7,4 га тенг; $t_c = 1250^\circ$, $t_{\text{кал}} = 2150^\circ$.

Ҳавода марганецнинг сирти юпқа оксид қавати билан қопланади, бу қават уни кейинги оксидланишдан сақлайди, аммо кукун ҳолидаги марганец осон оксидланади. Марганец водород билан бирикмайди, галогенлар билан осон бирикади, олтингургурт, азот, фосфор ва углевод билан қиздирилганда бирикади.

Марганец суюлтирилган кислоталардан водородни сиқиб чиқариб, икки валентли марганец тузларини ҳосил қилади. Mn қиздирилганда сувдан ҳам водородни сиқиб чиқаради.

Ферромарганецдан турли пўлатлар тайёрланади. Марганецли пўлатлар механик таъсирларга ғоят чидамли ва пишиқ бўлгани учун ундан темир йўл рельслари, экскаватор қисмлари, сейфлар, тош майдалагичларнинг шарлари тайёрланади. Бундай пўлатда тахминан 12 — 15% Mn, 83 — 87% Fe ва 1 — 2% C бўлади.

Марганецнинг манганин номли қотишмаси ҳам бор. Унинг таркиби 85% Cu, 12% Mn ва 3% Ni дан иборат. Манганиннинг электр ўтказувчанлиги температуранинг ўзгариши билан ўзгармайди, шунинг учун у электротехникада катта аҳамиятга эга.

Марганец бирикмалари

Марганец ўз бирикмаларида 2 валентлидан 7 валентлигача бўлиши мумкин. Марганецнинг валентлигига қараб, бирикмаларининг хоссалари ҳам турлича бўлади. Қуйида марганец билан кислород бирикмаларининг хоссалари келтирилган:

MnO — марганец (II)-оксид — асосли оксид;

Mn₂O₃ — марганец (III)-оксид — асосли оксид;

MnO₂ — марганец (IV)-оксид — амфотер оксид;

(MnO₃) — марганец (VI)-оксид — кислотали оксид;

Mn₂O₇ — марганец (VII)-оксид — кислотали оксид.

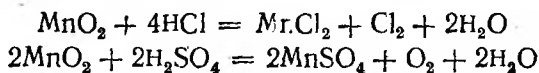
Демак, марганец валентлигининг ортиши билан асослик хоссалари камайиб, кислоталик хоссалари ортиб боради.

MnO га мувофиқ келадиган Mn²⁺ нинг тузлари ва Mn₂O₇ га мувофиқ келадиган HMnO₄ тузлари марганецнинг аҳамиятли бирикмаларидир.

Икки валентли марганец бирикмалари. Марганецнинг юқори оксидларини водород билан қайтариш орқали марганец (II)-оксид MnO ҳосил қилинади. У сувда эримайдиган ва ҳавода осон оксидланадиган яшил тусли моддадир.

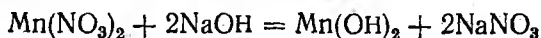
Табиатда икки валентли марганецнинг MoS, MnCO₃ каби бирикмалари учрайди.

Mn^{2+} нинг тузларини ҳосил қилиш учун, одатда, MnO_2 га кислоталар таъсир эттирилади:

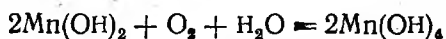


Марганецнинг бошқа минералларига кислоталар таъсир эттириш йўли билан ҳам Mn^{2+} тузларини ҳосил қилиш мумкин. Реакция қиздириш йўли билан олиб борилади. Mn^{2+} тузларининг кўпчилиги пуштидир, хлорид, нитрат ва сульфатлари сувда яхши эрийди.

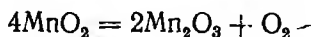
Mn^{2+} тузларига ишқорлар таъсиридан оқ чўкма — марганец (II)-гидроксид $Mn(OH)_2$ ҳосил бўлади:



$Mn(OH)_2$ сув иштирокида ҳаво кислороди билан оксидланиб, $Mn(OH)_4$ га айланади:



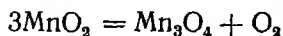
Уч валентли Mn^{3+} бирикмалари. MnO_2 ни 800° гача қиздириш йўли билан уч валентли Mn оксиди Mn_2O_3 ҳосил қилиш мумкин:



Mn_2O_3 — қора тусли модда, табиатда гидрат $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ ҳолида учрайди ва манганит деб аталади. Mn_2O_3 га мувофиқ келадиган тузлар беқарордир. $Mn(OH)_3$ — ғоят кучсиз асос бўлиб, сувда эримайди.

Тўрт валентли марганец бирикмалари. Марганец (IV)-оксид MnO_2 — қора тусли модда; бу модда марганецнинг энг барқарор бирикмаси бўлиб, амфотерлик хоссаларига эга ва кучли оксидловчидир.

MnO_2 қаттиқ қиздирилганда ($900 - 1000^\circ$ дан юқорида) кислороднинг бир қисмини йўқотиб, Mn_3O_4 га айланади:

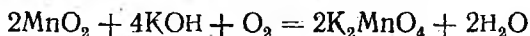


Буни манганат кислота H_2MnO_4 нинг Mn^{2+} тузи марганец манганат ёки $MnO \cdot Mn_2O_3$ деб қараш мумкин. Қўнғир тусли бу модда табиатда ҳам учрайди ва гаусманит деб аталади.

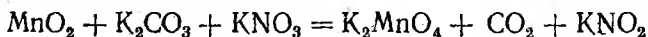
Марганецнинг барча бирикмалари ҳам, марганецнинг ўзи ҳам MnO_2 дан олинади. MnO_2 лабораторияларда бертоле тузидан кислород олишда катализатор сифатида, HCl дан хлор олишда оксидловчи сифатида ишлатилади. MnO_2 гугурт саноатида ишлатилади. Шиша ишлаб чиқаришда шишанинг яшил тусини йўқотиш учун унга MnO_2 қўшилади. Шишанинг таркибида Fe^{2+} борлигидан шиша яшил тусда бўлади. MnO_2 эса Fe^{2+} ни оксидлаб, Fe^{3+} га айлантиради. Fe^{3+} бирикмалари шишага сарғиш тус беради. MnO_2 даги Mn^{4+} эса Mn^{2+} га қадар қайтарилиб, кўк тусли Mn^{2+} силикат ҳосил қилади. Fe^{3+} нинг сарғиш туси билан марганец силикатнинг кўк туси бир-бирини йўқотади ва, натижада, рангсиз шиша ҳосил бўлади.

Олти валентли марганец бирикмалари. Марганецнинг MnO_3 оксиди олинган эмас, лекин унга мувофиқ келадиган H_2MnO_4 — манганат кислота маълум; унинг тузлари — манганатлар ҳосил қилган. Манганат кислота ғоят беқарор бирикмадир.

Манганатлар, одатда, MnO_2 ва KOH аралашмасини ҳаво кислороди иштирокида қиздириш йўли билан олинади:

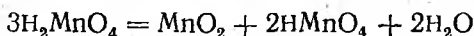


MnO_2 га поташ ва селитра қўшиб қиздириш йўли билан ҳам K_2MnO_4 ҳосил қилиш мумкин:

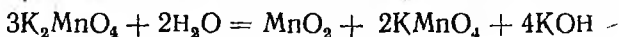


манганат иони — MnO_4^{2-} яшил тусли бўлганидан, манганатлар ҳам яшилдир.

Манганат кислота H_2MnO_4 манганатларга кислоталар таъсиридан ҳосил бўлади ва ғоят беқарор бўлгани учун тезда парчаланиб кетади:



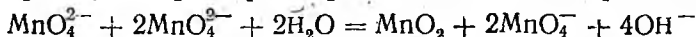
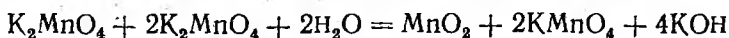
Na ва K манганатлар сувдаги эритмаларида гидролизланиб, H_2MnO_4 ҳосил қилади. H_2MnO_4 нинг парчаланишидан ҳосил бўлган $HMnO_4$ ва KOH ўзаро реакцияга киришиб, $KMnO_4$ ҳосил қилади:



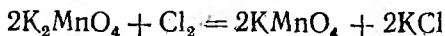
Бунда яшил тусли эритма гунафша тусга киради.

Аммо манганатлар ишқорларнинг суолтирилган эритмаларида анча барқарор бўлади.

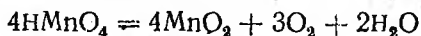
Юқоридаги реакцияларда бир молекуладаги Mn^{6+} икки молекуладаги Mn^{6+} ни Mn^{7+} га қадар оксидлайди, ўзи эса Mn^{4+} га қадар қайтарилади. Демак, MnO_4^{2-} қисман оксидланиб, қисман қайтарилади:



Лекин MnO_4^{2-} га кучли бирор оксидловчи таъсир эттирилса, у оксидланиб, батамом MnO_4^- га айланади:



Етти валентли марганец бирикмалари. H_2MnO_4 нинг оксидланишидан ҳосил бўлган $HMnO_4$ — перманганат кислота Mn_2O_7 га мувофиқ келадиган кислотадир. Перманганат кислота кучли оксидловчи ва кучли кислотадир, у кучи жиҳатидан HCl ва HNO_3 билан бир қаторда туради. MnO_4^- гунафша туслидир. $HMnO_4$ сувсиз ҳолда олинмаган, эритмада концентрациясини 20% га қадар ошириш мумкин, ундан юқорида парчалана бошлайди.



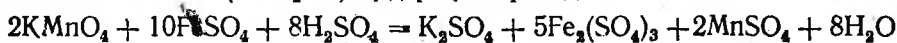
$HMnO_4$ нинг тузлари — перманганатлар туқ гунафша тусли кристалл моддалар бўлиб, ғоят кучли оксидловчидир. Бу тузлар сувда оз эрийди. Калий перманганат $KMnO_4$ энг кўп ишлатиладиган перманганат-

дир. У 200° да қиздирилганда парчаланиб, кислород ажратиб чиқаради:



Медицинада у дезинфекцияловчи модда, химия лабораторияларида эса оксидловчи модда сифатида кўп ишлатилади. Лабораторияда, баъзан, кислород олишда ҳам ишлатилади.

KMnO_4 кислотали муҳитда кучли оксидловчидир; у кислотали муҳитда Mn^{2+} га қадар қайтарилади. Ишқорий ва нейтрал муҳитда эса унинг оксидланиш хусусияти озроқ пасайиб, Mn^{6+} га қадар, асосан, Mn^{4+} га (MnO_2 га) қадар қайтарилади:

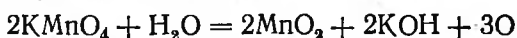


Бунда икки молекула KMnO_4 дан 5 атом кислород ажралиб чиқади:

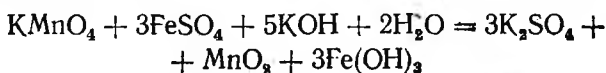


2 ион Mn^{7+} 10 ион Fe^{2+} ни оксидлаб, ўзи Mn^{2+} га қадар қайтарилади.

Нейтрал ва ишқорий муҳитда 2 молекула KMnO_4 дан 3 атом кислород ажралиб чиқади:

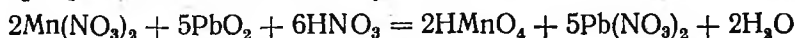


Mn^{7+} иони Fe^{2+} ни оксидлаб, ўзи Mn^{4+} га қадар қайтарилади:



KMnO_4 кислотали муҳитда кучли оксидловчи бўлгани учун, Fe^{2+} ни KMnO_4 билан оксидлашда, оксалат кислота ва оксалатларни ҳамда сульфит кислота ва сульфитларни оксидлашда реакция кислотали муҳитда олиб борилади.

Аналитик химияда Mn^{2+} ни топиш учун у бирор оксидловчи ёрдамида MnO_4^- га қадар оксидланади. MnO_4^- гунафша тусли бўлганидан унинг озгина миқдорини ҳам дарҳол кўриш мумкин. Бунинг учун одатда, оксидловчи сифатида PbO_2 олинади ва реакция концентрланган H_2SO_4 ёки HNO_3 иштирокида ўтказилади:



Перманганат ангидрид Mn_2O_7 — яшил-қўғир тусли суяқлик; у ҳам перманганатлардан олиниши мумкин. Бунинг учун, перманганат кислота тузларига концентрланган H_2SO_4 таъсир эттирилади:



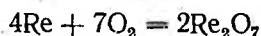
Mn_2O_7 мойсимон оғир суяқлик бўлиб, унинг солиштира оғирлиги 22, 4 га тенг. Уни совуқ ва қуруқ жойда эҳтиётлик билан сақлаш керак, лекин озгина иситилса, ёки бирор ёқилги теккизилса, дарҳол портлаб кетади.

234-§. Технеций (Technetium) Тс. Д. И. Менделеев элементлар даврий системасини тузишда 43 номерли жойни бўш қолдириб, унга

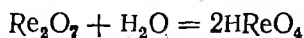
қўйилиши керак бўлган элементни экамарганец деб атади ва унинг асосий хоссаларини олдиндан айтиб берди. Бу элемент биринчи марта 1937 йилда сунъий йўл билан (молибденни дейтронлар билан бомбардимон қилиш орқали) ҳосил қилиниб, унга технеций деган ном берилди. Технеций сунъий радиоактив элементдир, у ер пўстлоғида ҳозиргача топилган эмас, аммо турли ядро реакцияларида унинг ғоят кўп изотоплари ${}_{43}^{32}\text{Tc} - {}_{43}^{10}\text{Tc}$ олинган. Масалан, ядро реакторларида уран, торий, плутонийнинг занжир реакцияларида технеций ҳосил бўлади, унинг Қуёш атмосферасида ҳам борлиги аниқланган. Технеций металлнинг солиштира оғирлиги 11,5 га тенг. Технеций барча металллар орасида энг юқори критик температурага эгадир; у ўз хоссалари жиҳатидан марганецга ва кўпроқ ренийга ўхшайди. Технеций ҳам ўз бирикмаларида 4,6 ва 7 валентли бўлади. KMnO_4 каби KTcO_4 — калий пертехнетат ҳам кучли оксидловчи моддадир. У коррозияга энг яхши ингибиторлиги аниқланган.

235- §. Рений (Rhenium) Re. Рений 1925 йилда топилган. У Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-7}$ процентини ташкил этади. Унинг иккига табиий ва ўн тўққизта сунъий изотопи бор. Рений мис ви қўрғошин рудалари билан, айниқса, молибден рудалари билан бирга учрайди; молибден ажратиб олишда чиққан қолдиқдан рений олинади. Рений бирикмаларидан водород ёрдамида қайтариш, ёки калий перренат эритмасини электролиз қилиш йўли билан рений олинади. Рений кумушдай оқ ва ялтироқ металл бўлиб, солиштира оғирлиги 21 га тенг; $t_c = 3170^\circ$, $t_{\text{қай}} = 5900^\circ$. Рений одатдаги температурада барқарор, аммо кукун ҳолида тез оксидланади; қиздирилганда галогенлар, олтингугурт ва кислород билан бирикади, хлорид ва сульфат кислоталарда эрийди, нитрат кислота эса уни перренатга қадар оксидлайди.

Ренийнинг кислород билан тўғридан-тўғри бирикишидан перренат ангидрид Re_2O_7 ҳосил бўлади:



Re_2O_7 — сариқ тусли қаттиқ модда, сувда осон эриб, перренат кислота ҳосил қилади:



HReO_4 — кучли кислота; унинг тузлари — перренатлар орасида энг аҳамиятлиси калий перренатдир. Калий перренат сувда оз эрийди. ReO_4^- — рангсиз ион, Ренийнинг ReO_2 ва ReO_3 каби оксидлари ҳам олинган.

Рений юқори температурага чидамли ва унинг электр қаршилиги юқори бўлгани сабабли, ундан электр лампаларининг толалари, электродлар тайёрланади. Рений вольфрам тола ва электродларни қоплашда ишлатилади. Рений баъзи реакцияларда катализатор сифатида ҳам ишлатилади. Унинг қотишмалари юқори температурага ва коррозияга чидамлидир; ренийнинг платина билан ҳосил қилган қотишмасидан термоэлементлар тайёрланади.

ЙИГИРМА САККИЗИНЧИ БОБ
ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VIII ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврлар	Қаторлар	Элементлар	Тартиб номери	Атом маъсаси	Валентлик- лари	Электронларнинг тақсимланиши													
						K		L			M			N			O		P
						s	s	s	p	p	d	s	p	d	f	s	p	d	s
4	IV	Темир Fe . . .	26	55,847	II IV VI VI	2	2, 6	2, 6, 6	2										
		Кобальт Co . .	27	58,933	II III IV	2	2, 6	2, 6, 7	2										
5	VI	Никель Ni . . .	28	58,71	II III IV	2	2, 6	2, 6, 8	2										
		Рутений Ru . .	44	101,07	II III IV V VI VII VIII	2	2, 2, 2	6, 10	2, 6, 7,				1						
6	VII	Родий Rh . . .	45	102,905	III IV	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 8,				1						
		Палладий Pd . .	46	106,4	II III IV	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10				2, 6, 6						
		Осмий Os . . .	76	190,2	II III IV V VI VII	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14								2		
		Иридий Ir . . .	77	192,2	I III III IV VI	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14				2, 6, 7				2		
		Платина Pt . . .	78	195,09	II III IV VI	2	2, 6	2, 6, 10	2, 6, 10, 14				2, 6, 9				1		

236-§. Умумий характеристика. Даврий системанинг саккизинчи группаси Д. И. Менделеев жадвалида катта даврларнинг ўрта қисмига жойлашган элементларнинг учта триадасини ўз ичига олади; темир Fe, кобальт Co, никель Ni 4-даврга кириб, биринчи триадани, рутений Ru, родий Rh, палладий Pd 5-даврга кириб, иккинчи триадани, осмий Os, иридий Ir, платина Pt эса 6-даврга кириб, учинчи триадани ҳосил қилади. Бу уч триада шу уч давр жуфт қаторларининг охирида туради. Бу элементлардан кўпчилигининг сиртқи қаватларида 2 тадан, баъзиларида эса биттадан электрон бор; улардан ҳаммасининг сиртдан иккинчи қаватлари электронлар билан тўлиб бўлмаган. Сиртқи қаватларида фақат 2 та ва баъзиларида 1 та электрон бўлгани учун бу элементлар реакцияда фақат электрон йўқотади — уларда металллик хоссалари бор. Бу элементлар сиртқи қаватларидаги электронларидан ташқари, яна сиртдан иккинчи тўлмаган қаватдаги электронларининг ҳам баъзиларини бериши мумкин. Шундай қилиб, улар 2,3 ва 4 валентли бўлади, лекин 4 дан юқори валентлик буларда кам учрайди.

Биринчи триададаги элементлар Fe, Co, Ni ўзаро жуда ўхшаш бўлганидан, улар темир группасидаги элементлар дейилади. Иккинчи ва учинчи триада платина группаси металлари деган умумий ном билан аталади. Улар ҳам ўзаро ўхшаш ва табиатда, кўпинча, бирга учрайди; улардан энг муҳими ва энг кўп учрайдигани платина бўлгани учун, бу элементлар платина группасидаги металллар деб аталади.

Темир группачаси

237-§. Темир (Ferrum) Fe. Темир инсонга қадимдан маълум элементдир; эраמידан аввалги икки мингинчи йиллар охирида инсон темирдан фойдаланган. Метеорит темирдан эса одамлар ибтидоий даврлардан бошлаб фойдаланганлар. Ерга ҳар суткада 20 минг *m* га яқин метеорит тушиб туради.

Темир ер пўстлоғининг 4,2 процентини ташкил этади ва бу жиҳатдан олганда алюминийдан кейинги ўринда туради. Темирнинг 4 та барқарор изотопи бор: ^{54}Fe (5,82%), ^{56}Fe (91,66%), ^{57}Fe (2,19%), ^{58}Fe (0,33%). Темирнинг 6 та сунъий изотопи олинган: ^{52}Fe , ^{53}Fe , ^{55}Fe , ^{59}Fe , ^{60}Fe , ^{61}Fe .

Темир табиатда эркин ҳолда жуда кам учрайди. Унинг муҳим рудалари қизил темиртош (гематит) Fe_2O_3 , қўнғир темиртош (гидрогематит) лар; $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — лимонит, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гетит, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — турбит (магнит темиртош), Fe_3O_4 — (магнетит), шпатли темиртош FeCO_3 (сидерит), FeS_2 — темир колчедани (пирит) дир. Булардан ташқари, унинг турли силикатлари ва бошқа элементлар билан ҳосил қилган бирикмалари ҳам бор.

Темир ҳайвон ва ўсимликлар организмида ҳам бўлади. Қоннинг мураккаб химиявий бирикмаси — гемоглобиннинг энг муҳим таркибий қисми темирдир. Бир киши қонида тахминан 2,5 г темир бўлади. Темирнинг аҳамияти катта, организм темирсиз нафас ололмайди. Упканинг нозик капиллярларида қоннинг гемоглобини ҳаво кислородини бириктириб, организмнинг барча органларига тарқатади. Демак, темир одам ва ҳайвонлар ҳаёти учун зарур элементдир*.

СССРда Урал, Сибирь, Узоқ Шарқ, Кривой Рог, Курск, Керчь ярим ороли, Жанубий Уралда темир рудаларининг катта-қатта конлари бор. Мамлакатимиз темир запасининг 20 проценти Қозоғистондадир. Темир рудалари запаси жиҳатидан СССР дунёда биринчи ўринда туради.

Чет мамлакатлардан АҚШ, Франция, Швеция, ГДР, ГФР, Люксембург, Англия, Африка, Чехословакия, Канада, Венесуэла, Куба, Чили ва Бразилияда темир рудаси конлари бор.

238-§. Чўян. Темир рудалари кўмир ёрдамида қайтарилганда темир ҳосил бўлади, қайтарилган темир озроқ миқдор кўмирни эритиб, чўянга айланади. Чўянда рудадаги баъзи Mn, S, Si, P қўшимчалари ҳам бўлади. Рудалардан темир домна печларида қайтарилади. Домна печларининг баландлиги 25 м дан ортади; уларнинг ички қисми ўтга чидамли ғиштдан ишланиб, сиртига темир ё

* Одам организми темирни овқатдан олади. Организм темирни ҳазм қила олмаса ёки овқатда темир етишмаса, темир етишмаслик касаллиги деб аталган кам қонлик касаллиги пайдо бўлади; бу касаллик темир билан даволанади. Организмда темир ҳаракати темирнинг нишонланган атомлари — темир изотоплари воситаси билан бирмунча мукаммал текширилган.

Темир ўсимликларга кўк тус берувчи хлорофилл таркибига кирмаса-да, хлорофил ҳосил бўлишда катта аҳамиятга эгадир. Темир етишмаса, ўсимлик яхши ўсмайди ва сарғаяди, бу ҳодиса хлороз касаллиги деб аталади.

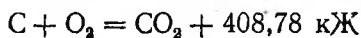
пўлат ҳалқалар, ёки яхлит металл тахталар тортилади; печнинг ички диаметри 6 м дан ортиқ бўлади.

Печнинг энг юқориги қисми колошник деб аталади. Унинг пастги шахта дейилади, шахта пастга томон кенгайиб боради. Домнанинг энг кенг жойи распар деб аталади, распардан пастга томон торая бориб, энг пастки қисми цилиндр шаклида бўлади ва горн деб аталади (88-расмга қаранг).

Домна печининг колошникдаги қопқоқли туйнукдан кокс, руда ва флюс навбатма-навбат тушириб турилади. Флюс рудадаги бекорчи жинсларни ва ёқилғи қулини осон суюқланувчан моддаларга айлантиради. Бу моддалар шлак дейилади. Домна процессида, руда таркибига қараб, флюс сифатида доломит, кварцит ва, кўпинча, оҳақтош ишлатилади.

Домна процесси узлуксиз бир неча йил давом этади, лекин, домна печи ҳаминша тўла бўлиши лозим, шунинг учун печь ичида колошникка яқин ерда озгина жой бўшади дегунча, унга дарҳол (ҳар 5—10 минутда) кокс, руда ва флюс киритиб турилади. Горнда учта махсус тешик бор. Уларнинг юқоридагисидан ҳаво ёки кислород бериб турилади, пастроқдаги тешикларнинг биридан шлак, иккинчисидан эса чўян чиқарилади.

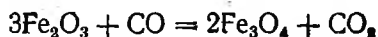
Горнга 700—800° га қадар иситилган ҳаво (сўнгги вақтларда O_2) берилади; кокснинг ёнишидан температура 1800° га етади. Бунда кўмир чўғи кислород билан бирикиб, CO_2 ҳосил қилади.



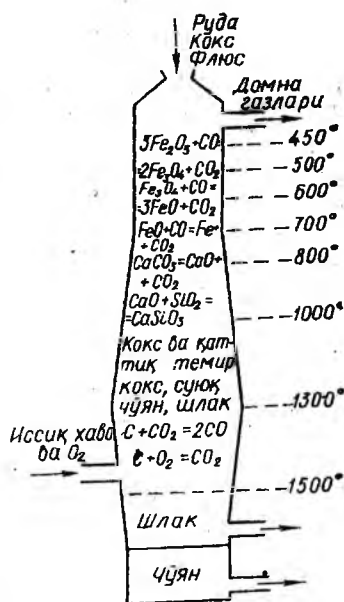
CO_2 домнада юқорига кўтарилаётган вақтда темир рудасидан темирни қайтариб боради.

Горнда температура 1800° бўлиб, распардан пастроқда 1000° га тушади, распарда 900°, шахта пастда 800°, уртасида 600°, колошник ёнида эса 400°, баъзан ундан пастроқ бўлади.

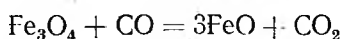
Аввал шахтанинг юқори қисмида Fe_2O_3 қайтарилиб, Fe_3O_4 ҳосил бўлади:



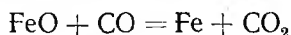
Шахтанинг пастда ва, қисман, распарда Fe_3O_4 қайтарилиб, FeO ҳосил бўлади:



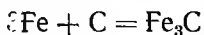
88-расм.



Распарда ва горнда FeO қайтарилиб, соф темирга айланади:



Темир пастга, яъни юқори температурали жойга тушганда ўзига кўмирни шимади ва қотишма ҳосил қилади ҳамда қисман кўмир билан бирикиб, темир карбиди — цементит Fe_3C ҳосил қилади:



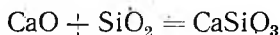
Fe_3C ҳам темирда эрийди. Темирда кўмирнинг ва Fe_3C нинг эриши темирнинг углеродланиши деб аталади. Темирнинг суюқланиш температураси 1535° , аммо темир билан углерод қотишмаси бундан паст температурада суюқланади. Темир ва углероднинг эвтектик қотишмаси 1150° да суюқланади, унда 3,4% углерод бўлади. Шунинг учун, цементитни эритган темир ва углерод қотишмасининг суюқланиш температураси $1140 - 1150^\circ$ бўлади.

Шундай қилиб, кўмир ва Fe_3C ни эритган ҳамда Mn, Si, S, P каби қўшимчалари бўлган суюқ темир, яъни чўян домна печининг горнида йиғилади ва махсус тешиқдан чиқариб турилади.

Флюс (CaCO_3) шахтанинг юқори қисмида $700 - 800^\circ$ ларда парчаланаяди:



CaO пастроққа тушганда, рудадан ажралган SiO_2 билан бирикиб, CaSiO_3 ҳосил қилади:



бу эса суюқ ҳолда горндан чиқариб турилади.

Домна печининг юқорисидаги тешиқдан домна газлари — CO_2 ва N_2 чиқарилади.

Чўянда 90 — 93% темир ва 2 — 5% га яқин углерод бўлади. S, Si, P, Mn, Cr, Ni, V каби қўшимчалар руданинг сифатига боғлиқдир.

Чўян секин совитилганда ундаги Fe_3C парчаланаяди ва таркибида майда графит япроқлар ҳолидаги углерод бўлган темир ҳосил бўлади. Бу қотишма кул ранг чўян деб аталади.

Чўян тез совитилганда ундаги Fe_3C парчаланаяди улгура олмайди: цементитли бундай чўян оқ чўян деб аталади.

Si ва Ni чўян совиганда ундаги Fe_3C нинг парчланишига, яъни кул ранг чўян ҳосил бўлишига ёрдам беради. Mn, Cr, V лар Fe_3C нинг ҳосил бўлишига ёрдам беради ва бундай қўшимчалар туфайли оқ чўян ҳосил бўлади.

P ва S қўшилган чўян мўрт бўлади, шунинг учун улар зарарли қўшимчалардир, лекин озгина фосфор қўшилган чўян қолипларга яхши қўйилади.

Mn ли чўян ферромарганец деб, Si ли чўян — ферросилиций, Cr ли чўян — феррохром, W ли чўян — ферровольфрам, Mo ли чўян эса ферромolibден деб аталади; улардан турли хил пулатлар тайёрланади.

Чўянда 3—4 процент углерод бўлса, у мўрт бўлади, чўзилмайди ва яссиланмайди. Шунинг учун унинг кўп қисми пўлат ва темирга айлантирилади. Кул ранг чўян турли ускуналар, станок ва двигателларнинг корпуслари, канализация ва водопровод трубалари, қозонлар, товарлар, плиталар ва бошқалар тайёрлаш учун ишлатилади.

СССРда 1978 йилда 111 млн. т чўян ишлаб чиқарилди.

Темир, пўлат ва чўян саноати қора металлургия деб аталади. Қора металлургия химия саноатининг энг муҳим тармоғи бўлиб, машинасозлик саноати ва, умуман, бутун техника қора металлургияга асосланган. Шунинг учун ҳар бир мамлакатда чўян ва пўлат ишлаб чиқаришнинг ривожланиши халқ ҳўжалигининг қандай тараққий этганлигини кўрсатади.

239-§. Пўлат ва темир. Таркибида 1,7% гача углерод бўлган темир пўлат деб аталади. Таркибидаги углерод 0,2% дан кам бўлган пўлат юмшоқ пўлат деб ёки, тўғридан-тўғри темир деб аталади. Бундай пўлат яхши яссиланади ва чўзилади. Ундан тунука, сим ва михлар тайёрланади. Пўлатга турли элементлар, асосан, турли металллар қўшиш йўли билан ҳар хил нав пўлатлар тайёрланади. Пўлатлар турли машина ва асбоблар тайёрлашда ишлатилади.

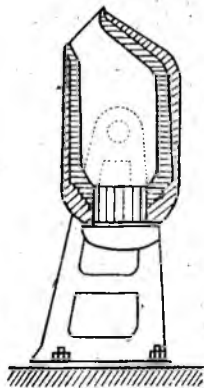
Чўяндан пўлат тайёрлаш учун унлаги углерод 1,7 процентдан камайтирилади ва пўлат таркибидаги фосфор, олтингурут каби зарарли элементлар имкон борича йўқотилади. Чўяндаги С, S, P, Si, Mn ларни камайтириш учун улар оксидланади. Бунда С оксидланиб, CO ва CO₂ ҳолида чиқиб кетади, S, Mn, P ҳам оксидланади ва турли бирикмаларга айланади.

Чўяндан пўлат тайёрлашнинг икки усули: мартен усули билан бессемер усули бор. Бессемер усулининг Томас усули деб аталадиган бошқача хили ҳам бўлади.

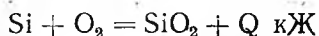
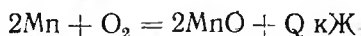
Мартен усулида чўяндаги қўшимчалардан қутулиш учун чўянга руда қўшилади, руданинг кислороди ҳаво кислороди билан бирга чўяндаги қўшимчаларни оксидлайди. Бессемер ва Томас усулида эса бу қўшимчалар ҳаво кислороди билан оксидланади.

Бессемер усулида 30—40 т суюқ чўян конвертор деб аталадиган катта металл ретортага қўйилади (89-расм). Конверторнинг шакли нокка ўхшаш бўлиб, ичига ўтга чидамли ғиштлар терилган ва тахминан қоқ бели ўққа жойлаштирилган бўлади. Конверторни ўқ атрофида айлантириш билан горизонтал ҳолга келтириб, ичидаги суюқ металлни қўйиб олиш мумкин.

Конвертор тубида 150 дан 300 тагача майда тешик бор. Конверторга чўян қўйилгач, унга ана шу тешиклар орқали кучли ҳаво оқими юборилади, 15—20 минут давомида чўян ичидаги қўшимчалар (С, S, P, Si, Mn) оксидланади ва чўян пўлатга айланади. Дастлаб қўйилган чўяннинг температураси 1250—1300° бўлади. Бунда чўяндаги қўшимчалар (Mn, Si) оксидланади:



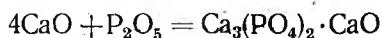
89- расм.



Бу реакцияларда чиққан иссиқлик ҳисобига чўяннинг температураси яна кўтарилади ва углерод оксидлана бошлайди ҳамда CO ва CO_2 ҳолида чиқиб кетади. MnO билан SiO_2 биришиб, MnSiO_3 ҳосил қилади, бу шлак ҳолида чўяннинг устига қалқиб чиқади.

Углерод проценти керакли микдорга камайтирилгандан сўнг бессемерлаш процесси тўхтатилади ва конвертор горизонтал ҳолатга келтирилиб, ҳосил бўлган пўлат қуйиб олинади.

Кам фосфорли ва кам олтингугуртли чўяндан бессемерлаш, орқали пўлат олинади. Агар фосфор қўшимчаси кўпроқ бўлса, Томас усулидан фойдаланилади. Бу усулда конверторнинг ичи $\text{CaO} \cdot \text{MgO}$ билан қопланади ва чўянга 12—15% оҳак қўшилади. Чўян таркибидаги P нинг оксидланишидан ҳосил бўлган P_2O_5 процесс давомида CaO билан бирикиб, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ ҳосил қилади:



Бу чиқинди Томас шлак деб аталади ва қишлоқ хўжалигида ўғит сифатида ишлатилади.

Бессемер ва Томас усулларининг бир неча камчиликлари бор:

1. Домна печидан олинган суюқ чўян конверторга дарҳол қуйилиши керак, акс ҳолда совиб қолади.

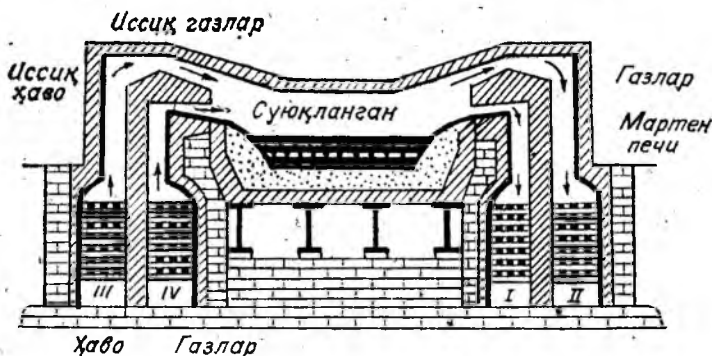
2. Конверторда оксидланиш нихоятда кучли бўлганидан, чўяндаги металлнинг анчагина қисми ёниб, куйиндига айланади, шунинг учун 100% чўяндан 90% пўлат олинади. Жуда оз углеродли пўлат олишда темирнинг анча қисми куйиб кетганлигидан, бу усул билан юқори сифатли пўлат олиб бўлмайди.

3. Бессемерлаш усулида олтингугурт 0,06% дан, фосфор 0,08% дан ортиқ бўлмаслиги керак, шунинг учун чўян таркибига қараб, гоҳ Бессемер, гоҳ Томас усулидан фойдаланишга тўғри келади. Бу эса анчагина ноқулайлик туғдиради.

4. Процесс фақат 10—20 минут давом этгани учун, исталган таркибдаги пўлат ёки темир олиш мақсадида процессни бошқариш имконияти бўлмайди.

Бессемер ва Томас усулларининг юқорида айтилган камчиликлари назарга олинса, мартен усули улардан анча устун туради.

Мартен печида чўян, темир рудаси ва темир-терсак буюмлар бирга қўшилиб қиздирилади; чўян қўшимчалари темир рудасидаги кислород ва ҳаво кислороди ҳисобига оксидланади. Чўяндаги қўшимчалар таркибига қараб, печнинг ички қисми ё силикатлар, яъни «кислотали» материал билан ёки доломит, яъни «асосли» материал билан қопланади. Мартен печида регенераторлар бўлади, бу регенераторлар ўтга чидамли ғишлардан панжара қилиб ишланган. Чўяни ёндириш (оксидлаш) учун лозим бўлган ҳаво III регенератор орқали, газ ёқилғи эса IV регенератор орқали ўтади. Ҳаво билан ёқилғи чўян устида аралашади ва ёқилғи ёнади; ёнишдан ҳосил бўлган маҳсулот ўнг томондаги I ва II регенераторлардан



90- расм.

чиқиб кетаётиб, ўз иссиқлигини регенераторларга бериб, уларни қиздиради.

Кейин, газ ёқилғи ва ҳаво ўнг томондаги, I, II регенераторлардан киритилади, қизиб турган регенераторлар газни иситади, уларнинг ёниш маҳсулотлари эса чап томондаги III, IV регенераторлар орқали чиқиб, уларни иситади ва ҳоказо. Газ ёқилғи ва ҳаво регенераторларда 900—1000° га қадар исийди, кейин чўян устида ёнганда температура 1800° гача кўтарилади. Бу температурада чўяндаги ҳамма қўшимчалар оксидланиб кетади.

Мартен процесси бир неча соат давом этади. Шунинг учун иситилган таркибдаги пўлат ёки темир олиш мақсадида процессни керагича бошқариш мумкин бўлади. Мартен усули билан олинган пўлат юқори сифатли бўлади.

Мартен печида Cг, W, Ni каби керакли қўшимчалар қўшиб ҳам пўлат тайёрлаш мумкин.

Сўнги вақтларда чўяндан пўлат электр печларида олина бошлади.

Электр печларининг температураси ток кучи орқали бошқарилгани, температура эса 2000° ва бундан ортиқ бўлгани учун, бу усул анча яхши ва қулайдир. Бессемер ва Мартен усулларида газ ёқилғилар пўлатга зарарли қўшимчалар киритади. Шунинг учун ҳам электр печида юқори сифатли пўлатлар олинади ва лозим бўлган қўшимчалар керакли миқдорда киритилиб, тўғридан-тўғри тайёр пўлатлар ишлаб чиқарилади. Электр энергияси арзонлашган сари, бу усулдан тобора кенг фойдаланилмоқда.

Пўлатга яхши физик ва механик хоссалар бериш, масалан, уни эластик, қаттиқ ва мустаҳкам қилиш учун у турли термик ва химиявий йўллар билан ишланади.

Пўлатни термик ишлаш, шу пўлат таркибига қараб, уни маълум температурагача қиздириш ва маълум тезлик билан совитишдан иборат.

Пўлатни юмшатиш. Бу процесс, пўлатнинг таркибига қараб, уни 900—1000° гача қиздириш, сўнгра жуда секин совитиш-

дан иборат. Бунда пўлатнинг тузилиши ва механик хоссалари яхшиланиб, эластик ва чўзилувчан бўлади.

Пўлатни тоблаш. Пўлат, таркибидаги углерод миқдори га қараб, 760° ва ундан сал юқори температурагача қиздирилади, сўнгра тез совитилади. Бунда пўлат ғоят қаттиқ, мустақкам ва пишиқ бўлади.

Темирнинг тўртта: альфа (α), бета (β), гамма (γ) ва дельта (δ) аллотропик шакл ўзгаришлари бор.

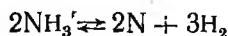
α -темир 768° дан паст температурада барқарордир. $760^{\circ} - 906^{\circ}$ да β -темир, $906 - 1401^{\circ}$ да γ -темир, $1401 - 1539^{\circ}$ да эса дельта темир барқарор бўлади. α -темирда магнит хоссаси бўлиб, углерод билан қаттиқ эритма ҳосил қила олмайди. У ҳажм марказлашган куб кристаллидир, β -темир ҳам шундай, лекин унда магнит хоссалар бўлмайди. γ -темир ҳам магнит хоссасига эга, лекин унинг кристаллари ёқлари марказлашган куб бўлади. γ -темир углерод билан қаттиқ эритма ҳосил қилади.

Пўлат юқорй температурада қиздирилганда, у углероднинг цемент деб аталадиган карбиди Fe_3C ни эритган γ -темирдан иборат бўлади, бу қотишма аустенит деб аталади. Бундай пўлат юқори температурагача қиздирилиб, бирдан совитилса, пўлатнинг қаттиқлиги ва мустақкамлиги сақланиб, мартенсит деб аталадиган қаттиқ пўлат ҳосил бўлади. Шунинг учун қаттиқ ва механик жиҳатдан пишиқ пўлат олиш учун пўлатни қаттиқ қиздириб, кейин бирдан совитиш, яъни тоблаш лозим.

Пўлатни бўшатиш. Маълум температурагача қиздирилган пўлат секин совитилганда, α -темир ва цементит Fe_3C га парчаланиб, юмшоқ ва эластик бўлиб қолади. Бу процесс *пўлатни бўшатиш* деб аталади. Қаттиқ ва эластик пўлат ҳосил қилиш учун, пўлатнинг таркибига қараб, у турли температурага қадар қиздирилиб, сўнгра совитилади.

Пўлатни термик ишлаш соҳасида машҳур рус металлурги Д. К. Черновнинг хизматлари каттадир.

Пўлатни азотлаш. Сирти қаттиқ пўлат буюмлар тайёрлаш учун пўлат сирти азотга тўйинтирилади. Бу процесс *пўлатни азотлаш* деб аталади. Бунинг учун пўлат NH_3 атмосферасида $500 - 650^{\circ}$ да узоқ вақт қиздирилади. NH_3 нинг диссоциланишидан атомар [азот ҳосил бўлади:



Бунда пўлат сирти N га тўйиниб, унда Fe_2N , Fe_4N , AlN , CrN каби нитридлар ҳосил бўлади. Натижада, пўлатнинг ички қисмининг эластиклиги сақлангани ҳолда, сирти қаттиқ, пишиқ ва механик таъсирларга чидамли бўлиб қолади. Бу қават уни коррозиядан ҳам сақлай олади.

Пўлатни цементлаш. Таркибида углерод $0,3\%$ дан кам бўлган пўлатнинг сиртини маҳкам ва пишиқ қилиш учун у писта кўмирда ёки CO ва CH_4 да $900 - 1000^{\circ}$ гача қиздирилади. Бунда пўлат сирти углеродга тўйиниб, унда $0,1 - 2$ мм қалинликдаги жуда

қаттиқ қават ҳосил бўлади. Пулат ички қисмининг эластиклиги сақланиб қолади. Бу процесс *пулатни цементлаш* деб аталади.

Пулатни нитроцементлаш. Пулат NH_3 билан CO ёки NH_3 билан углеводородда қиздирилади. Бунда пулатнинг сирти азот ва углерод билан тўйинади ҳамда нитрид ва карбид ҳосил бўлади. Бу процесс *пулатни нитроцементлаш* деб аталади.

Пулатни алюминлаш, кремнийлаш, хромлаш деб аталадиган усуллар ҳам бор. Бунда пулат сиртида механик таъсирларга, ўтга ва коррозияга чидамли қаватлар ҳосил бўлади.

Шундай қилиб, пулатнинг таркиби ва термик ишланиш йўллари-га қараб, уларнинг хиллари, навлари ва сифатлари ҳам турлича бўлади. Пулатнинг қандай мақсадда ишлатилишига қараб, унга турли хусусиятлар бериш учун пулат таркибига бир ёки бир неча металллар киритилади. Таркибида Ni , Cr , W , Mo , V бўлган пулатлар махсус ёки легирилган пулатлар деб аталади. Масалан, хромовольфрамли пулатдан тез кесар асбоблар тайёрланади, улар қаттиқ ва ўткир бўлиб, температура ўзгарганда ҳам ўз хоссаларини сақлаб қолади.

Молибденли пулатлар ҳам қаттиқ ва пишиқ бўлади: улардан самолёт қисмлари, қаттиқ асбоблар тайёрланади ва ҳоказо.

СССРда пулат ишлаб чиқаришнинг ривожланиши қуйидаги жадвалда кўрсатилган (млн. т ҳисобида):

Йиллар	1913	1928	1937	1950	1955	1959	1964	1975	1978
Пулат ...	4,2	4,3	17,7	27,3	45,3	60	85	141	151

240- §. Темирнинг хоссалари ва бирикмалари. Химиявий жиҳатдан тоза темир олиш учун темир (III)-оксид водород билан қайтарилади ёки темир тузларининг эритмаси электролиз қилинади.

Тоза темир оқ ва ялтироқ металл бўлиб, солиштирма оғирлиги 20° да $7,87$ га тенг; $t_c = 1539^\circ$, $t_{\text{қай}} = 3000^\circ$. Темир яхши яссила нувчан металлдир.

Химиявий жиҳатдан тоза темир ҳаво ва нам таъсирида коррозиланмайди, аммо қўшимчали темир ҳавода тез занглайди ва $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ га айланади. Шунинг учун темир буюмлар занглаб туради. Бу процессга қарши курашнинг ҳар хил йўллари бор (181-параграфга қаранг). Темир суюлтирилган кислоталарда эрийди, концентрланган HNO_3 да пасивлашади, ишқорларда эса эримайди.

Темир ҳавода қиздирилганда ва чуғланган темир болғаланганда ҳаво кислороди билан бирикиб, Fe_3O_4 ҳосил қилади.

Темир (II, III)-оксид Fe_3O_4 , яъни $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ халқда оҳанграбо (магнит) деб юритилади. Темир қиздирилганда олтингугурт, фосфор, галогенлар ва баъзи металллар билан ҳам бирикмалар ҳосил қилади.

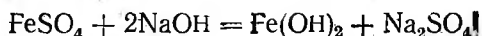
Темир ўз бирикмаларида асосан икки ва уч валентлидир. Өлти валентли темир бирикмалари ҳам бор.

Икки валентли темир бирикмалари. Темирнинг сиртқи қаватида 2 та, сиртдан иккинчи қаватида эса 14 та электрон бор. У реакцияларда сиртқи қаватидаги икки электронини бериб, икки валентли бирикмалар ҳосил қилади.

Fe_2O_3 ни CO билан қайтариш орқали темир (II)-оксид — FeO олиш мумкин. Темир (II)-оксалат ҳавосиз жойда парчаланганда ҳам FeO чиқади.

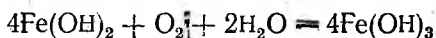
FeO қора тусли, асос хоссаларига эга оксид бўлиб, сувда ва ишқорларда эримайди, кислоталарда эриб, Fe^{2+} тузларини ҳосил қилади.

Fe^{2+} тузларига ишқорлар таъсиридан оқ чўкма — темир (II)-гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади:

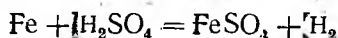


Кучсиз асос хоссаларига эга бу гидроксид сувда эримайди, кислоталарда эриб, Fe^{2+} тузларини ҳосил қилади.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ — беқарор гидроксид, ҳавода осон оксидланади ва қўнғир тусли $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ҳосил қилади:



Fe^{2+} нинг сульфид, фосфат ва карбонатлари сувда эримайди, кучли кислоталар билан ҳосил қилган тузлари сувда эрийди. Fe^{2+} нинг энг муҳим тузи темир (II)-сульфатдир. Темирни суўлтирилган H_2SO_4 да эритиб, темир (II)-сульфат ҳосил қилиш мумкин:



Темир (II)-сульфатнинг 7 молекула сув билан кристаллангани темир купороси деб аталади. Бу модда сурда яхши эрийди, ҳагода секин оксидланади, қиздирилганда эса тез оксидланиб, Fe^{3+} бирикмаларига айланади.

Темир (II)-сульфат газламаларга гул босишда, бўёқ ишлаб чиқаришда ва қишлоқ хўжалиги зараркунандаларига қарши курашда ишлатилади.

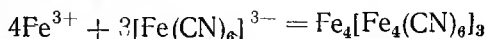
Fe^{2+} кўпгина комплекс бирикмалар ҳам ҳосил қилади: булардан ферроцианид кислота $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ га унинг тузлари — ферроцианидларни кўрсатиш мумкин.

Fe^{2+} нинг бирор тузи эритмасига озгина KCN эритмаси таъсир эттирилса, оқ чўкма ҳолида $\text{Fe}(\text{CN})_2$ ҳосил бўлади. Кейин бу чўкма устига яна KCN қўшилса, $\text{Fe}(\text{CN})_2$ чўкмаси эриб, комплекс туз $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ҳосил бўлади:



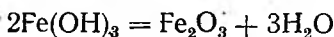
Бу туз эритмадан $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ таркибли, сариқ тусли йирик кристаллар ҳолида чўқади. Бу туз аналитик химияда Fe^{3+} тузларини топиш учун ишлатилади, чунки у Fe^{3+} билан реакцияга киришиб, $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

нинг Fe^{3+} тузини ҳосил қилади ва сувда эрмайдиган кўк уқма — $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ ҳолида чўкади:

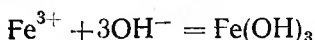


Бу модда кўк рангли бўёқ бўлиб, берлин кўки деб ҳам юритилади.

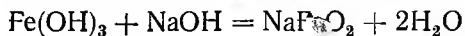
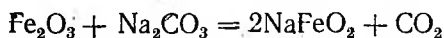
Уч валентли темир бирикмалари. Темир (III)-гидроксид $Fe(OH)_3$ дан темир (III)-оксид Fe_2O_3 олиш мумкин. У қаттиқ қиздирилганда сувини йўқотиб, Fe_2O_3 га айланади:



Fe_2O_3 — қизғиш-қўнғир тусли модда. У табиатда учрайди ва қизил темиртош деб аталади. Fe_2O_3 — кучсиз асос хоссали оксид; Fe^{3+} тузларига NH_3 ёки ишқорлар таъсир эттириш йўли билан темир (III)-гидроксид $Fe(OH)_3$ олинади:

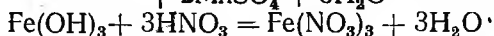
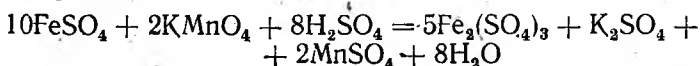


$Fe(OH)_3$ — қизғиш-қўнғир тусли модда, сувда эрмайди, кучли кислоталар таъсиридан Fe^{3+} тузларини ҳосил қилади: Fe_2O_3 ва $Fe(OH)_3$ ларнинг асос хоссалари FeO ва $Fe(OH)_2$ ларникидан кучсизроқ бўлиб, амфотерлик хоссаларига яқиндир. Уларда кучсиз кислоталик хоссалар ҳам бор:



$HFeO_2$ — феррит кислота, унинг тузлари ферритлар деб аталади. Темир (II, III)-оксид Fe_3O_4 ни $HFeO_2$ нинг Fe^{2+} тузи $Fe(FeO_2)_2$ деб қараш мумкин.

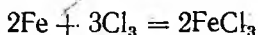
Fe^{3+} тузларини ҳосил қилиш учун Fe^{2+} тузлари кучли оксидловчилар ёрдамида оксидлантирилади ёки $Fe(OH)_3$ га кучли кислоталар таъсир эттирилади:



Fe^{3+} тузлари яхши гидролизланганидан улар эритмаларда $Fe(OH)_3$ ва $Fe(OH)^{2+}$, $Fe(OH)_2^+$ ионларини ҳосил қилади ва, шу сабабдан, улар ҳамиша қўнғир тусли бўлади.

Fe^{3+} тузларидан энг муҳими темир (III)-хлорид $FeCl_3$ дир.

Темирни хлор оқимида қиздириб, $FeCl_3$ олиш мумкин:



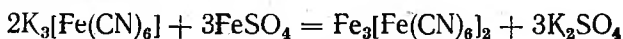
$FeCl_3$ яшил товланадиган тўқ қўнғир япроқчалар шаклида ҳосил бўлади.

Темир HCl да эритилиб, эритмадан Cl_2 ўтказилса, ҳосил бўлган $FeCl_2$ хлор таъсиридан оксидланиб, $FeCl_3$ га айланади ва эритмадан қизғиш-қўнғир тусли $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ тарзида чўкади.

Темир (III)-хлорид кучли гигроскопик бўлганидан ҳаводаги нам-ни тортиб олади ва, ҳатто, суюқланиб ҳам кетади.

Темир (III)-хлорид сувда яхши эрийди, унинг эритмаси гидролизланиб, кучли кислотали реакция беради. У органик кислоталар тайёрлашда ишлатилади. Темир (III)-нитрат ва сульфатлар газламаларни бўяшда хуруш сифатида ишлатилади. Бу мақсадда темирли аччиқтошлар деб аталадиган $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ва $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ дан ҳам кенг қўламда фойдаланилади. Бу қўш тузлар рангсиз ёки оч гунафша туслидир.

Fe^{3+} нинг комплекс тузларидан феррицианидларни кўрсатиш мумкин. Калий феррицианид $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ аналитик химияда Fe^{2+} ионини топиш учун ишлатилади:



$\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ — турнбул кўки деб аталадиган кўк тусли чўкма.

Олти валентли темир бирикмалари ҳам маълум. Улар феррат кислота H_2FeO_4 нинг тузлари—ферратлардир. Аммо феррат кислота H_2FeO_4 нинг ўзи ва унга мувофиқ келадиган оксид FeO_3 ҳозиргача эркин ҳолда олинган эмас.

Ферратлар ғоят кучли оксидловчи моддалардир.

241-§. Кобальт (Cobaltum) Co. Кобальт Ер пўстлоғининг 0,004 процентини ташкил этади. У табиатда кобальт арсенид (кобальт шпейси) — CoAs_2 , CoAs_3 ва кобальт сульфид (кобальт ялтироғи) — CoAsS тарзида учрайди. Кобальт 1735 йилда топилган. Унинг барқарор бир табиий изотопи бор, лекин 16 та сунъий радиоактив изотопи олинган.

Кобальт рудалари СССР да Урал, Қозоғистон, Ўзбекистон (Қалмақда), Закавказье ва Красноярскда бор.

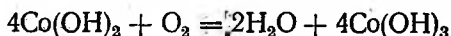
Кобальт рудаларидан кобальт оксид ҳолида ажратиб олинади, кейин у кўмир ёки водород билан, ёки алюминотермия усули билан қайтарилади, баъзан тузларининг эритмасидан электролиз қилиш йўли билан ҳам олинади.

Кобальт қизғиш товланадиган, аммо яхши яссиланувчан металлдир, унинг солиштирма оғирлиги 8,9 га тенг: $t_c = 1490^\circ$, $t_{\text{қай}} = 3185^\circ$.

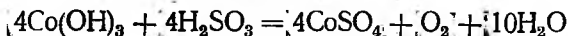
Кобальт ҳавода барқарор, лекин 300° гача қиздирилса, оксидлана бошлайди. Кукун ҳолидаги кобальт эса 250° да алангаланиб кетади. Кобальт суюлтирилган HCl ва H_2SO_4 да ёмон эрийди, суюлтирилган HNO_3 да яхши эрийди, лекин концентрланган HNO_3 да пассивлашиб қолади, зар суви ва оксалат кислоталарда ҳам яхши эрийди.

Кобальт ўз бирикмаларида 2 ва 3 валентли бўлиб, унинг CoO , Co_2C_3 ва Co_3O_4 (яъни $\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$) оксидлари бор. CoO ҳам, Co_2O_3 ҳам асос хоссалари бор оксидлардир, CoO нинг асослик хоссалари Co_2O_3 никидан ортиқроқ. Бу оксидлар сувда эримайди, кислоталарда эрийди. Буларга мувофиқ келадиган асос характерли $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_3$ каби гидроксидлар ҳам бор.

Co^{2+} тузларига ишқорлар таъсиридан оч қизил чўкма ҳолида $\text{Co}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади ва ҳаво кислороди таъсирида оксидланиб, тўқ қўнғир тусли $\text{Co}(\text{OH})_3$ га айланади:

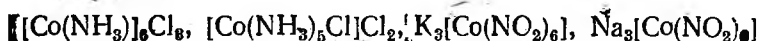


$\text{Co}(\text{OH})_2$ га HCl , H_2SO_4 каби кислоталар таъсир этирилса, у қайтарилиб, Co^{2+} тузларини ҳосил қилади:



Co^{2+} га мувофиқ келадиган $\text{CoCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ва бошқа тузлар кўп. Co^{2+} нинг сувсиз тузлари зангори тусли, эритмада эса оч қизил туслидир. Унинг кристаллгидратлари туси ундаги сув молекулаларининг кўпайишига қараб, зангоридан қизилга айланиб боради.

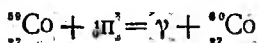
Co^{3+} нинг оддий тузлари жуда оз ва беқарор, лекин комплекс тузлари ғоят кўп бўлиб, улар барқарордир. Қуйидаги тузлар буларга мисол бўла олади:



Кобальтли пулатлар ўтга чидамли ва ғоят қаттиқ бўлганидан улар кесувчи асбоблар тайёрлашда ишлатилади.

Темир дейтронлар билан бомбардимон қилиниб, кобальтнинг ^{56}Co , ^{57}Co , ^{58}Co изотоплари олинган.

^{60}Co уран реакторларида ҳосил бўлади:



бу ерда н — нейтрон; γ — гамма нурлар.

Ҳозирги вақтда кобальт радиоактив изотопларининг аҳамияти кун сайин ошиб бормоқда. ^{60}Co нинг ярим емирилиш даври 5 йил бўлиб, кучли ридиоактивдир. У нурланиши жиҳатидан ўнлаб кг радийга эквивалент, нархи эса радий нархидан мингларча марта арзондир. Шунинг учун ^{60}Co радиоактив нур манбаи сифатида ишлатилади. Рак ва шунинг сингари зарарли шишларни даволаш учун медицинада 400 г радийга эквивалент бўлган ^{60}Co асбоблари ишлатилади. 20 г радийга эквивалент бўлган ^{60}Co ниналар беморнинг танасига санчиб қўйилади. Бундай нина бир неча кун шишни нурлаб даволайди.

Кобальт мойларни гидрогенлаш ва бензин синтез қилиш процессларида катализатор сифатида ишлатилади.

Кобальт бирикмалари қадимдан буён Миср ҳамда Хитойда чинни ва шишага суриладиган энг яхши тўқ кўк бўёқ сифатида ишлатилиб келган ва ҳозир ҳам ишлатилади.

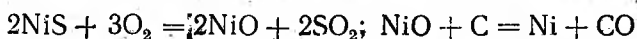
Кобальт ўсимлик ва ҳайвон организмида учрайдиган муҳим микроэлементдир. Тупроқда кобальт бирикмалари етарли бўлмаса, ўсимликларда ҳам кобальт кам бўлади, натижада ҳайвонларда анемия касаллиги туғилади, чунки кобальт ҳайвон организмидаги кўпгина муҳим биохимиявий процессларда иштирок этади. Витамин B_{12} таркибида 4,5% Co бор. B_{12} гемоглобин синтезида иштирок этади, қондаги эритроцит ва гемоглобинни кўпайтиради, моддалар алмашилиш

процессига таъсир этади, тўқима оксиллари синтезини кучайтиради, яъни ҳайвонларнинг семиришига ёрдам қилади, шунингдек, сут ва жунни кўпайтиради. Шунинг учун Со етишмайдаган тупроқлар кобальт хлорид ёки кобальт сульфат билан ўғитилади. Батъан, бу бирикмалар ҳайвон овқатига қўшиб ҳам берилади.

242- §. Никель (Niccolum) Ni. Никель Ер пустилгининг $8 \cdot 10^{-3}$ процентини ташкил этади; табиатда $\text{Ni} \cdot \text{FeS}_2$ — купферникель — NiAs , мышьяк-никель ялтироғи — NiAsS минераллари ҳолида учрайди. Никелнинг 5 та барқарор изотопи ^{58}Ni (67,77%), ^{60}Ni (26,16%), ^{61}Ni , ^{62}Ni , ^{64}Ni бор ва 6 та радиоактив изотопи олинган. Никель 1751 йилда топилган.

Никель конлари Урал, Кола ярим ороли, Қозоғистондадир. Чет мамлакатлардан Новая Қаледония ярим ороли, Куба, Африка ва Канадада учрайди. Метеоритларда ҳам никель темир билан бирга учрайди.

Никель рудаларидан никель оксид NiO ажратиб олинади, кейин у қайтарилиб, никель олинади:

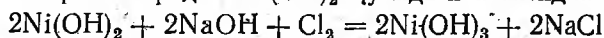


Никель кумушдай оқ, яхши яссиланувчан, ялтироқ металлдир. Унинг солиштирама оғирлиги 8,8-8,9 га тенг: $t_c = 1452^\circ$, $t_{\text{қай}} = 3000^\circ$. Никель водородни адсорбилайди, суюлтирилган HCl , H_2SO_4 ва HNO_3 да эрийди, концентранган HNO_3 да пассивлашади; одатдаги шароитда кислород, олтингурут ва галогенлар билан бирикмайди деса бўлади, аммо қиздирилганда яхши бирикади. Никелнинг майда кукуни темир ва кобальтга ўхшаш, пирофор хоссага эга, яъни у алангаланиб кетади. Никель ўз бирикмаларида 2 ва 3 валентли бўлади.

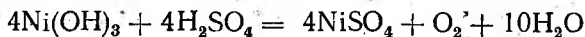
Никелнинг оксиди NiO — яшил, Ni_2O_3 кул ранг-қора, NiO_2 — қора тусли модда. NiO керамика буюмлари тайёрлашда яшил бўёқ сифатида ишлатилади.

NiO га мувофиқ келадиган гидроксид — Ni(OH)_2 ҳосил қилиш учун Ni^{2+} тузларига ишқорлар таъсир этириш керак. Ni(OH)_2 яшил тусли чўкма ҳолида ҳосил бўлади, кейин кристалл порошок тарзида эритмадан ажратиб олинади, Ni(OH)_2 да асос хоссалари бор, у кислоталарда эриб, Ni^{2+} тузларини ҳосил қилади. Қиздирилганда NiO га айланади; ишқорларда эримайди.

Ni(OH)_2 оксидловчилар таъсиридан Ni(OH)_3 га айланади. NaOH иштирокида хлор таъсиридан Ni(OH)_2 қуйидагича оксидланади.



Ni(OH)_3 кислоталар таъсиридан қайтарилиб, Ni(OH)_2 ҳосил қилади:



Ишқорли аккумуляторларда Ni(OH)_2 дан ясалган электрод электрод токи таъсиридан оксидланиб, Ni(OH)_3 га айланади; аккумуляторлардан фойдаланилганда Ni(OH)_3 қайтарилиб, Ni(OH)_2 га айланади; бунда аккумулятор зарядсизланади.

Никель ўз тузларида ҳам, комплекс бирикмаларида ҳам 2 валентли бўлади ва кобальтдан ана шу билан фарқ қилади. Ni ва NiO нинг кислоталарда эришидан Ni^{2+} тузлари ҳосил бўлади. Ni^{2+} тузларининг сувдаги эритмалари ва кристаллгидрати яшил туслидир.

Никель тузларидан $NiCl_2 \cdot 6H_2O$, $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ ни кўрсатиш мумкин. Булар орасида энг муҳими $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ дир. NH_4OH нинг кучсиз ишқорий муҳитида Ni^{2+} диметилглиоксим $CH_3 - C - C - CH_3$



билан ўзаро таъсир этирилса, сувда оз эрийдиган кристалллардан иборат қизил тусли комплекс бирикма ҳосил бўлади. Бу реакцияни биринчи марта Л. А. Чугаев текширгани ва топгани учун Чугаев реакцияси деб аталади.

Бу реакция аналитик химияда Ni^{2+} ионини топиш учун ишлатилади. Никель ва никель оксиди химия саноатида катализатор сифатида ишлатилади. Масалан, мойларни гидрогенлашда у яхши катализатор бўла олади.

Никелли пўлатлар ва никель қотишмалари механик жиҳатдан пухта ва коррозияга ҳамда ўтга чидамли бўлгани учун уларнинг аҳамияти катта. Улар лаборатория асбоблари, техника аппаратлари, танк ва кема зирқлари ҳамда самолётлар қуришда ишлатилади.

Инвар номли пўлатда 63% Fe, 36% Ni, 0,5% Mn, 0,5% C бўлади. Унинг иссиқликдан кенгайиш коэффициенти ғоят кичик бўлганидан, у аниқ асбоблар тайёрлашда ишлатилади. Нихром номли пўлатда 67% Ni, 16% Fe, 15% Cr ва 1,5% Mn бор. Унинг электр қаршилиги катта бўлганлиги учун, электр билан қиздириладиган асбоблар тайёрлашда ишлатилади.

Никелнинг константан (40% Ni, 60% Cu ва 59% Cu, 40% Ni, 1% Cr) ва никелин (68% Cu, 32% Ni) деган қотишмаларининг электр ўтказувчанлиги температура ўзгариши билан кам ўзгаради, шунинг учун улардан электротехникада фойдаланилади.

Никельнинг мельхиор (53% Cu, 27% Ni, 20% Zn) ва нейзельберг (65% Cu, 20% Zn, 15% Ni) каби қотишмалари қошиқ, санчқи ва шу каби уй-рўзгор буюмлари тайёрлашда ишлатилади.

Усимлик ва ҳайвонлар организмида ҳам никель борлиги аниқланган. Никель денгиз сувида ҳам бор.

СССРда никель ишлаб чиқариш революциядан кейин барпо этилди ва биринчи завод 1934 йилда ишга туширилди.

Платина грруппасидаги металллар

243- §. Умумий маълумот. VIII группанинг иккинчи ва учинчи триадаси элементлари Ru, Rh, Pd ва Os, Ir, Pt платина грруппасидаги металллар деб юритилади. Улар табиатда кам тарқалган нодир металллар бўлиб, эркин ҳолда, баъзан ўзаро қотишган ҳолда, баъзан эса мис, олтин ва темир рудаларига аралашган ҳолда учрайди. Бу элементлар орасида платина қадимдан ишлатиб келинган бўлса-да, химия фанида 1748 йилда аниқланди. Рутенийни 1845 йилда рус олими К. Клаус топди ва Россия шарафига рутений деб атади (Ruthenia --

Россия демакдир). Платина группасидаги бошқа металллар 1803—1804 йиллар орасида топилган.

Платина группасидаги металллар Уралда, Колумбия, Аляска, Трансваал ва Эфиопияда учрайди*.

Бу металллар ўз хоссалари жиҳатидан темир группасидаги металллардан анча фарқ қилади, лекин ўзаро жуда ўхшаш, шунинг учун уларни бир-биридан ажратиб олиш жуда қийин.

Платина группасидаги металллар юқори температурада суюқландиган, учувчан, ялтироқ, ғоят қаттиқ ва мўрт, оқ тусли металллардир. Фақат платина билан палладий яхши ясиланади. Булар водородни адсорбилайди, бу хосса палладийда айниқса кучлидир.

Химиявий жиҳатдан олганда, платина группасидаги металллар жуда барқарордир, уларнинг баъзилари ҳатто зар сувида ҳам эримайди. Платина зар сувида, палладий эса HNO_3 да эрийди.

Платина, кўпинча 2 ва 4 валентли, родий 3, рутений ва палладий 4, иридий 3 ва 4 валентли бўлади. 6 ва 8 валентли осмий бирикмалари барқарордир. Умуман, ҳамма бу элементларнинг юқори валентликлари триадаларда чапдан ўнга томон камая боради.

Рутений Ru ва Os химиявий хоссалари жиҳатидан Fe га ўхшаб кетади, Rh ва Ir эса Co га ўхшайди. Pd даврий системада ўзидан кейин турган Ag га, Pt эса Au га ўхшайди.

Куйидаги жадвалда платина группасидаги элементларнинг энг муҳим константалари келтирилган:

Даврлар	Қаторлар	Элементлар	Тартиб номери	t_c	$t_{қай}$
5	VI	Рутений Ru	44	2450	4900
5	VI	Родий Rh	45	1960	4500
5	VI	Палладий Pd	46	1552	4000
6	VIII	Осмий Os	76	2700	5500
6	VIII	Иридий Ir	77	2443	5300
6	VIII	Платина Pt	78	1769	4350

Бу элементлар орасида энг муҳими платинадир. Платина ер пустида оғирлигининг $5 \cdot 10^{-7}$ процентини ташкил этади ва бу группадаги бошқа металлларга қараганда кўпроқ миқдорда учрайди. Платина ҳавода одатдаги температурада ҳам, қиздирилганда ҳам, оксидланмайди. Унга кислоталар ҳам таъсир этмайди. Платина зар сувидагина эрийди; кислоталарда қиздирилганда кислород билан бирикади. Платина қиздирилганда галогенлар, олтингургурт ва фосфор билан ҳам бирикади. Платина кўпгина металллар билан қотишмалар ҳосил қилади, унинг 6 табиий ва 15 сунъий радиоактив изотопи бор.

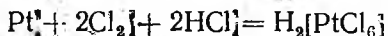
Платина ҳавода ишқорлар билан ҳам реакцияга киришади, чунки

* Платина кўпинча мис ва никелнинг сульфид ҳолидаги рудалари билан бирга ҳам учрайди. Денгиз сувида палладий борлиги аниқланган.

ҳавода қиздирилганда ишқорлар ғоят оз бўлса-да, пероксид ҳосил қилади, пероксид эса платина билан реакцияга киришади.

Платина ўз бирикмаларида 2 ва 4 валентлидир. Платина комплекс бирикмалар ҳосил қилишга жуда мойилдир, шу сабабли унинг комплексе бирикмалари кўп, оддий бирикмалари эса оздир.

Платина зар сувида эритилганда платинахлорид кислота $H_2[PtCl_6]$ ҳосил бўлади ва эритмадан қизғиш-қўнғир тусли модда — $H_2PtCl_6 \cdot 6H_2O$ тарзида кристалланади. Pt га хлор ва концентрланган хлорид кислота таъсир эттирилганда ҳам H_2PtCl_6 ҳосил бўлади:



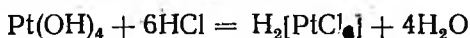
Бу кислотанинг калийли тузи — K_2PtCl_6 — калийгексахлорплатинат сувда эримайди ва аналитик химияда калийни топишда ишлатилади. $H_2[PtCl_6]$ дан $PtCl_4$ ҳам олиш мумкин. $PtCl_2$ эса тўғридан-тўғри Pt ва Cl_2 ни бириктириш йўли билан олинади.

Икки валентли платина оксиди PtO олинмаган, лекин унга мувофиқ келадиган гидроксид $Pt(OH)_2$ тетрахлорплатинатга ишқор таъсирдан қора чўкма тарзида ҳосил бўлади. $Pt(OH)_2$ қиздирилганда қизғиш-қўнғир тусли PtO_2 ҳосил бўлади; бу модда оксидланганда қўнғир тусли $Pt(OH)_4$ га айланади. $Pt(OH)_4$ ни платинат кислота дейиш ҳам мумкин. Платинат кислота $H_2(PtCl_6)$ га ишқорлар таъсир эттириш йўли билан ҳосил қилиниши мумкин.

$Pt(OH)_4$ да кислоталик хоссалари бўлгани учун, ишқорнинг ортиғи билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади.



$Pt(OH)_4$ кислоталар билан ҳам реакцияга киришиб, комплекс бирикма ҳосил қилади:



Икки валентли платинанинг комплекс тузларидан энг муҳимлари тетрацианоплатинат кислота $H_2[Pt(CN)_4]$ нинг тузларидир.

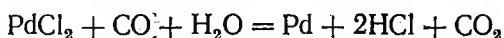
Платина металининг аҳамияти бирикмаларининг аҳамиятидан кўра каттароқдир. У юқори температурада суюқланувчи, химиявий жиҳатдан барқарор бўлгани учун ундан турли химиявий идишлар, аппаратлар, асбоблар ва хирургия ҳамда астрономия асбоблари тайёрланади. Лабораторияларда электр билан қиздириладиган печлар ва плиталарнинг спираллари платинадан ясалади. Платина бир қадар яссиланувчан ва юмшоқ бўлганидан уни қаттиқ қилиш учун унга тахминан 10% иридий ёки родий қўшилади. 90% Pt ва 10% Rh дан иборат қотишмадан гермопаралар тайёрланади.

Платина химия саноатида ишлатиладиган муҳим катализатордир. Платинадан заргарликда ҳам кўп фойдаланилади.

Платина группаси элементлари орасида аҳамияти жиҳатидан иккинчи ўринда палладий туради. У яхши яссиланувчан ялтироқ оқ металлдир. Одатдаги температурада бир ҳажм палладий 700 ҳажм водородни адсорблайди. У ўз бирикмаларида 2 ва 4 валентли бўлади, лекин 2 валентли палладий бирикмалари 4 валентли палладий бирикма-

ларига қараганда бақарорроқдир. Палладийнинг оддий бирикмалари ҳам бор, комплекс бирикмалари ҳам кўп.

Палладий платина группасининг бирмунча актив элементидир, У қиздирилганда оксидланиб, қора тусли PdO ҳосил қилади. Унинг PdO_2 таркибли оксиди ҳам маълум. Бу оксид эритмада қизил тусли чўкма ҳолида ҳосил бўлади ва қуритилганда парчаланиб кетади. Палладийнинг $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{PdSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ таркибли тузлари бор. PdCl_2 — қизил-қўнғир тусли туз; қайтарувчилар таъсирида ундаги палладий жуда осон қайтарилади ва тузнинг ранги йўқолиб, металл палладий ҳосил бўлади. Масалан, PdCl_2 шимдирилган филтър қоғоз рангининг йўқолишига қараб, ҳавода оз миқдорда CO борлигини би-лиш мумкин:



Палладийнинг ҳам тетраҳлоропалладат — $\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$, гексахлоропалладат — $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ номли комплекс бирикмалари бор.

Палладий органик моддаларнинг гидрогенланиш процессида катализатор сифатида ишлатилади.

Иридий ва родий қаттиқ ҳамда қийин суяқланувчан металллардир. Улар кислоталар таъсирига ниҳоятда чидайди.

Родий ўз бирикмаларида, кўпинча, уч валентли бўлади. Родий ҳавода қаттиқ қиздирилганда оксидланади.

Иридий ўз бирикмаларида 3, 4 ва ҳатто 6 валентли ҳам бўлади. Лекин 4 валентли иридий бирикмалари кўпроқ.

Rh ва Ir платинага қўшиб ишлатилади. Булар ҳам яхши катализаторлардир.

Рутений Ru ҳавосиз жойда ҳатто зар сувида эримайди, лекин ҳаво ёки кислород иштирокида у HCl да одатдаги температурада ҳам эриши мумкин. Рутений кислород билан бирикиб, RuO_2 ҳосил қилади, қаттиқ қиздирилганда RuO_4 ҳосил бўлади.

Платина группасидаги металллар орасида энг қийин суяқланадигани осмийдир. У ҳам, рутений каби, OsO_4 оксиди ҳосил қилади. Платина группасидаги шу икки элементнинг 8 валентли бирикмалари бор. Бу элементларнинг рутенатлар M_2RuO_4 , осматлар M_2OsO_4 ва $\text{M}_2[\text{RuCl}_6]$, $\text{M}_4[\text{Ru}(\text{CN})_6]$, $\text{M}_2[\text{OsCl}_6]$, $\text{M}[\text{Os}(\text{CN})_6]$ ва бошқа комплекс бирикмалари ҳам бўлади.

Рутений 1600° дан юқори температуралар ўлчанадиган рутений-родий термопаралари тайёрлашда ишлатилади ва баъзи платина қотишмалари таркибига киритилади.

Осмийдан катализатор сифатида фойдаланилади. Унинг оксиди — OsO_4 кучли оксидловчи бўлганидан, баъзи органик моддаларни оксидлаб, ўзи қора тусли OsO_2 гача қайтарилади, шунинг учун у микроскопик препаратларни бўйашда ишлатилади.

ПРЕДМЕТ КЎРСАТКИЧИ

А

- Абсорбция** 212
Авогардо сони 20
Авогадро қонуни 17
 Автокатализ 111
 Агрегат ҳолат 99
 Адсорбент 212
 Адсорбтив 212
 Адсорбцион хроматографик анализ 213
 Адсорбция 212
 Азидлар 265
 Азид кислота 265
 Азот 253
 (III)- бромид 260
 (III)- йодид 260
 (чала)- оксид 265
 (II)- оксид 265
 (III)- оксид 265
 (IV)- оксид 265
 (V)- оксид 265
 (III)- фторид 260
 (III)- хлорид 260
 Азотнинг аҳамияти 255
 олинishi 254
 боғланиши (фиксацияси) 277
 физик хоссалари 254
 химиявий хоссалари 255
 Азофоска 286
 Акварин 389
 Аккумуляторлар 436
 Актив концентрация 176
 Активланган кўмир 214
 Активланиш энергияси 107
 Активлик 176
 коэффициенти 176
 қатори 346
 Активловчи агентлар 363
 Актинидлар 418
 Актиний 416
 Актиноидлар 418, 37, 63
 Акцептор 384
 Алебастр 240
 Алитилаш 411
 Алкоголь 343
 Алкозоль 336
 Альфа-айланиш (α - айланиш) 71
 Альфа-емирилиш (α - емирилиш) 71
 Альфа-нурлар (α - нурлар) 47
 Алюминий 409
 гидроксид 412
 оксид 411
 Алюминийнинг ишлатилиши 411
 олинishi 410
 хоссалари 411
 Алюминийли ачиқтошлар 241
 Алюминотермия 250
 Алюмосиликатлар 331
 Амальгамалар 402
 Америций 419, 423
 Аммиак 256
 Аммиакатлар 259
 Аммиакли селитра 259
 сув 256
 Аммиакнинг ёниши 260
 ишлатилиши 261
 оксидланиши 260
 олинishi 256
 физик хоссалари 256
 химиявий хоссалари 256
 Аммонизация 276
 Аммоний 256
 гидроксид 256
 карбонат 258
 нитрат 259
 сульфат 259
 хлорид 256
 Аммофос 286
 Аморф кўмир 299
 моддалар 100
 углерод 299
 Амфотер гидроксидлар 142
 Амфотер оксидлар 139
 Аналог элементлар 35, 69
 Ангидридлар 139
 Ангидрид 223
 Англезит 431
 Анизотроплик 101
 Анионитлар 130
 Анионлар 167
 Анод нурлари 45
 Анорганик моддалар 303
 Антимонил 292
 Антимонит 291
 Антипараллел электронлар 86
 Антрацит 322

Апатитлар 278, 285
Аралаш газ 327
Аралаш кристаллар 106, 363
Арасту элементлари 8
Аргентит 376
Аргиродит 425
Аргон 251, 252
Арсенатлар 290
Арсеник 286
Арсенитлар 289
Арсин 288
Арқонтош 331
Асбест 331
Асл металллар 345
Асос тузлар 143
Асослар 140
Асослар эквиваленти 14
Асосли оксидлар 139
Ассоциация 96
Астатин 219
Атом 8, 11, 18
 боғланиш 90
 иссиқлик сизими 24
 масса 18
 масса сони 52
 молекуляр назария 11 ✓
 массани аниқлаш 20
 панжараси 101
 радиуси 18
 тузилиши 43
 энергияси 83
 ядро химияси 78
 ядроси 50
 қутбланиш 96
Атомар азот 255
 водород 120
Атомнинг электрон қаватлари 52
Атомнинг абсолют массаси 43
 нисбий массаси 23
Атмосфера 249
Аустенит 465
Ацетат кислота 188
Ацетилен 312
 кислород алангаси 313
 қатори 310
Ацетиленидлар 313
Аччиқтошлар 240
Ашарит 406
Аэрозоль 336

Б

Баббитлар 432
Бандалейт 439
Барий 395
 карбонат 396
 нитрат 396
 пероксид 395
 сульфат 396
 хлорид 206

Барийнинг изотоплари 395
 олиниши 395
Барит 395
Барқарор изотоплар 74
Барқарор орбита 53
Бемит 409
Бензин 323
Бериллизация 389
Бериллий 389
Берклий 419, 423
Бертоле тузи 210
Бета-айланиш (β -айланиш) 70
Бета-емирилиш (β -емирилиш) 70
Бета-нурлар (β -нурлар) 47
Бетараф оксидлар 139
Бессемер усули 462
Бикарбонатлар 318
Биринчи тартибли бирикмалар 383
Бихромат кислота 447
Бихроматлар 447
Боксит 409
Бор 406
Бор гидридлар 407
 карбидлар 407
 оксид 407
 изотоплари 406
 назарияси 52
Боразон 407
Борат кислота 408
Ботқоқлик газы 311
Бош валеңтлик 381
Бош группача 37
Бош квант сон 55, 56
Бриллиант 297
Биринчи тур электр ўтказувчилар 353
Бром 214
 оксидлар 215
Бромнинг изотоплари 214
 ишлатилиши 215
 олиниши 214
 хоссалари 214
Бромид кислота 215
Бромидлар 215
Бромли сув 215
Бронза 374
Бруцит 392
Бура 408
Бутлеровнинг химиявий тузилиш
назарияси 306

В

Валент электронлар 85
Валентлик 25
Ванадатлар 441
Ванадий 441
 ангидрид 442
Ванадийли пўлат 442
Ванадил ион 442
Ванадил сульфат 442

Ванадитлар 442
Вандер-Ваальс кучи 97
Векторлик 101
Вильсон камераси 50
Висмут 293
 оксидлар 293
 ялтироғи 293
Висмутатлар 293
Висмутил 293
Висмутин 293
Висмутли охра 293
Витализм 303
Виталистлар 303
Витерит 395
Водород 116
 бромид 215
 боғланиш 97
 горелкаси 119
 йодид 217
 кислород алангаси 119
 курсаткич 180
 пероксид 135
 селенид 244
 сульфид 227
 сульфидли сув 228
 теллурид 245
 фосфид 280
 фторид 198
 флюорид 196
 цианид 315
Водороднинг изотоплари 120
 ишлатилиши 120
 хоссалари 118
Вольфрам 449
Вольфраматлар 449
Вольфрамли пулат 450
Воробьевит 389

Г

Гадолиний 417
Газ ёқилғилар 325
Газлар 99, 325
Газларнинг эрувчанлиги 156
Галлий 413
Галогенангидридлар 243
Галогенлар 195-211
Галоенит 431
Гальваник элементлар 350
Гальванокоррозия 359
Гальвонопластика 359
Гальвоностегия 359
Гамма-нурлар (γ-нурлар) 48
Гарт 291
Гаусманит 454
Гафний 437, 440
Гексахлорстаннат кислота 430
Гексафторосилицид кислота 329
Гель 343
Гелий 251

Гелиодор 389
Гематит 459
Генератор газы 326
Генри қонуни 157
Германий 425
Германий 425
Гетероген катализ 110
Гетероген системалар 147
Гетерополяр боғланиш 88
Гетит 459
Гидразин 264
Гидрагелит 409
Гидрат 149
Гидратланиш 149
 назарияси 149
Гидратлар 140
Гидридлар 39, 119
Гидрогель 343
Гидрогематит 459
Гидрозоллар 336
Гидроксидлар 140
Гидроксиламин 260
Гидроксил 140
Гидрокситузлар 143
Гидроксоний 97, 171
Гидролиз 187
Гидролиз даражаси 190
Гидросульфатлар 239
Гидросульфидлар 229
Гидротузлар 143
Гидрофиль коллоидлар 339
Гидрофоб коллоидлар 340
Гипойодитлар 218
Гипосульфит 234
 кислота 234
Гипохлорит ангидрид 208, 206
Гипохлорит кислота 208
Гипохлоритлар 208, 209
Гипс 240
Глёт 432
Гомоген катализ 210
Гомоген системалар 147
Гомологик қатор 309
Гомологик фарқ 309
Гомологлар 309
Грамм-атом 18
Грамм-ион 177
Грамм-молекула 18
Грамм-молекуляр масса 18
Грамм-молекуляр ҳажм 19
Грамм-эквивалент 19
Гранула 341
Графит 298
Группалар 35
Гугурт 227
Гудрон 328

Д

Даврий система 35
Даврий қонун 35, 65

Даврлар 35
Дала шпати 331
Дальтон атомистикаси 14
Даторит 406
Дейтерий 120
Дейтрон 120
Диализ 338
Диализатор 338
Диаммофос 286
Диаспор 409
Диметилглиоксим 472
Диполь 95
Диполь моменти 95
Диполь узунлиги 95
Дисперс модда 148
Дисперс системалар 147
Дисперсион куч 97

муҳит 148
Диспрозий 417
Диссоциланиш 120
даражаси 173
константаси 177
назарияси 166
Дистиланган сув 130
Дитионат кислота 234
Дитионатлар 234
Диффузия 158
Диэлектрик константаси 168
Доломит 390
Домна 460
Донор 383
Донор-акцептор боғланиш 384
Дуралюминий 411
Дьюар идишлари 249
Дюлонг Пти қондаси 24

Е

Европий 417
Енгил водород Г20
металлар 345

Е

Ен квант сони 57
Енаки валентлик 381
Енаки группача 37
Ениш 125
Еқлари марказлашган кубик
кристаллар 104
Еқут 412

Ж

Жавел суви 209
Жилвир 411
Жуфт электронлар 90

З

Занжир реакциялар 202
Зар суви 271

Золлар 336
Зумрад 389

И

Ивиқ 343
Изобаралар 77
Изомерия 305
Изомерлар 305
Изоморф моддалар 105
Изоморфизм Г05
Изотоник коэффициент 174
Изотоник эритмалар 160
Изотоплар 73
Иккинчи тур электр утказувчилар 353
Икс-нурлар (х-нурлар) 45
Инвар 472
Ингибиторлар 362
Индий 414
Индукциланган диполь 96
— куч 97
Инерт газлар 250
Интерметалл бирикмалар 363
Ионланиш 167, 46
Ионланиш назарияси 169
потенциали 67
энергияси 67
Ионлар 46
Ионли боғланиш 87
тенгламалар 181
Ионитлар 130
Ионит усул 130
Ис гази 314
Иридий 472, 475
Иттербий 417
Иттрий 417, 405
Ишқорлар 140
Ишқорий металлар 368
Ишқорли аккумуляторлар 437

И

Йод 216
Йод (IV)-оксид 218
Йодат кислота 218
Йодатлар 218
Йодид кислота 217
Йодидлар 217
Йоднинг изотоплари 216
ишлатилиши 217
олиниши 216
хоссалари 217

К

Кадмий 400
Кадмийлаш 401
Каинит 372
Қалаверит 379

- Калий 371
 Калий амид 259
 гексахлорплатинат 474
 гидрид 372
 гидроксид 372
 карбонат 321
 нитрат 274
 оксид 372
 перманганат 455
 пероксид 372
 перренат 457
 пертехнат 457
 силикат 331
 хлорат 210
 хлорид 205
 феррицианид 469
 ферроцианид 467
 Калийнинг изотоплари 371
 олиниши 372
 хоссалари 372
 Калифорний 419
 Кальций 392
 Кальций гидрид 394
 гидроксид 393
 йодат 218
 карбид 393
 карбонат 394
 оксид 393
 пероксидлар 393
 сульфат 394
 фосфат 394
 хлорид 394, 206
 цианамид 264
 Кальцийнинг изотоплари 393
 олиниши 393
 хоссалари 393
 Каломель 403
 Канал нурлари 45
 Каолин 331
 Каолинланиш 332
 Карбидлар 301
 Карбин 299
 Карбонат ангидрид 316
 кислота 317
 Карбонатлар 318
 Карбонил сульфид 315
 Карбонил хлорид 315
 Карбониллар 315
 Карборунд 329
 Карналлит 372
 Карнотит 418
 Каррала нисбатлар қонуни 14✓
 Касситерит 426
 Катализ 109
 Катализаторлар 109
 Катализаторларнинг заҳарланиши 111
 Катионитлар 130
 Катионлар 167
 Катод нурлари 44
 Катта даврлар 37
 Квант 53
 Квант механикаси 57
 Квант орбита 53
 Кварц 329
 Кварц шиша 333
 Керамика саноати 333
 Керосин 323
 Кизерит 390
 Киноварь 401
 Кислород 124
 бирлиги 18
 қўприги 136
 Кислороднинг аллотропик шакл
 ўзгаришлари 125
 изотоплари 125
 ишлатилиши 125
 олиниши 124
 хоссалари 124
 Кислота эквиваленти 14
 қолдиқлари 141
 Кислоталар 140
 Кислотали аккумуляторлар 437
 оксидлар 139
 Кичик даврлар 37
 Клечковский қондалари 62
 Коагулланиш 341
 Коагулят 342
 Коагуляторлар 342
 Кобальт 469
 шпейси 469
 ялтироғи 469
 Ковалент боғланиш 90
 Ковалент боғнинг йўналиши 93
 Ковалент боғнинг тўйиниши 93
 Кокс 300
 Кокс гази 327
 Кокслаш 300
 Коллоид химия 337
 ҳолат 337
 эритмалар 335
 эритмаларнинг эскириши 343
 ҳимояси 343
 Колумбит 442
 Комплекс бирикмалар 381
 ҳосил қилувчи 383
 Компонентлар 109,147
 Кон гази 311
 Конденсатланиш
 Константан 472
 Концентрация 151
 Координатив боғланиш 384
 Координатланиш назарияси 383
 Координатцион сон 383,104
 Корпускула 11
 Коррозия 399
 Корунд 411
 Кремний 328
 Кремнийнинг изотоплари 328
 олиниши 329
 хоссалари 329
 Криолит 410
 Криосколик константа 164

Криптон 250
Кристалл моддалар 100
панжараси 101
панжара энергияси 103, 150
системалар 101
энергияси 103, 150

Кристалланиш 101
Кристаллгидратлар 150
Кристаллизация 101
Кристалл сув 150
Кристаллитлар 100
Кристаллни ўстириш 101
Кристаллография 100
Кристаллоид ҳолат 336
Крокоит 445
Ксенон 250

Ксилолит 392
Кулдирувчи газ 265
Кул ранг чўян 461
Кумуш 376

бромид 378
гидроксид 377
йодид 378
нитрат 378
оксид 378
фторид 378
хлорид 378
ялтироғи 376
Кумушнинг ишлатилиши 377
олиниши 376
хоссалари 377

Куприт 374
Купферникель 471
Кучли электролитлар 174
Кучсиз электролитлар 174
Кюри 47
Кюри с 70
Кумир 299
Кўринма диссоциаланиш дара-
жаси 176

Л

Лабаррак суви 209
Лантан 415
Лантанидлар 416, 63
Лантаноидлар 416, 417, 37
Легирланган пўлатлар 466
Лигандлар 382
Ле-Шателье принципи 113
Лиозоль 336
Лимонит 459
Лиофиль коллоидлар 339
Лиофоб 339
Литий 368
Литопон 400
Лютеций 417
Ляпис 378

М

Магналий 411
Магнезит 390
Магнетит 459
Магний 390
гидроксид 392
карбонат 392
оксид 391
пероксид 392
сульфат 392
хлорид 392
Магнийнинг изотоплари 390
ишлатилиши 391
олиниши 391
хоссалари 391
Магнит квант сон 58
темиртош 459
Манганат кислота 455
Манганатлар 456
Манганин 453
Манганит 454
Манфий валентлик 89
катализаторлар 110
Манфий коллоидлар 340
Марганец 452
оксидлар 453
Мартен печи 463
усули 462
Мартенсит 465
Масса дефекти 81
Масса сони 74
Масс-спектрограф 76
Массикот 432
Материя 5
Мегаэлектрон-вольт
Мельхиор 472
Менделеев тенгламаси 21
Менделеевий 423, 419
Менделеевнинг элементлар даврий
системаси 35
даврий қонуни 35
Металл боғланиш 344
Металлар 342
Металларнинг коррозияси 359
кучланиш қатори 353
нормал электрод потенциали
353
панжараси 101
пассивланиши 362
тузилиши 344
физик хоссалари 344
химиявий хоссалари 345
Метаантимонитлар 292
Метаарсенитлар 282
Метаборат кислота 408
Метан 311
Метанидлар 302
Метаннинг гомологик қатори 311
Метапломбат кислота 433

Метасиликат кислота 331
 Метафосфат кислота 284
 Минора усули 238
 Мирабилит 240
 Мис 374, 240
 Мис (II)- гидроксид 375
 гидроксикарбонат 376
 колчедани 374
 купороси 375
 нитрат 375
 (I)- оксид 375
 (II)- оксид 375
 пероксид 375
 сульфат 375
 сульфид 375
 хлорид 375
 ялтироғи 374
 Миснинг изотоплари 374
 олиниши 374
 Мицелла 341
 Мишьяк 286
 колчедани 287
 никель ялтироғи 471
 оксидлар 288
 сульфидлар 290
 Мишьякнинг аллотропик шакл
 ўзгаришлари 287
 изотоплари 287
 ишлатилиши 287, 291
 хоссалари 287
 Модда 6
 Модданинг сақланиш қонуни 10
 процент таркибини ҳисоблаш
 29
 Молекула 18
 Молекулалараро куч 95
 Молекулаларнинг диссоциланиши 167
 полярианиши 96
 тузилиши 85
 Молекуляр масса 18
 массасини белгилаш 19
 панжара 101
 формула 28
 эритма 148
 Молибдат кислота 449
 Молибдатлар 449
 Молибден. 448
 оксид 448
 Молибденит 448
 Моляль эритмалар 151
 Моляр эритмалар 151
 Молярланиш 169
 Моль 19
 Муаллақ заррачали системалар 148
 Мувозанатнинг силжиши 113
 Мураккаб модда 18
 Мусбат валентлик 89
 Мусбат катализаторлар 110
 Мусбат коллоидлар 340

Н

Натрий 369
 амид 259
 гидрид 371
 гидрокарбонат 321
 гидроксид 370
 йодат 218
 карбонат 371
 метаборат 408
 нитрат 274
 оксид 370
 пероксид 370
 силикат 331
 сульфат 240
 тетраборат 408
 триосульфат 232
 хлорид 205
 Натрийнинг олиниши 369
 хоссалари 370
 Нафас олиш 125
 Негизлик 141
 Нейзельберг 472
 Нейтралланиш 144
 Нейтронлар 52
 Неодим 417
 Неон 250
 Нептуний 419, 421
 Нефть 323
 крекинги 324
 Никелин 472
 Никель 471
 Ниобий 442
 Нитрат ангидрид 267
 кислота 268, 27
 Нитратлар 273
 Нитрит ангидрид 267
 кислота
 Нитритлар 275
 Нитридлар 255, 259
 Нитроза 239
 Нитрозилсульфат кислота 239
 Нихром 472
 Нишонли атомлар 79
 Новшадил 288
 спирт 256
 Нордон тузлар 143
 Нормал водород электрод 353
 Нормал тузлар 143
 Нормал эритмалар 152
 Нуклеонлар 52
 Нураш 331

О

 Оддий модда 18
 суперфосфат 286
 Озон 126
 Озонатор 127
 Оксидлар 138
 Оксидланиш 191
 Оксидловчилар 191

Оксидланиш даражаси 64
Оксидланиш-қайтарилиш реакция-
лари 190
Оксликвитлар 126
Оксоний 171
Олеум 237
Олмос 297
Олтин 378
 гидроксидлари 380, 381
 моноклорид 381
 (III)-оксид 380
 хлоридлар 381
Олтиннинг изотоплари 378
 хоссалари 379
 олиниши 379
Олтингугурт 223
Олтингугурт гули 224
 изотоплари 223
 ишлатилиши 227
 олиниши 223
 хоссалари 224
Орбиталлар 57
Орбиталларнинг гибритланиши 92
Органик бирикмалар 303
 химия 303
Ориентация кучлари 96
Ортоантимонат кислота 292
Ортоводород 118
Ортоклаз 331
Ортоплюмбат кислота 433
Ортосиликат кислота 331
Ортофосфат кислота 284
Ортофосфатлар 285
Осмий 472
Осмос 158
Осмотик босим 158
Осмометр 159
Ош тузи 205
Оқ слюда 331
Оқ фосфор 279
Оқ чуян 461
Оқловчи оҳак 209
Оқсиллар 254
Оғир металлар 345
Оғир сув 136
Оҳак 393
Оҳакли сув 294
Оҳактош 393

П

Пайракс 332
Палладий 472, 474
Панжара константаси 104
 энергияси 103
Параводород 118
Параллел электронлар 85
Парциал босим 157
Пассивловчи агентлар 362
Патронит 441
Паулининг монелик принципи 58

Пергидрол 135
Перйодат кислота 218
Перйодатлар 218
Перманганат ангидрид 455
Перманганат кислота 455
Перманганатлар 455
Персульфат кислоталар 241
Персульфатлар 241
Перхлдрат ангидрид 207
 кислота 211
Перхлоратлар 211
Пептизация 343
Пирит 459
Пироантимонат кислота 292
Пироксилин 274
Пирометаллургия 349
Пиросульфат кислота 241
Пиросульфатлар 241
Пирилюзит 452
Пирофосфат кислота 284
Плазмалар 100
Платинат кислота 474
Платинохлорид кислота 474
Пластик олтингугурт 226
Платина 472, 473
Плутоний 419, 422
Плюмбатлар 433
Плюмбитлар 433
Победит 450
Позитрон 78
Полиметалл рудалар 348
Полиморф ўзгариш 105
Полиморфизм 105
Полисульфидлар 230
Полиционат кислота 233
Полиционатлар 233
Полиэтилен 312
Полоний 47, 247
Поляр боғланиш 94
 молекулалар 95
Полярмас молекулалар 94
Поташ 321
Празеодим 417
Преципитат 286
Призматик олтинугурт 225
Прометий 417
Промоторлар 111
Протектор 362
Противогаз 213
Протодитлар 172
Протий 120
Протон 120
Протон назарияси 172
Процентли эритмалар 151
Пулат 462
Пулатни азотлаш 465
 бушатиш 465
 нитроцементлаш 466
 тоблаш 465
 цементлаш 466
 юмшатиш 464

Пулатнинг олиниси 464

Р.

Радий 47

Радиаклар 141

Радиоактив емирилиш 47
емирилиш қонуни 71
изотоплар 73
оилалар 70
элементлар 47
элементларнинг активлик
бирлиги 70

Радиоактивлик 47

Радиолиз 141

Радон 251

Рангдор металллар 345

Рангдор шишалар 333

Рауль қонунлари 163

Реакция тезлиги 108

Реакциянинг иссиқлик эффекти
33, 73

Резерфорд 70

Рений 457

Рентген найи 46

Рентген нурлари 45

Родий 472, 475

Ромбик олтингурут 225

Рубидий 387

Рудалар 348

Рудаларнинг бойитилиши 348

Рутений 472, 475

Рутил 438

Рух 397

Рух алдоғи (алдама рух) 398

гидроксид 398, 399

нитрат 400

оксид 398, 399

оқ бўёғи 400

сульфат 400

хлорид 400

Рухнинг изотоплари 398

ишлатилиши 400

хоссалари 398

С

Солиштирма иссиқлик сифими 24

Самарий 417

Сапфир 412

Садиментация 342

Селен 243

Селен оксидлар 244

Селенат кислота 244

Селенатлар 244

Селенидлар 244

Селенит кислота 244

Селенитлар 244

Селитралар 273

Сидерит 459

Силжиш қонуни 71

Силикат ангидрид 329

Силикат кислоталар 330

Силумин. 441

Сильвинит 371

Символлар 26

Силикатлар 330

Силикагель 331

Симметрия элементлари 101

Симоб 401

гидроксидлар 403

оксидлар 403, 404

(I)- нитрат 403

(II)- нитрат 404

(I)- сульфат 403

(II)-сульфат 404

(I)- хлорид 403

(II)- хлорид 404

Симобнинг ишлатилиши 402

хоссалари 402

Синерезис 343

Синтез газ 117

Системалар 147

Скандий 415

Сода 320

Сольватланиш 149

Сольватлар 149

Сольволиз 187

Сорбция 212

Спин квант сон 58

Спінтарископ 70

α -станнат кислота 429

Станнатлар 429

β -станнат кислота 429

Станнит кислота 428

Станнитлар 428

Стационар орбита 53

Стехиометрик коэффициент 30

Стибин 292

Стронций 394

Стронцийнинг изотоплари 394

Структура формула 29

Сув 129

Сув газы 117, 326

Сувнинг ассоциланиши 184, 131

диссоциланиши 184

тозаланиши 130

ионлар кўпайтмаси 185

учлама нуқтаси 134

Сувнинг физик хоссалари 131

химиявий хоссалари 134

ҳолат диаграммаси 134

ҳайдалиши 130

юмшатилиши 130

Сулема 404

Сульфат ангидрид 234

кислота 235

кислотанинг контакт усули

билан олиниси 237

Сульфат кислотанинг минора

усули билан олиниси 238

Сульфатлар 239

Сульфидлар 227

Сульфид кислота 227

Сульфит ангидрид 231

- Сульфит кислота 232
 Сульфитлар 232
 Сульфокислоталар 290
 Сульфотузлар 290
 Сульфурил группа 243
 хлорид 243
 Сунъий радиоактив элемент-
 лар 77
 Сунъий радиоактивлик 77
 Суперфосфат 286
 Сурик 434
 Сурьма 291
 ялтироғи 291
 Суспензия 336
 Суюлтирилган эритма 151
 Суюлтириш қонуни 178
 Суюқ ҳаво 249
 Суюқликлар 99
 Суюқ шиша 331
 Суюқликларнинг эрувчанлиги 156
 Сцинцилляция 70
 Суяк кумири 300
 Сундирилган оҳак 294
 Сундирилмаган оҳак 293
- Т**
- Табiiй газлар 325
 Таллий 415
 Тальк 390
 Тантал 443
 оксид 443
 Танталат кислота 443
 Танталатлар 443
 Таркибининг доимийлик қонуни 12
 Тасир этувчи массалар қонуни 108
 Тахир туз 392
 Тезлик константаси 108
 Теллур 245
 Темир 459
 (III)- гидроксид 468
 карбиди 459
 колчедани 459
 (II)- оксид 467
 (III)- оксид 468
 (II)- сульфат 462
 (III)- сульфат 468
 (III)- хлорид 469
 Темирнинг аллотропик шакл
 ўзгаришлари 465
 изотоплари 459
 ишлатилиши 462
 олиниши 466
 углеродлиниши 461
 Тенардит 399
 Тербий 417
 Термик диссоциланиш 120
 Термохимия 2
 қонуни 33
 Термоядро реакциялари 122
 Тетраборат кислота 408
 Тетрафтор 197
- Тетрацианоплатинат кислота 474
 Технеций 456
 Тиндаль ходисаси 339
 Типик элементлар 38
 Тионил группа 243
 хлорид 242
 Тиокислоталар 243, 290
 Тиосульфат кислоталар 232
 Тиосульфатлар 232
 Тиотузлар 290
 Титан 437, 438
 (IV)- гидроксид 439
 (IV)- оксид 439
 Титанат кислота 439
 Титанил сульфат 439
 хлорид 439
 Томас шлак 463
 усули 463
 Торанит 418
 Торий 418, 420, 438
 Торф 322
 Тошкўмир 322
 Тоғ хрустали 330
 Трансуранлар 79, 423
 Триадалар 36
 Тритий 121
 Тритон 121
 Тузланиш 342
 Тузлар 143
 Тузларнинг аталиши 145
 гидролизи 187
 олиниши 143
 эрувчанлиги 155
 Тупроқ 331
 Тутовчи нитрат кислота 270
 сульфат кислота 237
 хлорид кислота 204
 Тутунсиз порох 274
 Тўйинган буг босими 132
 углеводородлар 310
 эритмалар 150
 Тўйинмаган углеводородлар
 катори 311
 эритмалар 150
 Тўтёйиш 240
- У**
- Увиол шиша 333
 Углеводородлар 303
 Углерод 296
 (II)- оксид 313
 (IV)- оксид 316
 Углероднинг аллотропияси 297
 изотоплари 296
 химиявий хоссалари 301
 Ультрамикроскоп 339
 Умумий жуфт электронлар 90
 Универсал константа 21
 Уран 420
 оксидлар 420

Уранат кислота 420
Уранат 418
Ураннынг ишлатилиши 418

Ф

Фаза 109
Фаянс 333
Фарадей қонунлари 358
сони 357
Ферганит 441
Фермий 419, 423
Феррат кислота 469
Ферратлар 469
Феррит кислота 468
Ферритлар 468
Ферровольфрам 461
Ферромарганец 461
Ферромolibден 461
Ферросилиций 461
Феррохром 461
Флотация 348
Флюорит 293
Формулалар 27
Фосген 315
Фосфат ангидрид 282
кислота 284
Фосфатлар 284
Фосфидлар 281
Фосфин 280
Фосфоний 281
тузлари 281
Фосфор 277
(III)-оксид 282
(IV)- оксид 282
(V)- оксид 282
оксидхлорид 282
(V)- хлорид 281
Фосфорит 285
Фосфорли ўғитлар 285
Фосфорнинг аллотропик шакл
узгаришлари 279
Фотон 53, 54
Фотосинтез 126
Фотохимия 202
Фотохимиявий реакция 202
Франций 367, 368
Фреонлар 198
Фтор 196
оксидлар 199
Фторидлар 198
Фторид кислота 198
Фторнинг хоссалари 196, 197

Х

Химия 6
Химиявий мувозанат 111
реакциялар 30
кинетика 107
тенгламалар 30
тузилиш назарияси 306
формулалар 26
энергия 31

Химиянинг аҳамияти 6
тарихи 7
Хлор 199
гидролизи 208
(I)- оксид 206
(IV)- оксид 206, 207
(VI)- оксид 206, 207
(VII)- оксид 206, 207

Хлорат-гиприт 376
Хлорат кислота 210
Хлоратлар 210
Хлорид кислота 203, 204
Хлоридлар 203, 205
Хлорит кислота 209
Хлоритлар 209
Хлорли оҳак 209
сув 201
Хлоросульфон кислота 242, 243
Хлороформ 311
Хлорнинг изотоплари 199
олиниши 200
ишлатилиши 202
хоссалари 201
Хром 444, 445
(III)- оксид 446
Хромат ангидрид 447
кислота 447
Хроматлар 447
Хромитлар 447
Хромли аралашма 448
аччиқтош 447
пўлат 445
темиртош 445
Хромнинг олиниши 445
хоссалари 445
Хрустал шиша 332
Хунд қондаси 61

Ц

Цезий 367
Целестин 394
Цемент 334
Цементит 465
Цементнинг гидромодули 335
Церий 417
Церруссит 431
Циан 316
Цианид кислота 315
Цианидлар 316
Цинкатлар 400
Циркон 440
Цирконий 437, 439

Ч

Чизиқ-чизиқ спектрлар 50
Чин эритмалар 336, 149
Чинни 333
Чугаев реакцияси 472
Чукма тузлар 200

Ш

- Шиша 332
- Шишанинг навлари 333
- Шисасимон моддалар 100
- Шинеллар 413

Э

- Эбуллиноскопик константа 164
- Эвтектик аралашма 365
- Эвтектика 364
 - нуқта 364 -
 - қотишма 364
- Эйнштейн формуласи 82
- Эйнштейний 419
- Эквивалент 13, 23
- Эквивалентлик қонуни 13
- Экзотермик мода 32
 - реакциялар 32
- Электр юритувчи куч 353
- Электровалент боғланиш 89
- Электровалентлик 89
- Электрод потенциал 351
- Электролиз 354, 355
- Электролизнинг биринчи реакциялари 357
 - иккинчи реакциялари 357
 - қонунлари 358
- Электролик диссоциация 166
 - диссоциация даражаси 173
 - диссоциация назарияси 166
- «Электрон» 391
- Электроманфий элементлар 87
- Электроманфийлик 87
- Электрометаллургия 350
- Электрон 44
 - булут 57, 344
 - вольт 67
 - газ 103
 - заряди 45, 46
 - спин 58
 - қаватлар 55
- Электронлар вазияти 57
- Электронларнинг боғланиш энергияси 346
- Электрофорез 341
- Электрохимиявий коррозия 359
- Элемент 11
- Элементар катакча 102
- Элементлар валентлиги 25
- Элементлар даврий системаси 35
 - группалари 35
 - даврлари 35
- Элементларнинг абсолют атом массалари 20
 - нисбий атом массалари 18
- Эмульсия 148
- Эндотермик моддалар 32

- Эндотермик реакциялар 32
- Энергетик сатҳ 57
- Энергетик сатҳчалар 57
- Энергия 31
- Энергиянинг сақланиш қонуни 31
- Эрбий 417
- Эритмалар 148
- Эритмаларнинг буғ босими 161
- Эритмаларнинг концентрацияси 151
 - осмотик босими 159
 - қотиш ва қайнаш температуралари 162
- Эритувчилар 149
- Эриш иссиқлиги 150
- Эркин радикалар 141
- Эрувчанлик 154
 - кўпайтмаси 179
- Этан 310
- Этилен 311
- Этилен қатори 311
- Эффектив радиус 105
 - тўқнашиш 107

Ю

- Юқорй тартибли бирикмалар 383

Я

- Ядро заряди 50
 - реакциялари 78
 - таркиби 50
- Ярим емирилиш давр 71
- Ятрохимия 9

У

- Узгармас валентли элементлар 26
- Узгарувчан валентли элементлар 26
- Урта тузлар 143
- Ута тўйинган эритмалар 156

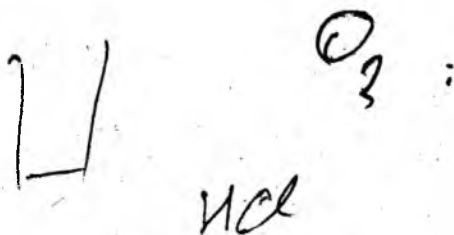
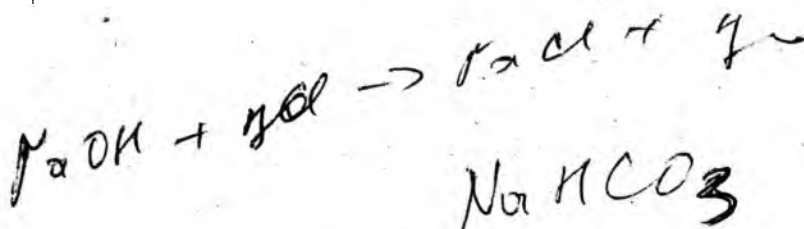
Қ

- Қайтар коллоидлар 343
- Қайтар реакциялар 112
- Қайтарувчи 191
- Қайтмас коллоидлар 343
- Қайтмас реакциялар-112
- Қалай 26
 - гидроксидлар 428
 - гидрид 427
 - (I)- оксид 427
 - (IV)- оксид 427
- Қалайнинг аллотропик шакл
 - Ўзгаришлари 426
 - вабоси 427
 - ишлатилиши 427
- Қалайтош 426
- Қаттиқ моддалар 100

- Қаттиқ эритма*, 363
 Қизил мис рудаси 375
 темиртош 459
 фосфор 279
 Қора металлургия 462
 мис дудаси 375
 порох 273
 фосфор 279
 Қотишмалар 363
 Қотиш температураси 163
 Қум 329
 Қумгупроқ 329
 Қуруқ муз 317
 Қуруқ ҳайдаш 300
 Қутбланиш 96
 Қутбли молекулалар
 (поляр молекулалар) 94
 Қутбсиз молекулалар
 (полярмас молекулалар) 94
 Қўнғир кўмир 322
 темиртош 459
 Қўрғошин 431
 (II)- ацетат 434
 гидроксид 433
 гидроксикарбонат 434
 (II)-нитрат 434
 (II)- оксид 432, 433
- Қўрғошин (VI)- оксид 432
 (II)- сульфат 434
 (IV)- сульфат 435
 (II)- сульфид 434
 хлорид 434
 шакари 434
 ялтироғи 431
- Қўрғошинли аккумуляторлар 435
 Қўрғошиннинг изотоплари 431
 олиниши 431
 хоссалари 431
- Қўш тузлар 385
 суперфосфат 286
 электр қавати 351

Ҳ

- Ҳаво 248
 Ҳаракатчан мувозанат 113
 Ҳақиқий концентрация 176
 Ҳақиқий формула 28
 Ҳажмий нисбатлар қонуни 16v
 марказлашган кубик кристаллар 104
 Ҳайвон кўмири 300
 Ҳосил бўлиш иссиқлиги 32



* 1912 йилда улуғ рус олими физик-химик Н. С. Курнаков қаттиқ эритмаларнинг хосса ва таркибларини текширар экан, узлуксиз таркибли моддаларни топди ва уларни бертоллидлар деб атади. Уларнинг кўпчилиги эритма ҳолида беқарор моддалар бўлиб, ўзаро қаттиқ эритмалар ҳосил қилади. Доимий таркибли моддалар дальтонидлар деб аталади.

МУНДАРИЖА

	4		
Сўз боши	4	22- §. Элементлар даврий системаси	35
Биринчи боб. Қирш		23- §. Д. И. Менделеев даврий системасининг аҳамияти	39
1- §. Материя ва модда	5	Тўрттинчи боб. Атомнинг тузилиши	
2- §. Химиянинг аҳамияти	6	24- §. Атом ва молекулаларнинг реаллиги	43
3- §. Химия тарихи	7	25- §. Катод нурлари. Электронлар	44
4- §. Илмий химиянинг бошланиши	9	26- §. Анод нурлари (канал нурлари)	45
Иккинчи боб. Атом молекуляр назария		27- §. Рентген нурлари	45
5- §. М. В. Ломоносовнинг атом-молекуляр назарияси	11	28- §. Радиоактивлик	46
6- §. Таркибнинг доимийлик қонуни	12	29- §. Радиоактив емирилиш ва ундан чиқадиған нурлар	47
7- §. Эквивалентлар қонуни	13	30- §. Атомнинг ядроли тузилиш назарияси	48
8- §. Каррали нисбатлар қонуни	14	31- §. Ядронинг заряди ва таркиби	50
9- §. Дальтон атомистикаси	14	32- §. Бор назарияси. Атомнинг электрон қаватлири	52
10- §. Ҳажмий нисбатлар қонуни	16	Бешинчи боб. Даврий системанинг ривожлантирилиши	
11- §. Авогадро қонуни. Атом ва молекула	17	33- §. Даврий системада ядро заряди	65
12- §. Атом массаси ва молекуляр масса. Грамм атом ва грамм молекула	18	34- §. Элементларнинг химиявий хоссалари ва аналог элементлар	66
13- §. Грамм молекулалар ҳажми. Авогадро сони	19	35- §. Радиоактив элементлар	67
14- §. Газларнинг ва газ ҳолатига ўта оладиган моддаларнинг молекуляр массасини аниқлаш	20	36- §. Радиоактив емирилиш ва радиоактив оилалар	70
15- §. Элементларнинг атом массаларини аниқлаш. Валентлик формулалар	23	37- §. Изотоплар	73
16- §. Символлар ва химиявий формулалар	26	38- §. Сунъий радиоактивлик	77
17- §. Моддаларнинг процент таркибини ҳисоблаш	29	39- §. Радиоактив элементларнинг аҳамияти ва ишлатилиши	79
18- §. Химиявий тенгламалар	30	Нишонли атомлар	
19- §. Энергиянинг сақланиш қонуни. Химиявий энергия	31	40- §. Масса дефекти	81
		41- §. Атом энергияси	83
Учинчи боб. Д. И. Менделеевнинг даврий қонуни ва элементлар даврий системаси		Олтинчи боб. Молекуланинг тузилиши	
20- §. Элементлар классификацияси	34	42- §. Бирикмаларда валент электронларнинг иштироки	85
21- §. Элементлар даврий қонуни	34	43- §. Ион боғланиш	87
		44- §. Ковалент (атом) боғланиш	93
		45- §. Поляр боғланиш	90
		46- §. Поляр (қутб) ва полярмас (қутбсиз) молекулалар	94

47-§. Молекулалараро куч . . .	95	Ун учинчи боб. Эритмалар	
48-§. Водород боғланиш . . .	97	78-§. Гомоген ва гетероген системалар . . .	147
Еттинчи боб. Қаттиқ моддаларнинг тузилиши		79-§. Дисперс системалар . . .	147
49-§. Моддаларнинг агрегат ҳолатлари . . .	99	80-§. Чин эритмалар . . .	149
50-§. Кристалл моддалар . . .	100	81-§. Тўйинган ва тўйинмаган эритмалар . . .	150
51-§. Кристалларнинг ички тузилиши . . .	101	82-§. Эри.ма концентрациясининг ифодаланиши . . .	151
52-§. Кристаллдаги заррачалар радиуси . . .	104	83-§. Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги . . .	154
53-§. Изоморфизм ва полиморфизм . . .	105	84-§. Ута тўйинган эритмалар . . .	156
Саккизинчи боб. Кинетика ва химиявий мувозанат		85-§. Сууюклик ва газларнинг эрувчанлиги . . .	156
54-§. Реакция тезлиги . . .	107	86-§. Осмос ва осмотик босим . . .	158
55-§. Химиявий мувозанат . . .	111	87-§. Эритмаларнинг буғ босими . . .	161
56-§. Ле-Шателье принципи . . .	113	88-§. Эритмаларнинг қотиш ва қайнаш температуралари . . .	162
Мувозанатнинг силжиши . . .	113	Ўн тўртинчи боб. Электр-литик диссоциация назарияси	
Туққизинчи боб. Водород		89-§. Электрлитик диссоциация . . .	166
57-§. Водороднинг табиатда учраши . . .	116	90-§. Асос, кислота ва тузларга диссоциация назарияси нуқтаи назаридан қараш . . .	169
58-§. Водороднинг олинлиши . . .	116	91-§. Протон назарияси . . .	172
59-§. Водороднинг физик ва химиявий хоссалари . . .	118	92-§. Диссоциланиш даражаси . . .	173
60-§. Водороднинг ишлатилиши . . .	120	93-§. Кучли ва кучсиз электролитлар . . .	174
61-§. Водороднинг изотоплари . . .	120	94-§. Диссоциланиш константаси . . .	177
Ўнинчи боб. Кислород		95-§. Босқичли диссоциланиш . . .	179
62-§. Кислороднинг табиатда учраши . . .	124	96-§. Эрувчанлик кўпайтмаси . . .	179
63-§. Кислороднинг олинлиши . . .	124	97-§. Электрлитлар эритмасида буладиган алмашиши реакциялари . . .	181
64-§. Кислороднинг физик ва химиявий хоссалари . . .	124	98-§. Сувнинг диссоциланиши ҳамда водород кўрсаткичи . . .	184
65-§. Кислороднинг ишлатилиши . . .	125	99-§. Тузларнинг гидролизиди . . .	187
66-§. Озон . . .	126	100-§. Оксидланиш ва қайтарилиш реакциялари . . .	190
Ўн биринчи боб. Сув		101-§. Оксидланиш ва қайтарилиш реакцияларининг тенгламасини ёзиш . . .	192
67-§. Табиатда сув . . .	129	Ўн бешинчи боб. Даврий система VII группасининг бош группачаси. Галогенлар	
68-§. Сувни тозалаш . . .	130	102-§. Умумий маълумот . . .	195
69-§. Сувнинг физик хоссалари . . .	131	103-§. Фтор . . .	196
70-§. Сувнинг химиявий хоссалари . . .	134	104-§. Хлор . . .	199
71-§. Водород пероксид . . .	135	105-§. Хлорнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси . . .	202
72-§. Оғир сув . . .	136	106-§. Хлорид кислота . . .	204
Ўн иккинчи боб. Анорганик бирикмаларнинг муҳим синфлари		107-§. Хлорнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси . . .	206
73-§. Оксидлар . . .	138	108-§. Адсорбция . . .	212
74-§. Асослар . . .	140		
75-§. Кислоталар . . .	140		
76-§. Амфотер гидроксидлар . . .	142		
77-§. Тузлар . . .	143		

109-§. Бром	214
110-§. Йод	216
111-§. Асгат	219
112-§. Галогенлар группаси ҳақида хулоса	219

Ҷиолтинчи боб. Даврий система VI группасининг бош группачаси

113-§. Умумий маълумот	222
114-§. Олтингугурт	223
115-§. Водород сульфид ва сульфидлар	227
116-§. Олтингугуртнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари	231
117-§. Сульфит кислота ва сульфитлар	232
118-§. Тиосульфат кислота ва унинг тузлари	232
119-§. Политионат кислоталар ва уларнинг тузлари	233
120-§. Дитионат кислота ва унинг тузлари	234
121-§. Гипосульфит кислота ва унинг тузлари	234
122-§. Сульфат ангидрид	234
123-§. Сульфат кислота	235
124-§. Сульфат кислотанинг олиниши	237
125-§. Сульфатлар	239
126-§. Пиросульфат кислота ва унинг тузлари	241
127-§. Перисульфат кислоталар ва уларнинг тузлари	241
128-§. Олтингугуртнинг галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари	242
129-§. Селен	243
130-§. Теллур	245
131-§. Кислород группачаси ҳақида хулоса	246

Ҷиеттинчи боб. Ҳаво ва инерт газлар

132-§. Ҳаво	248
133-§. Инерт газлар	250

Ҷинакки зинчи боб. Даврий система V группачасининг бош группачаси

134-§. Умумий маълумот	253
135-§. Азот	253
Саноатда аммиак олиш	262
§. Гидразин ва азид кис-	264
§. Азотнинг кислород бил қилган бирикмалари	265
§. Нитрат кислота	268

140-§. Нитрат кислотанинг хоссалари	270
141-§. Нитратлар	273
142-§. Азотнинг табиатда ай- ланиши	275
143-§. Фосфор	277
144-§. Фосфорнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари	280
145-§. Фосфорнинг галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари	281
146-§. Фосфорнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари	282
147-§. Фосфат кислоталар ва уларнинг тузлари	283
148-§. Мишьяк	286
149-§. Мишьяк бирикмалари	287
150-§. Сурьма	291
151-§. Висмут	293

Ҷинтўққизинчи боб. Даврий система IV группасининг бош группачаси

152-§. Умумий маълумот	295
153-§. Углерод	296
154-§. Углероднинг химиявий хоссалари	301
155-§. Углероднинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари ва органик бирикмалар	302
156-§. Бутлеровнинг химиявий тузилиш назарияси	306
157-§. Баъзи органик бирикмалар ва гомологик қаторлар	308
158-§. Тўйинган углеводород ва метан	310
159-§. Тўйинмаган углеводородлар ва этилен гомологик қатори	311
160-§. Углероднинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари	313
161-§. Карбонат ангидрид	316
162-§. Карбонат ангидриднинг хоссалари	316
163-§. Карбонат кислота ва унинг тузлари	317
164-§. Тошқумир ва нефть	322
165-§. Газ ёқилғилар ва табиий газлар	325
166-§. Кремний	328
167-§. Силикат ангидрид	329
168-§. Силикат кислоталар ва уларнинг тузлари	330
169-§. Шиша ишлаб чиқариш	332
170-§. Керамика	333
171-§. Цемент	334
172-§. Коллоид эритмалар	335
173-§. Коллоид эритмаларнинг олиниши	337
174-§. Коллоид эритмаларнинг баъзи хоссалари ва турлари	338
175-§. Коагуляция	341

Йигирманчи боб. Металлар

176-§. Металларнинг тузилиши ва физик хоссалари	344
177-§. Металларнинг химиявий хоссалари	345
178-§. Рудалар ва улардан металлар ажратиб олиш	348
179-§. Гальваник элементлар	350
180-§. Электролиз	354
181-§. Металларнинг коррозияси	359
182-§. Қотишмалар	363

Йигирма биринчи боб. Даврий системанинг I группаси

183-§. Биринчи группа	367
184-§. I группанинг бош группачаси (ишқорий металлар)	368
185-§. Натрий	369
186-§. Калий	371
187-§. I группанинг қушимча группача элементлари (мис группачаси)	373
188-§. Мис	374
189-§. Кумуш	376
190-§. Олтин	378
191-§. Комплекс бирикмалар	381
192-§. Комплекс бирикмаларнинг тузилиши	383
193-§. Комплекс тузларнинг аталиши	386

Йигирма иккинчи боб. Даврий системанинг II группаси

194-§. Бош группача элементлари	387
195-§. Бериллий	389
196-§. Магний	390
197-§. Кальций	392
198-§. Стронций	394
199-§. Барий	395
200-§. Радий	396
201-§. Рух группачаси	397
202-§. Рух	397
203-§. Кадмий	400
204-§. Симоб	401

Йигирма учинчи боб. Даврий системанинг III группаси

205-§. III группа элементларининг хоссалари	405
206-§. Бор	406
207-§. Алюминий	409
208-§. Галлий группачаси	413
209-§. Галлий	413
210-§. Индий	414
211-§. Таллий	415
212-§. Скандий группачаси	415

213-§. Лантанидлар (лантаноидлар)	416
214-§. Актиноидлар (актиноидлар)	418

Йигирма тўртинчи боб. Даврий система IV группасининг бош группачаси металлари ва ёнаки группачаси

215-§. Германий группачаси	424
216-§. Германий	425
217-§. Қалай	426
218-§. Қўргошин	431
219-§. Қўргошинли аккумуляторлар	
220-§. Титан группачаси	
221-§. Титан	
222-§. Цирконий	
223-§. Гафний	

Йигирма бешинчи боб. Даврий система V группасининг ёнаки группачаси

224-§. Ванадий группачаси	
225-§. Ванадий	
226-§. Ниобий	
227-§. Тантал	

Йигирма олтинчи боб. Даврий система VI группасининг ёнаки группачаси

228-§. Хром группачаси	
229-§. Кром	
230-§. Молибден	
231-§. Вольфрам	449

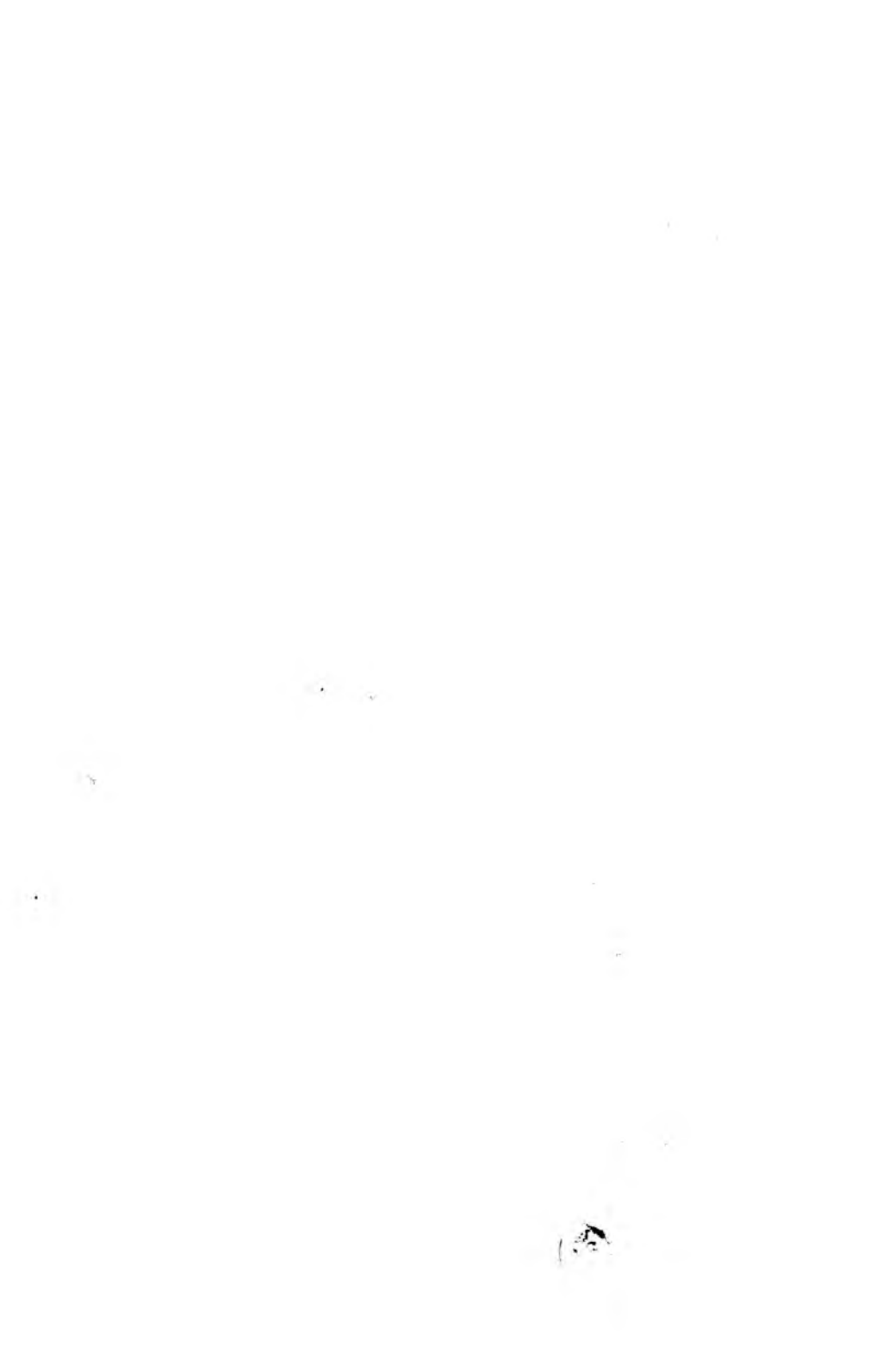
Йигирма еттинчи боб. Даврий система VII группасининг ёнаки группачаси

232-§. Умуий маълумот	452
233-§. Марганец	452
234-§. Технеций	456
235-§. Рений	457

Йигирма саккизинчи боб. Даврий системанинг VIII группаси ён группача элементлари

236-§. Умуий характеристика	458
237-§. Темир	459
238-§. Чўян	459
239-§. Пулат ва темир	462
240-§. Темирнинг хоссалари ва бирикмалари	
241-§. Кобальт	
242-§. Никель	
243-§. Умуий маълумот	

Предмет кўрсаткичи



Д.И. МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ХИМИЯВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

ДАВР-ЛАР	КАТОР-ЛАР	Э Л Е М Е Н Т Л А Р Г Р У П П А Л А Р И													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
I	1	1 H ВОДРОД 1,008							(H)			2 He ГЕЛИЙ 4,003			
II	2	3 Li ЛИТИЙ 6,940	4 Be БЕРИЛИЙ 9,013	5 B БОР 10,82	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,008	8 O КИСЛОРОД 16	9 F ФТОР 19,00				10 Ne НЕОН 20,183			
III	3	11 Na НАТРИЙ 22,991	12 Mg МАГНИЙ 24,32	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,98	14 Si КРЕМНИЙ 28,09	15 P ФОСФОР 30,975	16 S ОПТИГУГУРТ 32,066	17 Cl ХЛОР 35,457				18 Ar АРГОН 39,944			
IV	4	19 K КАЛИЙ 39,100	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 Ti ТИТАН 47,90	23 V ВАНАДИЙ 50,95	24 Cr ХРОМ 52,01	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	26 Fe ТЕМИР 55,85	27 Co КОБАЛЬТ 58,94	28 Ni НИКЕЛЬ 58,71				
	5	29 Cu МИС 63,54	30 Zn РУХ 65,38	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,60	33 As МИШЬЯК 74,91	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,916				36 Kr КРИПТОН 83,80			
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,48	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,63	39 Y ИТТРИЙ 88,92	40 Zr ЦЕРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,91	42 Mo МОЛИБДЕН 95,96	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,1	45 Rh РОДИЙ 102,91	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4				
	7	47 Ag КУМУШ. 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn КАЛАЙ 118,70	51 Sb СУРЬМА 121,76	52 Te ТЕЛЛУР 127,61	53 I ЙОД 126,91				54 Xe КСЕНОН 131,30			
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,38	57 La* ЛАНТАН 138,92	72 Hf ГАФНИЙ 178,50	73 Ta ТАНТАЛ 180,95	74 W ВОЛЬФРАМ 183,86	75 Re РЕНИЙ 186,22	76 Os ОСМИЙ 196,2	77 Ir ИРИДИЙ 192,2	78 Pt ПЛАТИНА 195,09				
	9	79 Au ОЛТИН 197,0	80 Hg СИМОБ 200,61	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,39	82 Pb КУРЧОВИЙ 207,21	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [210]	85 At АСТАТНИЙ [210]				86 Rn РАДОН [222]			
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89 Ac** АКТИНИЙ [227]	104 Ku КУРЧАТОВИЙ [260]	(Ns) 105 (НИМЬСБОРИЙ)	106	107							
ТУЗ ХОСИЛ ҚИЛУВЧИ ЮКОР-НИ ОКСИДЛАРИ		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
БОБОРОС БУЛАН ХОСИЛ ҚИЛГАЧ ЮКОРНИ ОКСИДНОН БИРИКМАЛАРИ					RH₄	RH₃	RH₂	RH							
Ж	ЛАНТАНОИДЛАР	58 Ce ЦЕРИЙ 140,13	59 Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,92	60 Nd НЕОДИМ 144,27	61 Pm ПРОМЕТИЙ 147	62 Sm САМАРИЙ 150,35	63 Eu ЕВРОПИЙ 152,0	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,93	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,51	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,94	68 Er ЭРБИЙ 167,27	69 Tm ТУЛИЙ 168,94	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУЦЕТИЙ 174,98
ЖЖ	АКТИНОИДЛАР	90 Th ТОРИЙ 232,05	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,07	93 Np НЕПУТУНИЙ [237]	94 Pu ПУЛТОНИЙ [242]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КУРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙЗЕНСТАЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [253]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [256]	102 No НОБЕЛИЙ [255]	103 Lw ЛЮТЦЕЦИЙ [260]