

24(ксер)

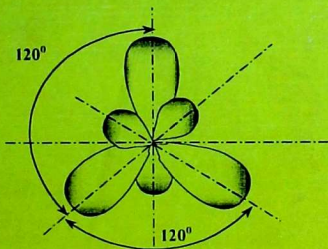
С-13

Кыргыз мамлекеттүүлүгүнүн  
2200 жылдыгына арналат

САГЫНДЫКОВ ЖУМАБАЙ

# ХИМИЯ

боюнча коллеждердин студенттери жана  
жогорку окуу жайларынын талапкерлери үчүн



Ош - 2004

ББК 74.58  
Ж-24

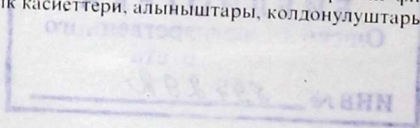
Жооптуу редактор химия илимдеринин доктору, профессор  
Сатыбалдиев А.С.

Сагындыков Ж.

Химия: мектептердин жогорку класстарынын окуу-  
Ж-2 чулары жана төмөнкү курстун студенттери үчүн окуу  
китеп – Ош: ОшГУ, 2003. 232б.

ISBN 9967-505-97-4

Китепте химиянын негизги закондору менен кээ бир түшүнүктөрү; мезгилдик система, атомдордун түзүлүшү, химиялык байланыштар; электролиттер менен электролит эместердин эритмелери; кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары; комплекстик бирикмелер; химиялык реакциялардын ылдамдыктары менен энергетикасы; химиялык тен салмактуулуктар; электрохимиянын негиздери; элементтер менен алардын бирикмелеринин физикалык жана химиялык касиеттери, алыныштары, колдонулуштары каралган.



Ж 4309000000 – 2003  
ISBN 9967-505-97-4

ББК 74.58  
© Ж. Сагындыков



## КИРИШ СӨЗ

*Химия - химиялык элементтердин жана заттардын түзүлүштөрү, касиеттери, заттардын бири-бирине айлануулары жана бул айланууларды коштап жүрүүчү закон ченемдүүлүктөрдү үйрөтүүчү илим.*

Химия башка табигый илимдер менен, айрыкча, физика, биология, геология илимдери менен тыгыз байланышкан. Азыркы мезгилде химия бир топ өз алдынча бөлүктөргө, атап айтканда, заттардын эки негизги классына жараша органикалык эмес жана органикалык химия деп бөлүнөт.

Соңку мезгилдерде ар кандай табият таануу илимдеринин чегинде биохимия, физикалык химия, аналитикалык химия, молекулалык биология, геохимия, биогеохимия, агрохимия, космохимия, химиялык физика, ж. б. илимдердин тармактары өнүгүп чыкты.

Химия илими бизди курчап турган материалдык дүйнөнү үйрөтүүчү табигый илимдерге кирет. Химиянын материалдык объектиси болуп химиялык элементтер жана алардын бирикмелери эсептелинет.

Илимий-техникалык өнүгүүнүн негизги багыттарынын бири - эл чарбасын химиялаштыруу болуп саналат. Химиялаштыруу - бул химиялык продуктарды өндүрүүдө жана иштетүүдө химиялык ыкмаларды кеңири пайдалануу.

Нефтинин жаратылыш запастарынын азайып бара жаткандыгына байланыштуу, химиялык өнөр жайлардан өндүрүлүп жаткан синтетикалык отундарды пайдалануу улам өсүүдө. Таш көмүрдөн жана күрөң көмүрдөн суюк отундарды өндүрүп алуунун жаңы технологияларын ишке киргизүү маанилүү химиялык сырьё болуп саналган нефтини үнөмдөөгө мүмкүнчүлүк берет.

Фармацевтикалык өнөр жайынын өнүгүшүндө да химиянын ролу абдан чоң. Дары-дармектердин көпчүлүк бөлүгү жасалма жол менен синтезделишин алынат.

Өнөр жайлардын, анын ичинде химиялык өнөр жайдын өнүгүшү менен айлана - чөйрөнү коргоо проблемасы пайда болду.

Мамлекетибиздин эгемендүүлүккө жетишүүсү, өнүгүүнүн демократиялуу жолуна түшүшү билим берүү ишине жаңы талаптарды коюу менен «Билим берүү жөнүндөгү закондо» жаштардын өз алдынча чыгармачылык менен билим алуусуна шарт түзүү жана аны өнүктүрүү маселелерине көп көңүл бурулган.

Бүгүнкү цивилизациянын өнүгүшүн дүйнөлүк алдыкы технологияны күнүмдүк практикага киргизүү процессин табигый-химиялык илимдерсиз элестетүү деги эле мүмкүн эмес.

Окуучуларга химиялык билимди, аны окутууну өркүндөтүүнүн принциби болуп, химия илимин өз тилинде өздөштүрүү, бир жагынан студенттерди химия илимине болгон кызыкчылыгын жогорулатып, экинчи жагынан, химиялык жергиликтүү сырьё ресурстарын химиялык иштетүүнү үйрөнүп, келечекте Кыргызстанда жаңы химиялык өндүрүштөрдү түзүүчү адистерди даярдоого мүмкүндүк берет. Ошондуктан, химия боюнча кыргызча жазылган бул окуу китептери студенттер үчүн гана эмес жалпы эле химия илиминин үйрөнүүчүлөр үчүн да сунушталат.

Бул китептин кол жазмасын окуп, өздөрүнүн баалуу сын пикирлерин берип, өз салымдарын кошкондуктары үчүн профессор А.Сатывалдиев, М. Исмаиловго, доценттер: А.Бабековго, Д.Жорокуловго, Б.Мурзабаевке, окутуучулар: А.Абдукаримовго, С.Мурзакуловго, Д. Сатывалдиевдерге чоң ыраачылыгымды билдирем.

# 1-БӨЛҮК

## ХИМИЯНЫН ТЕОРИЯЛЫК НЕГИЗДЕРИ

### 1) Атом - молекулалык окуу

Бардык заттар эң майда бөлүкчөлөрдөн - атомдордон тургандыгы жөнүндөгү көз караш байыртадан эле белгилүү болгон. Заттардын составы, химиялык процесстердин закон ченемдүүлүктөрү жөнүндөгү илимий көз караштардын өнүгүшү менен молекула жөнүндө түшүнүк киргизилген.

Атом - молекулалык окуунун өнүгүшүнө белгилүү окумуштуулар Дальтон, Лавуазье, Ломоносов, Авогадро, Пруст, Каннищаро, Берцелиус, Бутлеров, Менделеев ж.б. зор салымдарын кошушкан. Атом - молекулалык окуу илимий теория катары XIX кылымдын орто ченинде бекилген.

**Анын негизги жоболору төмөндөгүлөр:**

1. Бардык заттар атомдордон, молекулалардан же иондордон турат.
2. Заттын составына кирген бардык атомдор, молекулалар жана иондор тынымсыз кыймылда болушат. Бул кыймыл, атом - молекулалык окуунун негизинде караганда, ар бир затта болуучу энергиясынын запасы менен мүнөздөлөт. Химиялык реакциялар учурунда ушул энергиянын эсебинен атомдор бир заттан экинчисине өтүшүн жана бирикмелерди пайда кылышат.
3. Бардык заттар жөнөкөй жана татаал заттарга бөлүнүшөт.

Эми химиядагы негизги түшүнүктөргө кыскача түшүндүрмө бере кетели.

**Атом** - бул химиялык элементтердин касиеттерине ээ болгон эң кичине бөлүкчө.

Атом оң заряддалган ядродон жана терс заряддалган электрондордон турган электронейтралдуу бөлүкчө болуп саналат.

**Химиялык элемент** - бул ядролорунун заряддары менен электрондордун саны бирдей болгон атомдордун тобу.

Азыркы мезгилде мезгилдик системадагы элементтердин саны 114кө жетти. Алардын ичинен 90го жакын элементтерди жаратылыштан кездештирүүгө болот.

Жер кыртышында химиялык элементтер ар кандай санда кездешет. Химиялык элементтердин жер кыртышында таралышын геохимия илими изилдейт. Бул тармакты изилдөөдө В.Вернадскийдин жана А.Ферсмандын эмгектери чоң.

Жер кыртышында эң кеңири таралган элементтер болуп кычкылтек (47,2%), кремний (27,6%), алюминий (8,8%), кальций (3,6%), калий (2,6%), натрий (2,64%), магний (2,1%) жана темир (5,1%) эсептелет. Калган элементтер 1,36%ды түзүшөт.

Ал эми жер кыртышында элементтердин атомдорунун саны боюнча суутек 17%ды түзүп, үчүнчү орунда, массасы боюнча 1%ды түзүп, тогузунчу орунда турат. Мында элементтер көбүнчө кычкылдардан, тоо тек-

териин негизин түзгөн силикаттардан, карбонаттардан, сульфиддерден жана сульфаттардан турат.

Жаратылышта азот, кычкылтек, күкүрт, инертүү газдар, рутений, осмий, иридий, палладий, платина жана алтын эркин түрдө, калган элементтер кошулмалар түрүндө кездешет. Азыркы мезгилде жаратылышта кездешкен элементтерден пайда болгон үч миллиондон ашык бирикмелер белгилүү.

Ар бир химиялык элемент өзүнүн аты жана химиялык белгиси менен мүнөздөлөт. Элементтердин химиялык белгиси И.Я.Берцеллиус тарабынан 1811-жылы сунуш кылынган жана латынча атынын баш тамгалары менен шарттуу белгиленет.

Мисалы: суутек -  $H$  (*Hydrogenium*), кычкылтек -  $O$  (*Oxygenium*), темир -  $Fe$  (*Ferrum*), жез -  $Cu$  (*Cuprum*), алтын -  $Au$  (*Aurum*) ж.б.

Химиялык элементтердин аталышы жана символдору элементтердин мезгилдик системасында келтирилген. Химиялык элементтин символунун сол жагынын үстүндөгү сан - элементтин массалык санын, ал эми сол жагынын алдындагы сан - элементтин катар номерин билдирет.

Мисалы:  ${}^{39}_{19}K$ ,  ${}^{12}_{6}C$ ,  ${}^{16}_{8}O$ ,  ${}^{32}_{16}S$ . ж.б.

Кээ бир химиялык элементтердин группасы үчүн, алардын традициялык аталыштары сакталган: *IA* - щелочтуу металлдар; *Ca*, *Sr*, *Ba* жана *Ra* - щелочтуу жер металлдар; *VIA* - халькогендер; *VIIA* - галогендер; *VIIIA* - инерттүү газдар; *La* жана *4f* - элементтер - лантаноиддер, жалпы жолунап *Ln* деп белгиленет; актиноиддер *An* деп белгиленип, аларга *Ac* жана *5f* - элементтер кошулат.

Мезгилдик системада элементтердин химиялык белгилери, катар номери, салыштырмалуу атомдук массасы, кыргызча аты, электрондук катмарлардагы электрондордун саны көрсөтүлгөн.

Химиялык элементтерди негизинен металлдар жана металл эместер деп бөлүүгө болот.

Мезгилдик таблицанын негизги подгруппалары боюнча бериллийден аstatты көздөй диагональ жүргүзсөк, анда металлдар диагональдын төмөнкү сол жагынан, ал эми металл эместер жогорку оң жагынан орун алган. Диагональ боюнча жайгашкан элементтер: *Be*, *Al*, *Ge*, *Nb*, *Sb* ж.б., амфотердик касиетке ээ.

*Химиялык элементтердин ар кандай касиетке ээ болгон бир нече жөнөкөй зат түрүндө болуусу аллотропия деп аталат.*

Аллотропиялык түр өзгөргүчтүктөр ар түрдүү сандагы атомдордун кошулуусунун эсебинен же заттардын кристаллдарынын түзүлүшү боюнча айырмаланат. Кычкылтектин экинчи аллотропиялык түрү озон. Ак фосфор фосфордун 4 атомунап  $P_4$  турат, ал эми кызыл же кара фосфордун кристаллдык түзүлүшү жана структурасы башкача болот. Суутектин изотоптору атайын символдорго жана аталыштарга ээ:  ${}^1_1H$  = *H*, протий;  ${}^2_1H$  = *D*, дейтерий;  ${}^3_1H$  = *T*, тритий. Жөнөкөй заттардын аллотропиялык

формаларынын аталышында молекуладагы атомдорунун саны көрсөтүлөт:  $O_3$  - үч кычкылтек (озон),  $P_4$  - тетрафосфор,  $S_8$  - октакүкүрт.

**Молекула** - жи же андан көп атомдордон турган, өзүнчө болууга жөндөмдүү жана заттардын химиялык касиеттерине ээ болгон эң кичине электронейтралдуу бөлүкчө.

Молекуладагы атомдордун саны экиден бир нече жүз миңге жана миллионго чейин жетиши мүмкүн.

**Иондор.** Электрондорду берүүнүн же кошуп алуунун натыйжасында атомдор же атомдордун тобу заряддалган бөлөкчүлөргө айланат. Мындай заряддалган бөлүкчөлөр иондор деп аталат. Ион (грек. *ion* - жыдуучу) - оң же тере заряддалган атом же химиялык жактан байланышкан атомдордун тобунан турган бөлүкчө. Аниондор «минус», катиондор «плюс» зарядка ээ, ал эми белги иондун үстүнкү оң жагына цифрадан кийин коюлат, мисалы:  $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ,  $Fr^+$ ,  $Be^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $J^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Se^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $HSO_4^-$ ,  $HSO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $HPO_4^{2-}$ ,  $H_2PO_4^-$ . Иондор пайда болуу үчүн электрондорду бере турган жана кошуп ала турган элементтердин тере электрдүүлүктөрүнүн айырмасы өтө чоң болушу керек. Иондук байланышта электрондор тере электрдүүлүгү күчтүү атомго карай жылат, ал атом тере заряддалып, анионго айланат. Ал эми электронуан ажыраган атом оң заряддалып, катионго айланат. Иондор химиялык жактан активдүү болгондуктан, алар бири-бири менен же башка атомдор же молекулалар менен да өз ара аракеттенет. Иондор эритмелерде электролиттик диссоциациянын негизинде пайда болот.

Бир атомдуу жана көп атомдуу катиондор менен аниондорунун аталыштарын атоодо төмөндөгүдөй эрежелер колдонулат:

1. Көп атомдуу катиондордо заряды көрсөтүлөт, мисалы:  $Hg_2^{2+}$  - диваленттүү катиону ( $2+$ );  $I_3^+$  - диiodдун катиону ( $1+$ );  $S_8^{2+}$  - октакүкүрттүн катиону ( $2+$ ).

2. Бир нече кычкылдануу даражаларына ээ болгон бир атомдуу катиондордун аталыштарында кычкылдануу даражалары рим цифрасы менен көрсөтүлөт:  $Fe^{3+}$  - темирдин (III) катиону,  $Cu^+$  - жездин (I) катиону,  $Co^{2+}$  - кобальттын (II) катиону.

3. Бир атомдуу аниондор төмөндөгүдөй жазылып, -ид мүчөсү кошулуп айтылат:  $H^-$  - гидрид ион;  $S^{2-}$  - сульфид ион;  $Cl^-$  - хлорид ион.

4. Көпчүлүк аниондор өзүнөн традициялык аты менен аталат:  $N_3^-$  - азид ион;  $O_3^-$  - озонид ион;  $O_2^-$  - надпероксид ион;  $O_2^{2-}$  - пероксид ион;  $CN^-$  - цианид ион;  $HS^-$  - гидросульфид ион;  $HO_2^-$  - гидропероксид ион.

**Жөнөкөй заттар** бир түрдүү химиялык элементтердин атомдорунан турушат. Мындай заттарга суутекти ( $H_2$  молекуласы), кычкылтекти ( $O_2$  молекуласы), хлорду ( $Cl_2$  молекуласы) келтирүүгө болот. **Жөнөкөй заттарга** металлдар да кирет. Мисалы: жез, натрий, темир ж.б.

Кээ бир химиялык элементтер бир нече жөнөкөй заттарды пайда кылышып, бир нече **аллотропиялык** түр өзгөргүчтүк түрүндө кездешет: кычкылтек  $O_2$  жана озон  $O_3$ . Көмүртектин аллотропиялык түр



өзгөргүчтүктөрү - алмаз, графит,  $\alpha$  - жана  $\beta$ -карбиндер, алар ар кандай кристаллдык түзүлүштөргө ээ.

**Татаал заттар** ар түрдүү химиялык элементтердин атомдорунан турат. Аларга кычкылдар, кислоталар, негиздер, туздар ж.б. заттар кирет. Мисалы  $H_2O$ ,  $K_2O$ ,  $CO_2$ ,  $NaOH$ ,  $HCl$ ,  $NaCl$ ,  $Na_2CO_3$  ж.б.

Практикада колдонулуп жаткан заттар таза болбойт. Аларда аз санда болсо да башка заттардын аралашмасы болот. Аралашмаларда заттардын өздөрүнө мүнөздүү болгон касиеттери сакталат жана аларды бири-биринен бөлүп алууга болот.

Заттар физикалык шарттарга (температура жана басым) жараша бир нече агрегаттык абалда: газ, суюк, катуу (кристалдык же аморфтук) жана плазма абалдарында болушат. Газдарда бөлүкчөлөрдүн (атомдор, молекулалар) ортосундагы аралыктар бир топ чоң болот. Мына ошого байланыштуу газ абалындагы заттардын бөлүкчөлөрү бири-бири менен өз ара начар байланышкандыктан, алардын молекулалары баш аламан кыймылда болот.

Газдарга караганда суюктуктарда бөлүкчөлөр бири-бирине бир топ жакын жайланышкандыктан, алардын ортосундагы өз ара аракет этүүчү күчтөр күчтүрөөк байкалат. Суюктуктар газдардан айырмаланып белгилүү көлөмгө ээ болушат.

Катуу абалдагы заттарда, бөлүкчөлөр белгилүү тартипте кристаллдык торчолорду пайда кылуу менен жайланышат.

Көпчүлүк катуу заттар атомдордон же иондордон турган кристаллдык торчого ээ. Мындай түзүлүштөгү заттардан айрым молекулаларды бөлүп алууга мүмкүн эмес, алар молекулалык эмес түзүлүштөгү заттарды пайда кылат. Аларга көпчүлүк металлдар, кислоталар, гидроксиддер, туздар кирет. Молекулалык эмес түзүлүшкө ээ болгон заттардын химиялык формулаларын жазуу үчүн, заттын составындагы атомдордун катышын көрсөтүүчү шартуу молекуланы бөлүп алабыз. Мисалы: натрий хлоридинин химиялык формуласы -  $NaCl$ .

### Атомдордун жана молекулалардын массасы

«Атомдук масса» жана «молекулалык масса» деген түшүнүктөр, алардын так маанисин аныктап үйрөнгөнгө чейин эле киргизилген. Кандайдыр бир химиялык элементтин атомуунун массасына болгон катышы менен аныкталуучу салыштырмалуу чоңдукту атомдордун жана молекулалардын массасы түрүндө туюнтуу кабыл алынган. 1966-жылы мындай салыштырма чоңдук катарында **көмүртектик бирдик** - көмүртектин  $^{12}C$  изотобунун массасы, атомдук массанын чен бирдиги катарында (шкала) кабыл алынган. Ага чейин кычкылтектик бирдик (шкала) менен иштеп келишкен. Көмүртектик бирдик боюнча **массанын атомдук бирдиги (м.а.б)** көмүртектин  $^{12}C$  - изотобунун массасынын  $1/12$  бөлүгүнөн кичине эсе чоң экендигин көрсөтөт (м.а.б. массасы  $1,66 \cdot 10^{-24}$ грам). Көмүртектик бирдик боюнча суутек жана кычкылтектин салыштырма атомдук массалары 1,0079 жана 15,9994 кө барабар. Демек, элементтин атомдук масса-



сы көмүртектин  $^{12}\text{C}$  изотобунун массасынын  $1/12$  бөлүгүнөн канча эсе оор экендигин көрсөтүүчү сан.  $^{12}\text{C}$  изотобунун массасы так аныкталган, ал  $1,993 \cdot 10^{-23}$  граммга барабар. Атомдук массага ( $A_r$ ) төмөндөгүдөй аныктама берилген:

*Көмүртектик бирдик менен туюнтулган химиялык элементтин атомунун массасынын орточо мааниси - атомдук масса деп аталат.*

Ар бир химиялык элемент жаратылышта ар кандай изотоптордон турат.

*Ядролорунун заряддары бирдей бирок массалары ар түрдүү болгон атомдордун түрлөрү химиялык элементтердин изотоптору деп аталат.*

Мисалы, салыштырма атомдук массалары 35 жана 37ге барабар болгон хлордун атомдору хлордун изотоптору болуп саналат. Жаратылышта кездешүүчү хлордун атомдорунун 76%ынын массасы 35 ке, ал эми 24%ынын массасы 37ге барабар. Химиялык элементтин салыштырма атомдук массасы ар бир изотоптордун (жаратылышта таралышын эсепке алуу менен бирге) салыштырма атомдук массаларынын орточо арифметикалык суммасына барабар. Мисалы, хлор үчүн:

$$A_r = 0,76 \cdot 35 + 0,24 \cdot 37 = 35,5$$

Ал эми молекулалык массага ( $M_r$ ) төмөндөгүдөй аныктама берилген:

*Көмүртектик бирдик менен туюнтулган молекулалардын массасынын орточо мааниси - молекулалык масса деп аталат.*

Салыштырма молекулалык масса ( $M_r$ ) молекуланын составына кирген химиялык элементтердин салыштырма атомдук массаларынын суммасына барабар болот.

$$M_{\text{CO}_2} = A_r + 2A_o = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

Негизги физикалык чоңдуктардын бири болуп заттын саны эсептелинет. Эл аралык бирдиктер системасына ( $СИ$ ) ылайык, заттын санынын бирдиги *моль* болуп саналат.

*12 г көмүртекте канча атом болсо, ошончо сандагы структуралык бөлүкчө кармаган заттын саны моль деп аталат.*

Структуралык бөлүкчөлөрдөгү атомдор, молекулалар, иондор, электрондор ж.б. реалдык бөлүкчөлөр кирет.  $0,012$  кг көмүртектин  $^{12}\text{C}$  изотобунда  $6,023 \cdot 10^{23}$  сандагы атом бар. Ар кандай заттардын 1 молунда ушундай эле сандагы молекулалар кармалат.  $6,023 \cdot 10^{23}$  - саны *Авогадро саны* деп аталып, негизги физикалык турактуулук болуп саналат. 1 моль заттын массасы, *молярдык масса* деп аталат. Ал  $M$  тамгасы менен белгиленип, г/моль же кг/моль бирдиги менен өлчөнөт, мисалы, суунун молярдык массасы  $M = 18$  г/моль. «Моль» түшүнүгү бардык заттар үчүн бирдей колдонулат. Мисалы: 1 моль суутектин атомунда  $6,023 \cdot 10^{23}$  атом суутек бар. 1 моль суутектин молекуласында  $6,023 \cdot 10^{23}$  молекула суутек бар. Заттын молярдык массасы ошол заттын салыштырма атомдук же салыштырма молекулалык массасына барабар. Кычкылтектин салыштырма атомдук массасы 16га барабар, демек кычкылтек атомунун молярдык массасы 16 г/мольду түзөт.

Ал эми бир атомдун массасы ( $m$ ) грамм - атомдук массанын ( $A_1$ ) Авогадронун санына ( $N$ ) болгон катышына барабар:

$$m = \frac{A_1}{N}$$

Суутектин бир атомунун массасы төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$m = \frac{A_1}{N} = \frac{1.008}{6 \cdot 10^{23}} = 1.674 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Эгерде заттын структуралык бирдигинин саны ( $N$ ) белгилүү болсо, анда, заттын санын төмөндөгүдөй формула боюнча алууга болот:

$$n = \frac{N}{N_1}$$

$n$  - заттын саны моль менен,  $N$  - заттын структуралык бирдигинин саны,  $N_1$  - Авогадро саны.

Заттын массасынын заттын санына болгон катышын **молярдык масса** деп айтабыз:

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

$M$  - молярдык масса,  $m$  - заттын массасы,  $n$  - заттын саны.

**Заттардын аталыштары.** Химияда органикалык эмес заттардын класстары жана алардын аталыштары негизги маалымат болуп саналат. Ал биринчиден ар кандай заттын аталышын, анын составын туура чагылдырса, экинчиден ар бир зат эл аралык бир гана туура атка ээ болуш керек. Азыркы мезгилде заттардын аталышы жана формулалардын жазылуу тартиби бир гана **IUPAC** (теориялык жана колдонмо химия боюнча эл аралык союз) эрежесине баш ийет.

Атомдордун ортосундагы химиялык байланыштардын түрүнө жараша жөнөкөй заттар металлдар жана металл эместер деп бөлүнөт.

Жөнөкөй заттардын аталыштары жана формулалары, аларды түзгөн элементтердей эле болот. **Мисалы:**  $Al$  - алюминий,  $Fe$  - темир,  $Ar$  - аргон,  $Pb$  - коргошун,  $Cu$  - жез, ал эми көп атомдон турган жөнөкөй заттарда индексе кошо жазылат, мисалы,  $H_2$  - суутек,  $O_2$  - кычкылтек,  $Cl_2$  - хлор,  $N_2$  - азот,  $O_3$  - озон.

Демек, бир эле элементтин атомдору бири-бири менен кошулса жөнөкөй затты, ал эми ар түрдүү элементтердин атомдору кошулса татаал заттарды пайда кылат.

Ар бир жөнөкөй зат химиялык жана физикалык касиеттери менен мүнүздөлөт. Алар химиялык реакциянын негизинде жаңы затты пайда кылуу менен бирге физикалык жана химиялык касиеттерин өзгөртөт. **Мисалы:** темир күкүрт менен кошулуп металлдык жалтырактыгын, магниттик касиеттерин жоготот. Темирдин сульфидинде жөнөкөй зат формасындагы темирди байкоого болбойт. Химиялык реакциянын жардамында биз кайрадан темирди ала алабыз.

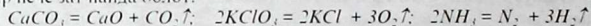
Жөнөкөй заттар бир нече аллотропиялык түрдө болушу мөмкүн. **Мисалы,** ак фосфор:  $44,2^\circ\text{C}$  ээрийт, өтө уулуу, караңгыда жарык чыгаруу менен кычкылданат. Ак фосфорду абасыз идиште ысытканда абакта жарык

чыгарып күйүү касиетин жоготуу менен бирге ал кызыл-сыя түстөгү фосфорго айланат. Мында, ак фосфорду ысытканда физикалык касиетин жана химиялык активдүүлүгөн өзгөртүү менен кызыл фосфорго айланды б.а. жаңы жөнөкөй зат пайда болду. Эки жөнөкөй зат да фосфор элементинен турат, бирок алар фосфор элементинин аллотропиялык түрлөрү болот.

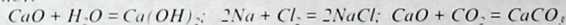
### Химиялык реакциялардын түрлөрү

Химиялык реакцияга кирген заттардын составдык бөлүктөрүнүн сапаттык жактан өзгөрүшү боюнча *ажыроо, кошулуу, сүрүп чыгаруу, орун алмашуу жана нейтралдашуу ж.б.*; химиялык реакцияга кирген жана пайда болгон заттардын составындагы атомдордун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүшү боюнча *кычкылдануу - калыбына келүү*; жылуулукту бөлүп чыгаруу же сиңирип алуу касиети боюнча химиялык реакциялар *экзотермикалык жана эндотермикалык*; реакцияга кирген заттардын агрегаттык абалынын өзгөрүшү боюнча *гомогендик же гетерогендик реакциялар* деп бөлүнүшөт.

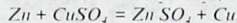
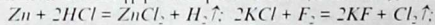
1) *Ажыроо реакциясы.* Мындай реакциянын негизинде бир заттан бир нече зат пайда болот:



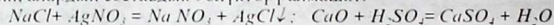
2) *Кошулуу реакциясы.* Бир нече заттардан бир жаңы зат пайда болот:



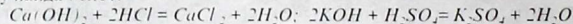
3) *Сүрүп чыгаруу реакциясы.* Бир жөнөкөй зат татаал заттан жөнөкөй затты сүрүп чыгарып эки жаңы зат пайда болот:



4) *Орун алмашуу реакциясы.* Эки татаал зат өз ара аракеттенишип, алардын составдык бөлүктөрү алмашат:



5) *Нейтралдашуу реакциясы.* Кислоталар менен негиздердин ортосунда жүргөн реакциялар. Бул реакциянын негизинде туздар менен суу пайда болот:



Көпчүлүк *ажыроо, кошулуу, сүрүп чыгаруу, орун алмашуу жана нейтралдашуу реакциялары* экзотермикалык же эндотермикалык реакцияларга жана кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларына да таандык. Бул реакциялар кийинчерээк кеңири каралат.

### Заттардын массасынын сакталуу закону

М.В.Ломоносов (1748) жана француз химиги А.Лавуазье (1789) заттардын массасынын сакталуу законуна өздөрүнүн салымдарын кошушкан. Ал төмөндөгүдөй формулировкаланат:

*химиялык реакцияга кирген заттардын массасы ар дайым пайда болгон заттардын массасына барабар.*

Биздин чоң аталарыбыз бул законго мындай аныктама берип келишкен:

*бардан жок болбойт, жоктон бар болбойт.*

Мисалы, 2 г суутек менен 16 г кычкылтек реакцияга кирип, 18 г суу пайда болот:  $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ .

Заттардын массасынын сакталуу законуун атом молекулалык окуунун негизинде да түшүндүрүүгө болот. Химиялык реакция учурунда атомдордун саны өзгөрүлбөй туруктуу бойдон калат. Ошол белгилүү сандагы атомдордон гана жаңы заттар пайда болот. Демек, атомдордун саны туруктуу бойдон калса, анда алардын массасы да өзгөрүлбөйт. Эгер химиялык реакциялардын жылуулук эффектерин эске албаганда жогоруда айтылган ойлор туура болмок. Себеби, энергияга жараша заттардын массасынын өзгөрүшү кийинчерээк белгилүү болгон.

А.Эйнштейн (1905) масса менен энергиянын ортосунда төмөндөгүдөй байланыш бар экендигин көрсөткөн:

$$E = mc^2$$

мында, E -энергия; m -масса; c -вакуумдагы жарык нурунун ылдамдыгы (же пропорционалдуулуктун коэффициенти).

Вакуумдагы жарык нурунун ылдамдыгынын квадраты абдан чоң мааниге ээ болгондуктан, массанын абдан аз сандагы өзгөрүшү абдан чоң сандагы энергиянын өзгөрүшүнө алып келет. Мисалы, жогорку теңдемеден энергия 1кДж го өзгөрсө масса  $2 \cdot 10^{-10}$  гга өзгөрөт. Эгер, химиялык реакциялардын жылуулук эффектери жүздөгөн кДж болсо, анда ага туура келген массалардын өзгөрүшү болжол менен  $10^{-8}$ - $10^{-9}$  болот. Мындай өлчөмдөгү массаны өлчөөчү тараза XVIII кылымда тургай, азыркы мезгилде да жок. Демек, химиялык реакциялар белгилүү жылуулук эффектер менен жүргөндүктөн, реакция массалардын өзгөрүшү менен жүрөт. Бирок, бул массалардын өзгөрүштөрү абдан аз болгондуктан эске алынбайт.

Масса менен энергиянын сакталуусунун жалпы закону төмөндөгүдөй айтылат:

*реакциялык системадагы заттын массасы менен система сицирип алган же бөлүп чыгарган энергияга эквиваленттүү болгон массалардын суммасы дайыма туруктуу болот.*

Ядролук реакцияларды изилдөөдө масса менен энергиянын жалпы сакталуусунун закону чоң мааниге ээ. Анткени ядролук реакция учурунда абдан чоң сандагы энергия бөлүнүп чыккандыктан, массалардын өзгөрүшүн эске алуу зарыл.

### Составдын туруктуулук закону

Сосавдын туруктуулук закону (XIX к. аягында Пруст) төмөндөгүдөй айтылат:

*ар кандай татаал заттардын сандык жана сипаттык касиеттери, альнуу жолдоруна көз карандысыз туруктуу составка ээ.*



Алгач бул закону бардык химиялык заттар үчүн колдоно берсе болот деп эсептеп келишкен. Кийинчерээк молекулалык түзүлүшкө ээ болбогон көпчүлүк кристаллдык заттар кандай жол менен алынганына жараша ар түрдүү составга ээ болоору белгилүү болду. Мисалы, темир (II) оксидинин формуласын  $FeO$  түрүндө белгилейбиз. Чындыгында ал  $Fe_{0,89}O$ ;  $Fe_{0,91}O$ ;  $Fe_{0,93}O$  түрүндөгү составга ээ болот.

Туруктуу составга ээ болгон заттарды *дальтониidler* деп, ал эми өзгөрүлмөлүү составга ээ болгон заттарды *бертолиidler* деп айтабыз.

Дальтониidlerге молекулалык түзүлүшкө ээ болгон заттар, мисалы  $H_2O$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$ ,  $HCl$  ж.б. кирет.

Көпчүлүк бертолиidler кристаллдык түзүлүшкө ээ болушат. Кээ бир  $d$  -,  $f$  - металлдар кычкылтек, күкүрт, азот, фосфор, көмүртек менен өзгөрүлмө составдагы көптөгөн бирикмелерди пайда кылат.

### Авогадро закону

Авогадро (италиялык окумуштуу) законуна төмөндөгүдөй аныктама берилген:

*бирдей шарттарда ар кандай газдардын бирдей көлөмдөрүндө бирдей сандагы молекулалар болот.*

Авогадронун законунан төмөндөгүдөй тыянактар келип чыккан:

1. Бирдей шарттарда ар кандай газдардын бирдей сандагы молекулалары бирдей көлөмдөрдү ээлейт.

2. Нормалдуу шарттарда (н.ш.) ( $273,16K$  же  $0^\circ C$  температурада жана  $101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм}$  басымда) ар кандай газдардын 1 молунун көлөмү  $22,4 \text{ л}$  ге барабар болуп, ал көлөмдө  $6,02 \cdot 10^{23}$  атом же молекула кармалат.  $V_M^0 = 22,4 \text{ л/моль}$  турактуулугу газдардын нормалдуу шарттагы (н.ш.) *молярдык көлөмү* деп аталат. Газдардын 1 молунун көлөмү температура жана басым менен төмөндөгүдөй байланышкан:

$$PV = RT$$

Мында  $P$  - басым;  $T$  - температура;  $R$  - универсалдык газдык турактуулук. Бул теңдеме *идеалдык газдардын абалдык - теңдемеси* деген ат менен белгилүү жана  $n$  сандагы моль газ үчүн төмөндөгүдөй жазылат:

$$PV = nRT = mRT/M$$

Бул формула Клапейрон - Менделеевдин теңдемеси деген ат менен белгилүү.

3. Ар кандай шарттардагы газдардын молярдык көлөмү берилген шарттагы газдын көлөмүнүн заттын санына болгон катышына барабар:

$$V_M = \frac{V}{n} \quad V_M^0 = \frac{V^0}{n}$$

$V$  жана  $V_M$  - ар кандай шарттагы газдардын көлөмү жана молярдык көлөмү;  $V^0$  - нормалдуу шарттагы газдын көлөмү;  $n$  - газдагы заттын саны.



Эсептөөлөрдө газдын салыштырмалуу тыгыздыгын пайдалануу бир топ ыңгайлуу болуп саналат. Айрыкча газдардын суутек  $D_{H_2}$  жана аба  $D_{\text{аба}}$  боюнча салыштырмалуу тыгыздыгы көп колдонулат:

$$D = \frac{M_1}{M_2}; \quad D_{H_2} = \frac{M}{2}; \quad D_{\text{аба}} = \frac{M}{29};$$

мында  $M$  менен  $M_2$  биринчи жана экинчи молекулалардын молярдык массалары.

Авогадронун законунан, эгерде реакцияга катышкан заттардын бардыгы газ абалында болсо, анда төмөндөгүдөй корутунду келип чыгат: реакцияга катышкан газдардын көлөмдөрүнүн бири бирине болгон катыштары, анчалык чоң эмес бүтүн сандардын катыштарындай болот.

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)}$ , бул реакциядагы газдардын катыштары 2:1:2 болот.

### Эселик катыш закону

*Эгер эки элемент бири-бири менен бир нече кошумча пайда кылса, анда биринчи элементтин бирдик массасына туура келген экинчи элементтин бирдик массаларынын бири-бирине болгон катыштары анчалык чоң эмес бүтүн сандардын катыштарындай болот.*

Мисалы, көмүртектин оксиддеринин составындагы, көмүртектин бирдик массасына туура келген кычкылтектин массаларынын катыштары 1.1-таблицада көрсөтүлгөн.

1.1 - таблица

|                 | Көмүртектин массасы % менен | Кычкылтектин массасы % менен | Көмүртектин бирдик массасына туура келген кычкылтектин бирдик массалары |
|-----------------|-----------------------------|------------------------------|---|
| CO              | 42,88                       | 57,12                        | 1,33  |
| CO <sub>2</sub> | 27,29                       | 72,71                        | 2,66  |

Таблицадан  $2,66 : 1,33 = 2 : 1$  болот.

### Химиялык эквивалент

Кислоталар менен негиздер жаратылыштарынан көз карандысыз бири-бири менен белгилүү өлчөмдө, эквиваленттик катышта өз ара аракеттенет. Эквивалент физикалык турактуулук экендигин Рихтер аныктап, эквивалент законун 1792-жылы ачкан. XIX кылымдын башталышында Рихтердин эмгектерине эч ким көңүл бурган эмес.

Составдын туруктуулук законуна ылайык бирикмелердин алуу жолунан көз карандысыз, алардын составындагы атомдор өз ара белгилүү жана туруктуу массалык катышта болот. Бул массалык катыш элементтердин эквиваленттерине туура келет.

*Химиялык элементтин эквиваленти деп, суутектин бир моль атомун кошуп алууга же аны кошулмалардан сүрүп чыгарууга жөдөмдүү болгон элементтин салмактык бөлүгү аталат.*

Элементтердин эквиваленти төмөндөгүдөй аныкталышат:

$$\mathcal{E} = \frac{A}{B}$$

мында,  $\mathcal{E}$  - эквивалент;  $A$  - атомдук масса;  $B$  - валенттүүлүк. Мисалы:

$$Al_2O_3 \text{ де } \mathcal{E}_{Al} = \frac{27}{3} = 9; \quad CaSO_4 \text{ де } \mathcal{E}_{Ca} = \frac{40}{2} = 20; \quad KCl \text{ де } \mathcal{E}_K = \frac{39}{1} = 39$$

Өз ара аракеттенишкен заттардын массаларынын катышы, алардын эквиваленттерине пропорциялаш санда бири-бири менен реакцияланышат. Бул математикалык туюнтма катарында төмөндөгүдөй көрсөтүлөт:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B}$$

мында,  $m_A$  жана  $m_B$  -  $A$  жана  $B$  заттарынын массалары.  $\mathcal{E}_A$  жана  $\mathcal{E}_B$  - бул заттардын эквиваленттери.

Бул формуланын жардамы менен жөнөкөй жана татаал заттардын эквиваленттерин аныктап алсак болот. Мисалы: Эгерде 1,44 г металл 2,72 г оксидди пайда кылса, анда металлдын эквивалентин төмөндөгүдөй түрдө чыгарабыз: Металлдын массасы  $m=1,44$ г, кычкылтектин массасы  $m=2,72-1,44=1,28$ г. кычкылтектин эквиваленти  $\mathcal{E}_O = 8$ .

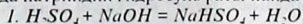
$$\frac{m_{Me}}{m_O} = \frac{\mathcal{E}_{Me}}{\mathcal{E}_O} \quad \text{мындан} \quad \mathcal{E}_{Me} = \frac{m_{Me} \cdot \mathcal{E}_O}{m_O} = \frac{1,44 \cdot 8}{1,28} = 9.$$

*Грамм менен туюнтулуп, сан жагынан анын эквивалентине барабар болгон заттын массасы, ошол заттын грамм-эквиваленти деп аталат.*

Татаал заттардын эквиваленттери ошол зат катышкан реакциянын жардамы менен аныкталат. Мында заттын эквиваленти туруктуу чоңдукка ээ болбойт жана ал түрдүү маанилерге ээ болушу мүмкүн.

Күкүрт кислотасынын щелоч менен өз ара аракеттенүү мисалында фосфор кислотасынын эквивалентин аныктайлы.

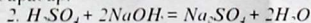
Күкүрт кислотасы щелоч менен эки баскычта реакцияга кирет. Эгер щелоч менен кислотанын мольдык концентрациялары бирдей болсо, анда натрийдин гидросульфаты пайда болот:



Мында кислотанын бир молекуласы бир молекула негиз менен реакциялангандыктан, суутектин бир эквивалентине реакциядагы кислотасынын төмөндөгүдөй эквиваленти туура келет:

$$\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{M}{1} = \frac{98}{1} = 98$$

Бул реакцияда күкүрт кислотасынын эквиваленттик фактору ( $f$ ) бирге барабар.



реакциясында кислотанын молекуласындагы 2 суутектин атому 2 натрийдин атому менен орун алмашкан. Ошондуктан:

$$\mathcal{E}_{H,Na} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

Бул реакцияда күкүрт кислотасынын эквиваленттик фактору ( $f$ ) экиге барабар.

## ? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар

*Мисал 1.* Массасы 8 г га барабар болгон кычкылтек нормалдуу шарттарда кандай көлөмгө ээ болот?

*Чыгаруу:* 1. Кычкылтектин молярдык массасы  $M=32\text{г/моль}$ ,  $n = \frac{m}{M}$  формуласын пайдаланып, заттын санын табабыз:

$n = \frac{m}{M} = \frac{8\text{г}}{32\text{г/моль}} = 0,25\text{моль}$ ;  $V_{\text{н}}^0 = \frac{V_{\text{н}}^0}{n}$  формуласын пайдаланып, газдын көлөмүн аныктайбыз:  $V_{\text{н}}^0 = V_{\text{н}}^0 \cdot n = 22,4 \cdot 0,25\text{л} = 5,6\text{л}$ .

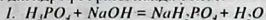
*Мисал 2.* Эгерде аба боюнча тыгыздыгы 1,517ге барабар болсо, анда газ аба-лындагы заттын молярдык массасын аныктагыла.

*Чыгаруу:* 1. Газдын молярдык массасын аныктайбыз:

$$M = D_{\text{абв}} \cdot 29 = 1,517 \cdot 29\text{г/моль} = 44\text{г/моль}$$

*Мисал 3.* Фосфор кислотасынын щелоч менен өз ара аракеттенүү мисалында фосфор кислотасынын эквивалентин аныктагыла?

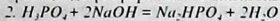
*Чыгаруу:* Фосфор кислотасы щелоч менен үч баскычта реакцияга кирет. Эгер щелоч менен кислотасынын молярдык концентрациялары бирдей болсо, анда натрийдин дигидрофосфаты пайда болот:



Мында кислотанын бир молекуласы бир молекула негиз менен реакциялангандыктан, суутектин бир эквивалентине реакциядагы фосфор кислотасынын төмөндөгүдөй эквиваленти туура келет:

$$\mathcal{E}_{H,PO_4} = \frac{M}{1} = \frac{98}{1} = 98$$

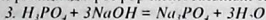
Бул реакцияда фосфор кислотасынын эквиваленттик фактору ( $f$ ) бирге барабар.



реакциясында кислотанын молекуласындагы 2 суутектин атому 2 натрийдин атому менен орун алмашкан. Ошондуктан:

$$\mathcal{E}_{H,PO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

Бул реакцияда фосфор кислотасынын эквиваленттик фактору ( $f$ ) экиге барабар.



реакциясында фосфор кислотасынын эквиваленти төмөнкүгө барабар:

$$\mathcal{E}_{H,PO_4} = \frac{M}{3} = \frac{98}{3} = 32,7$$

Үчүнчү реакцияда фосфор кислотасынын эквиваленттик фактору ( $f$ ) үчкө барабар.

1. Атом, ион жана заряддалган бөлүкчөлөрдүн бири- биринен айырмасы барбы? Болсо түшүндүрмө бергиле.

2. Заряд, ион жана валенттүүлүк деген түшүнүктөрдүн бири- биринен айырмасы барбы? Болсо түшүндүрмө бергиле.

3. Бир негиздүү, эки негиздүү жана үч негиздүү кислоталардын структуралык формулаларын жазып, нейтралдашуу реакциясы боюнча эквиваленттүүлүгүн аныктагыла?
4. Бир негиздүү, эки негиздүү жана үч негиздүү шөлөчтордун структуралык формулаларын жазып, нейтралдашуу реакциясы боюнча эквиваленттүүлүгүн аныктагыла?
5. Эселик катыш закону азоттун кычкылдарынын мисалында түшүндүрүп бергиле?
6. 0,1 моль, 0,5 моль, 1 моль, 2 моль, 5 моль жана 10 моль суутектин, азоттун, кычкылтектин көлөмдөрүн аныктап жана ал көлөмдөрдө канчадан молекула бар экендигин аныктагыла?
7. 0,1 моль, 0,5 моль жана 1 моль метандын салмагын аныктагыла?
8. Амфотердик кычкылдардын өзгөчө химиялык касиеттерин түшүндүрүп бергиле?
9. Суутектин молекулалык массасы абаныкынан канча эсе кичине?
10. Азоттун молекуласынын массасы гелийдin атомуунун массасынан канча эсе чоң?
11. Күкүрттүн атомуунун массасы кычкылтектин атомуунун массасынан канча эсе оор?
12. Төмөнкү заттардын кайсынысынын массасы чоң?  
а) суутек; б) суу; в) сымап; г) темир; д) йод
13. Аммиак менен суутектин салыштырмалуу молекулалык массаларынын катышы кандай?
14. Төмөнкү заттардын кайсынысынын салыштырмалуу молекулалык массасы, жездин салыштырмалуу атомдук массасына барабар?  
а)  $\text{SO}_2$ ; б)  $\text{SiO}_2$ ; в)  $\text{SO}_3$ ; г)  $\text{CO}_2$ ; д)  $\text{NO}_2$
15. Алюминий сульфатынын 5 мольдун массасы канча болот?
16. Темир (III) кычкылында темир канча процентти түзөт?
17. Кайсы газдын составында суутектин массалык үлүшү көп болот?  
 $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$
18. Төмөнкү заттардын кайсынысынын салыштырмалуу атомдук массасы, кычкылтектин салыштырмалуу молекулалык массасына барабар?  
а) S; б) P; в) Al; г) Na; д) Li
19. Кремний менен суутек кошулуп пайда болгон заттын салыштырмалуу молекулалык массасы кычкылтектин салыштырмалуу молекулалык массасына барабар болсо, анда бирикменин формуласы кандай?
20. 2,5 моль заттагы кайнатма туздун массасы канча?
21. 40 г кремний кислотасында канча молекула бар?
22. 146 г фосфордо фосфордун канча мولى бар?
23. 3,5 моль күкүрт кислотасында канча молекула бар?
24. Массасы 64 г болгон азот (V) оксидинде кычкылтектин канча атому бар?
25. Эгерде 22 г цинк менен 6 г күкүрттү аракеттендирсек канча г цинк сульфиди алынат?
26. 7,2 г күкүрттүү суутекте канча молекула бар?  $\text{H}_2\text{S}$  тин бир молекуласынын массасы канча?
27. Массасы 1 кг болгон техникалык кальций карбидинен 260 л (н.ш) көлөмдөгү ацетилен алынган. Массалык үлүшүн аныктагыла?
28. 24 г суутекти күйгүзсөк 216 г суу алынган, ал эми экинчи тажрыйбада 24 г сууну толугу менен ажыратсак 2,6 г суутек алынган, бул берилгендер составдын туруктуулук законуна жооп бербей?
29. Кумурека альдегидинин проценттик үлүшү  $\omega_{\text{C}}=40\%$ ,  $\omega_{\text{H}}=6,6\%$ ,  $\omega_{\text{O}}=53,3\%$  ти түзсө, элементтердин сандык катышы кандай болот?
30. Х затынын өңү ак, катуу, суудагы эритмеси кычкыл чөйрөнү берет. Ысытканда ажырайт, бөлүнүп чыккан газдын тыгыздыгы суутек боюнча 18,25г. Бул кайсы зат?  
а)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; б)  $\text{NaCl}$ ; в)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; г)  $\text{HNO}_3$ ; д)  $\text{CaCO}_3$
31. Продуктууну чыгышынын массалык үлүшү 80% ке барабар болсо, анда массасы 72 г болгон алюминий карбидин гидролиздөөдө алынган метандын көлөмүн (н.ш) аныктагыла.
32. Тыгыздыгы  $1,732 \text{ г/см}^3$  1 л 80% түү күкүрт кислотасынын эритмесин алуу үчүн канча г суусуз күкүрт кислотасы керек?
33. Реакциянын теңдемеси  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$  боюнча 2 моль калий хлоратынан пайда болгон алюминий карбидин гидролиздөөдө алынган метандын көлөмүн (н.ш.) бар экенин тапкыла.
34. 1,42 г натрий сульфаты менен барий нитраты аракеттенгенде пайда болгон чөкмөнүн массасын (г) аныктагыла.
35. Эгер (н.ш) 11,2 л күкүрттүү суутекти толук күйгүзгөндө 251,2 кДж энергия бөлүнүп чыккан болсо, анда 2 моль  $\text{H}_2\text{S}$  күйгүзгөндө бөлүнүп чыккан жылуулуктун санын жана  $\text{H}_2\text{S}$  тин массасын тапкыла?



36. Эгер (н.ш) суутек менен хлор аракеттенгенде 67,2 л хлордуу суутек алынса, анда реакцияга кирген хлордун массасын (г) тапкыла.

37. Туз кислотасы менен күкүрт кислотасын аныкташ үчүн төмөнкү реактивдин кайсынысын пайдалануу керек: а) лакмус жана суу; б) күмүш нитраты жана суу; в) жездин (II) гидроксиди жана суу; г) барий хлориди жана күмүш нитраты

38. 10% түү 187 мл натрий хлоридинин ( $\rho=1,07 \text{ г/см}^3$ ) эритмеси менен 172,4 мл 17% түү күмүштүн нитратынын ( $\rho=1,16 \text{ г/см}^3$ ) эритмеси кошулганда пайда болгон чөкмөнүн массасын (г) тапкыла:

39. 5 г этил спиртин канча моль түзөт?

40. Н.ш.520 г ацетилен канча көлөмдү ээлейт?

41. Азот менен 1,5 г суутек аракеттенишкенде канча л аммиак пайда болот?

42. Амми менен туз кислотасы аракеттенишкенде 16,3 г  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2\text{Cl}$  тузу пайда болсо, анда амминдин массасын тапкыла.

43. 1 г кальций гидроксиди бар эритме аркылуу 56 мл (н.ш) көмүр кычкыл газын өткөргөндө бөлүнүп чыккан чөкмөнүн массасын аныктагыла.

44. Канча г жезди 15,95 г жездин (II) сульфатынан 6,5 г темир сүрүп чыгарат?

45. Термохимиялык теңдеме  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + 196,6 \text{ кДж}$  боюнча бир моль күкүрт (VI) кычкылы пайда болгондо бөлүнүп чыккан жылуулук санын (кДж) эсептегиле.

46. Термохимиялык теңдеме боюнча:  $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3 + 117,7 \text{ кДж}$  2 моль  $\text{CO}_2$  реакцияга кирсе канча сандагы жылуулук (кДж) бөлүнүп чыгаарын эсептегиле.

47. 112 л этиленди гидраттаганда(н.ш.) канча г этанол пайда болот?

48. 280 кг полиэтиленди алуу үчүн(н.ш.) канча кубометр этилен керек болот?

49. 1,2 г көмүртек менен 9 г жез (II) оксидинен канча г жезди калыбына келтирсе болот?

50. Темирдин таарындыларынын 1% ар кандай кошулмасы бар 97 г техникалык күкүрт менен ысытканда канча г туз пайда болот?

51. Эгер 3,4 г аммиак менен галогенсуутектүү кислота аракеттенишкенде 10,7 г туз пайда болсо, анда бул кайсы кислота?

52. 5 г мельхиорду концентрацияланган күкүрт кислотасында эритүү менен 10 г жездин купоросун алышкан. Жездин мельхиордогу массалык үлүшүн (%) аныкта.

53. 0,7 г аммоний хлоридин 0,37 г өчүрүлгөн акиташ менен ысытканда 0,2 л (н.ш.) алынган аммиактын теориялык жүзүндө мүмкүн болгон чыгуусунун массалык үлүшүн аныктагыла.

54. 10 г хлордуу суутеги бар эритмеге канча г 10% натрий гидроксидин кошкондо реакциядан кийин 2,7 г хлордуу суутек ашыкча болуп калат?

55. 10 моль ацетиленди гидрлөө үчүн канча л (н.ш.) суутек керек?

56. 1 моль фенол менен орун алмашуу реакциясына (н.ш.) канча л хлор кетет?

57. Алкендин бусунун тыгыздыгы суутек боюнча 42ге барабар. Анын формуласы кандай?

а)  $\text{C}_2\text{H}_4$ ; б)  $\text{C}_3\text{H}_6$ ; в)  $\text{C}_4\text{H}_8$ ; г)  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ ; д)  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ;

58. 5,6 мл 98% күкүрт кислотасы ( $\rho=1,8 \text{ г/мл}$ ) менен 4 г Zn аракеттенгенде канча л газ (н.ш) бөлүнүп чыгат?

59. Химиялык айлануулардын *ацетилен*  $\xrightarrow{1}$  *бензол*  $\xrightarrow{2}$  *нитробензол*  $\xrightarrow{3}$  *анилин* схемасы боюнча:

1) 22,4 л ацетиленден (н.ш.) канча г анилин алынышы мүмкүн?

2) 2 стадияда кандай көлөмдөгү (мл) 65%түү азот кислотасы ( $\rho=1,4 \text{ г/мл}$ ) сарп кылынат?

60. Эгер 0,64 г күкүрт күйгөндө 5,94 кДж жылуулук бөлүнүп чыкса, күкүрттүн кычкылтекте күйгөндөгү жылуулук эффектин эсептегиле.

61. 20,35 г шик оксидин көмүр менен (и газы пайда болуу менен) калыбына келтиргенде 60 кДж жылуулукту сиңирип алат. Реакциянын жылуулук эффектисин эсептегиле.

62. 250 г шиктин оксидинде канча моль бар?

## 2) ОРГАНИКАЛЫК ЭМЕС ЗАТТАРДЫН НЕГИЗГИ КЛАССТАРЫНА ЖАЛПЫ МҮНӨЗДӨМӨ

Заттар жөнөкөй жана татаал болуп экиге бөлүнөрү жогоруда каралды.

Жөнөкөй заттар металлдар жаңа металл эмес заттар болуп бөлүнөт. Металлдар металлдык жалтырактыгы, ийилгичтиги, созулгучтугу, жак-

**БИБЛИОТЕКА**  
Жөнөкөй заттар металлдар жаңа металл эмес заттар болуп бөлүнөт. Металлдар металлдык жалтырактыгы, ийилгичтиги, созулгучтугу, жак-

ИНВ № 17 897292



шы жылуулук өткөргүчтүгү, электр өткөргүчтүүлүгү менен айырмаланышат. Нормалдуу шартта сымап суюктук, башкасы катуу абалда болушат.

Металл эмесстердин көпчүлүгү катимки шартта таз абалында болушат, ал эми катуу абалындагы металл эмесстер металлдык жалтырактык касиетке ээ эмес, алар морт келип, жылуулукту жана токту начар өткөрөт же өткөрбөйт.

*Татаал заттар* органикалык эмес жана органикалык заттар болуп бөлүнүшөт. Составында көмүртеги бар кошулмалардап  $CO$ ,  $CO_2$ ,  $H_2CO_3$  карбонаттар,  $HCN$  жана цианиддер, карбиддер органикалык эмес заттарга, ал эми калган көмүртеги бар кошулмалар органикалык заттарга таандык.

Органикалык эмес кошулмалардын негизги класстары составына, химиялык касиеттерине жана функционалдык группаларына карай бөлүнөт.

Негизги бинардык (эки элементтен турган заттар) кошулмаларга элементтердин кычкылтек (оксиддер), галогендер (галогениддер), азот (нитриддер), көмүртек (карбиддер), ал эми металлдардын суутек менен болгон кошулмалары (гидриддер) кирет. Алардын аталыштарында терс электрдүүлүгү чоң элементтин латынча аталышынын аягына -ид мүчөсү уланып айтылат. Бинардык кошулмалардын формуласында биринчи терс электрдүүлүгү кичине элементтин белгиси жазылат. Мисалы:  $Ag_2O$  - күмүштүн кычкылы,  $OF_2$  - кычкылтектин фториди,  $KBr$  - калий бромиди,  $Mg_3N_2$  - магний нитриди,  $CaC_2$  - кальций карбиди.

Эгерде бинардык кошулмаларда терс электрдүүлүгү начар элементтердин кычкылдануусу ар түрдүү даражада болсо, анда алардын аталышынан кийин кашаанын ичине рим цифрасы менен белгиленет.  $Cu_2O$  - жездин (I) оксиди,  $CuO$  - жездин (II) оксиди.

Бинардык кошулмалар кычкылдануу даражасынан тышкары, терс электрдүүлүгү жогору элементтин санын грекче аталышы менен да аталат (моно, ди, тетра, пента, гекса, ж.б.). Мисалы:  $CO$  - көмүртектин моно кычкылы,  $CO_2$  - көмүртектин дикычкылы,  $SF_6$  - күкүрттүн гексафториди ж.б.

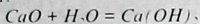
## Кычкылдар

*Элементтердин кычкылтектик бирикмелери кычкылдар деп аталат* Мисалы:  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $SrO$ ,  $BaO$ ,  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_2O_5$ . Кычкылдар тузду пайда кылуучу жана тузду пайда кылбоочу деп бөлүнөт. Тузду пайда кылуучу кычкылдар негиздик, кислоталык жана амфотердик болуп бөлүнүшөт.

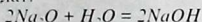
**1. Негиздик кычкылдар.** Кислоталар менен өз ара аракеттенишип, тузду жана сууну пайда кылуучу кычкылдар *негиздик кычкылдар* деп аталат.

Мисалы:  $Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$ ;  $CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 \downarrow + H_2O$   
Негиздик кычкылдар суу менен кошулуп негиздерди пайда кылат.

Мисалы:  $CaO$  суу менен кошулуп кальцийдин гидроксидин пайда кылат:

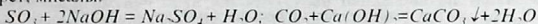


Ал эми  $Na_2O$  суу менен кошулуп натрийдин гидроксидин пайда кылат:

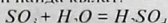


Магнийдин оксиди  $MgO$  негиздик кычкыл. Ал сууда аз эрийт, бирок ага туура келген негиз  $Mg(OH)_2$  болуп саналат.

**2. Кислоталык кычкылдар.** Негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду жана сууну пайда кылуучу кычкылдар *кислоталык кычкылдар* деп аталат. Мындай кычкылдарга ( $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_2O_5$ ) ж.б. кирет, мисалы:



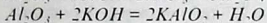
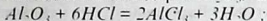
Кислоталык кычкылдар суу менен кошулуп кислоталарды пайда кылат. Мисалы: күкүрттөн (VI) оксиди суу менен кошулуп күкүрт кислотасын пайда кылат:



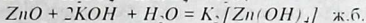
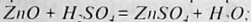
Кремнийдин (IV) кычкылы  $SiO_2$  да кислоталык кычкыл, бирок ал суу менен өз ара аракеттенишпейт. Кремний кислотасын  $H_2SiO_3$  кремнийдин (IV) оксидинен  $SiO_2$  кыйыр жол менен алууга болот. Кислоталык кычкылдарды кислоталардын составынан сууну бөлүп алуу жолу менен алууга болот.

**3. Амфотердик кычкылдар.** Негиздер менен да, кислоталар менен да реакцияга кирип тузду жана сууну пайда кылуучу кычкылдар *амфотердик кычкылдар* деп аталат.

Мындай кычкылдарга  $Al_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$  ж.б. кирет, мисалы:



Цинктин кычкылы  $ZnO$  жаратылышта «кызыл цинкит» деген кен түрүндө кездешет. Ал амфотердик касиетти көрсөткөн кошулма:



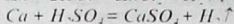
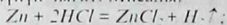
**4. Тузду пайда кылбоочу кычкылдар.** Бул кычкылдар кислоталар же негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду пайда кылбайт. Бул оксиддерге  $N_2O$ ,  $NO$ , ж.б. кирет.

## Кислоталар

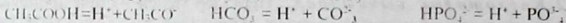
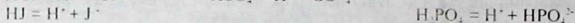
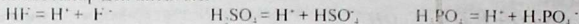
*Металлдардын атомдору менен орун алмашууга жөндөмдүү болгон суутектин атомдоруна жана кислота калдыгынан турган татаал заттарды кислоталар деп аташат.*

Металлдардын чыңалуу катарында суутекке чейин турган металлдар менен көпчүлүк кислоталар (азот кислотасын башкасы, ошондой эле кээ

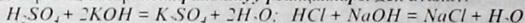
бир реакцияларды эске албаганда) реакцияга кошулганда суутек газы бөлүнүп чыгат. Мисалы:



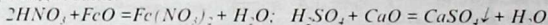
Электролиттик диссоциация теориясы боюнча алып караганда, эритмелерде суутектин ионун пайда кылуу менен диссоциацияланган заттарды кислоталар деп айтабыз:



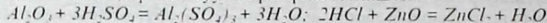
Кислоталардын мүнөздүү касиеттеринин бири болуп, алардын негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду пайда кылуу касиети саналат. Мындай реакциялар *нейтралдашуу реакциялары* деп аталат:



Кислоталар негиздик кычкылдар менен аракеттенишип тузду жана сууну пайда кылат:



Кислоталар амфотердик кычкылдар менен аракеттенишип тузду жана сууну пайда кылат. Мында амфотердик кычкылдар кислоталар менен негиздик кычкылдар сыяктуу өз ара аракеттенишет:



Кислоталар күчтүү жана күчсүз болуп бөлүнөт. Күчтүү кислоталарга:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ , ал эми күчсүз кислоталарга:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  кирет.

**Кислоталардын номенклатурасы.** Көптөн бери белгилүү болгон кислоталар үчүн традициялык, ал эми кенири таралбаган кислоталар үчүн системалык аттар сунуш кылынат. Кээ бир кислоталар менен алардын туздарынын аталыштары 1.2- жана 1.3-таблицада берилген.

Кислоталар составына карай кычкылтектүү жана кычкылтексиз болуп бөлүнөт, кычкылтектүү кислоталарга:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ж.б. ал эми кычкылтексиз кислоталарга:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , ж.б. кирет.

Кычкылтектүү кислоталарда кислотаны түзгөн борбордогу элементтин атын атап «кислота» деген сөздү кошуп айтабыз. Мисалы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - күкүрт кислотасы,  $\text{HClO}_3$  - хлор кислотасы,  $\text{HClO}_2$  - хлорит кислотасы,  $\text{HClO}$  - гипохлорит кислотасы,  $\text{HNO}_3$  - азот кислотасы,  $\text{HNO}_2$  - азоттуу кислота,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  күкүртүү кислота. Кычкылтексиз кислоталарды түзгөн элементтердин аты, андан кийин суутек кошулуп айтылат, мисалы:  $\text{HCl}$  - хлордуу суутек,  $\text{H}_2\text{Se}$  - селендүү суутек,  $\text{HCN}$  - циандуу суутек кислотасы.

Гидроксил группасы менен кошулууга жөндөмдүү болгон кислоталардын составындагы суутектин атомунун санына карай кислоталар бир негиздүү ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ), эки негиздүү ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), үч негиздүү ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ж.б.) болуп бөлүнөт. 1.3 - таблицада көрүнүп тургандай система-

лык номенклатура боюнча кислоталардын аталышында кислота пайда кылуучу элементтин латынча аталышынын уңгусуна «-ат» мүчөсү, ал эми башка элементтер менен группалардын аниондоруна - байланыштыруучу үндүү «-о» кошулуп жазылат:  $H[Sb(OH)_6]$  - суутектин гексагидроксиостабияты (V). Кашаанын ичинде кислота пайда кылуучу элементтин кычкылданып аталышында суутектин атомунун саны кошулуп жазылат:  $H_2S_2O_8$  - дисуутектин гексаоксотетрасульфаты  $H_2B_2O_8$  - дисуутектин гексаоксотетрабораты.

Төмөн жакта кислота пайда кылуучу элементтин латынча аталышынын уңгусу берилген: Ag-аргент (ат), As-арсен (ат), Au-аур(ат), Cu-купр(ат), Fe-ферра(ат), Hg-меркур(ат), Pb-плюмб(ат), Sb-стиб(ат), Si-силик(ат), Sn-станн(ат), S-сульф(ат).

Кычкылтектүү кислоталардагы кычкылтектин атомунун ордуна күкүрттүн атомунун орун алмашуусунан пайда болгон тиокислоталардын формулаларынын жазылышына күкүрт эң акыркы болуп көрсөтүлөт:  $H_3PO_3S$ -тиофосфор кислотасы,  $H_2SO_3S$ -тиокүкүрт кислотасы. Тиокүкүрт кислотасын  $H_2S_2O_3$ -деп жазуу сунуш кылынбайт.

1.2-таблица

Кээ бир кислоталар менен алардын туздарынын аталыштары

| Кислоталар                      |                  | Туздары                        |             |
|---------------------------------|------------------|--------------------------------|-------------|
| Формулалары                     | Аталыштары       | Кислота калдыгы                | Аталышы     |
| HF                              | фтордуу суутек   | F <sup>-</sup>                 | Фториддер   |
| HCl                             | хлордуу суутек   | Cl <sup>-</sup>                | Хлориддер   |
| HBr                             | бромдуу суутек   | Br <sup>-</sup>                | Бромиддер   |
| HI                              | йоддуу суутек    | I <sup>-</sup>                 | Иодиддер    |
| H <sub>2</sub> S                | күкүрттүү суутек | S <sup>2-</sup>                | Сульфиддер  |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>  | күкүрт *         | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>  | Сульфаттар  |
| H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>  | күкүрттүү        | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | Сульфиттер  |
| H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>  | көмүр            | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | Карбонаттар |
| H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>  | бор              | BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>  | Бораттар    |
| HNO <sub>3</sub>                | азот             | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>   | Нитраттар   |
| HNO <sub>2</sub>                | азоттуу          | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>   | Нитриттер   |
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>  | фосфор           | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>  | Фосфаттар   |
| H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> | хром             | CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | Хроматтар   |
| H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> | мышьяк           | AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> | Арсенаттар  |
| H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> | ортокремний      | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Силикаттар  |

Туздардын системалык аталышы кислоталардыкына окшош тартипте түзүлөт:  $K_2S_2O_7$  - калийдин тетраоксодисульфаты,  $K_2S_2O_8(O_2)$  - калийдин пероксодгексаоксодисульфаты(VI),  $Na_2SO_3S$ -натрийдин тиотриоксосульфаты,  $(FeOH)NO_3$ -темирдин (II) гидроксидинин нитраты.

Туздардын кристаллогидраттары төмөндөгүдөй жазылып жана окулат:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  - жездин (II) сульфатынын пентагидраты,  $Na_3[Fe(CN)_6]$  - натрийдин гексацианоферраты (III).



## Кээ бир кислоталардын системалык аталыштары

| Аталышы                          |  |                    |
|----------------------------------|--|--------------------|
| Формула                          | Системалык                             | Традициялык        |
| $\text{HClO}$                    | Суутектин оксохлораты (I)              | гипохлорит         |
| $\text{HClO}_2$                  | Суутектин диоксохлораты (III)          | хлорит             |
| $\text{HClO}_3$                  | Суутектин триоксохлораты(V)            | хлорат             |
| $\text{HClO}_4$                  | Суутектин тетраоксохлораты(VII)        | перхлорат          |
| $\text{H}_3\text{AsO}_3$         | Суутектин триоксоарсенаты              | ортомышьяк         |
| $\text{H}_2\text{IO}_6$          | Суутектин гексаоксоиодаты              | ортоиоддуу         |
| $\text{HIO}_4$                   | Суутектин тетраоксоиодаты (VII)        | метаиоддуу         |
| $\text{HIO}_2$                   | Суутектин диоксоиодаты                 |                    |
| $\text{HIO}_3$                   | Суутектин триоксоиодаты                | иоддуу             |
| $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ | Суутектин гептаоксодифосфаты (V)       | дифосфордуу        |
| $\text{H}_3\text{PO}_3$          | Суутек триоксогидрофосфаты (III)       | фосфордуу          |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ | Суутектин гептаоксодисульфаты (VI)     | дикүкүрттүү        |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ | Суутек пероксогексаоксодисульфаты (VI) | пероксодикүкүрттүү |
| $\text{HSO}_3\text{F}$           | Суутек фторотриоксосульфаты (VI)       | фторсульфонд       |
| $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ | Дисуутек гексаоксотетрасульфаты        | тератиондуу        |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ | Суутектин тетраоксодисульфаты          | дитиондуу          |

Металлдардын гидроксидеринин системалык аталыштары төмөндөгүдөй түзүлөт:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - темирдин (II) гидроксиди,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  - темирдин (III) гидроксиди,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  - висмуттун (III) гидроксиди. Эгер гидроксиддин составында оксид-ион  $\text{O}^{2-}$  болсо, анда алардын аталыштары төмөндөгүдөй болот:  $\text{AlO}(\text{OH})$  - алюминийдин оксидинин гидроксиди (же традициялык аталышы алюминийдин метагидроксиди),  $\text{TiO}(\text{OH})_2$  - титандын оксидинин дигидроксиди.

## Негиздер

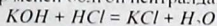
*Металлдын атомунан жана бир же бир нече гидроксил (OH) группасынан турган татаал заттарды гидроксиддер деп аташат.*

Мисалы:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{FrOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{V}(\text{OH})_5$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ж.б. Гидроксиддердин аталышы элементтин аты менен гидроксид кошо айтылып, элементтин кычкылдануу даражасы рим цифрасы менен кыскача ичине жазылат.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - темирдин (II) гидроксиди;  $\text{Al}(\text{OH})_3$ -алюминийдин (III) гидроксиди.

Сууда эриген негиздерди *щелочтор* деп аташат. Щелочтор:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

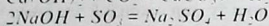
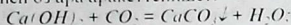
*Электролиттик диссоциация теориясы боюнча эритмелерде гидроксид иондорду пайда кылуу менен ажыраган заттар негиздер деп аталат.*

Негиздердин мүнөздүү химиялык касиеттери болуп алардын кислоталар менен болгон нейтралдашуу реакциясы эсептелет:

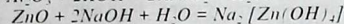
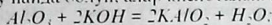




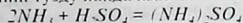
Негиздер кислоталык оксиддер менен тузду жана сууну пайда кылуу менен өз ара аракеттенишет:



Амфотердик оксиддер негиздер менен реакцияга киргенде туз жана суу пайда болуп, алар кислоталык касиетти көрсөтөт:

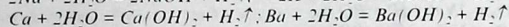
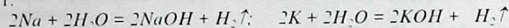


Протонду кошуп алуу менен аммиак аммоний ионун  $NH_4^+$  пайда кылгандыктан,  $NH_3$  негиздерге кирет. Аммиак кислоталар менен аракеттенип тузду пайда кылат:



Негиздер күчтүү жана күчсүз болуп бөлүнөт. Күчтүү негиздерге бардык щелочтор кирет ( $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ).

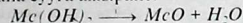
s-элементтер суу менен кошулганда түз эле гидроксиддерди пайда кылат.



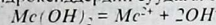
Ал эми  $Mg$  суу менен кошулганда биринчи иретте оксиди, андан соң гидроксиди пайда болот:



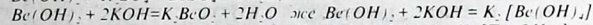
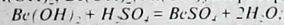
Щелочтуу жер металлдарынын гидроксиддери  $Me(OH)_2$  боз түстөгү порошокко окшош заттар. Ысытканда алар металлдардын оксиддерине жана сууга ажырайт.



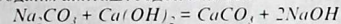
Гидроксиддердин суудагы эритмелери жегич болуп саналат.



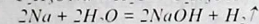
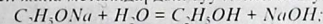
$Zn(OH)_2$ ,  $Be(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$  амфотердик касиеттерди көрсөтөт.



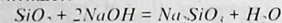
Щелочтуу металлдардын гидроксиддери жаратылышта кездешпейт. Аларды жасалма жол менен өнөр жайда, металлдардын галогендеринин суудагы эритмелеринин электролизинен алышат; натрийдин гидроксидин сооданы акиташтоодон алышат:



Өтө таза гидроксиддер лабораторияда алкооляттардын гидролизинен жана металлдардын суу менен кошулушунан алышат:



Щелочтор акырындык менен айнек, фарфор идиштерин жеп отуруп эритишет.

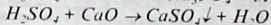
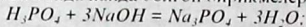


## Туздар

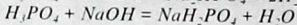
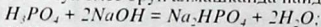
**Катиондордон жана кислота калдыктарынан турган туздар деп аталат.**

Алар орто, кычкыл, негиздик жана кош туздар ошондой эле комплекстик бирикмелер деп бөлүнөт.

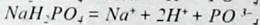
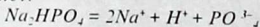
**1. Орто туздар.** Кислотанын составындагы суутектин атомдорунун баары металл (же башка бөлүкчөлөр, мисалы,  $\text{NH}_4$ ) менен толук орун алмашканда пайда болгон бирикмелер орто туздарга таандык:



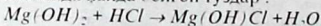
**2. Кычкыл туздар.** Кислотанын составындагы суутектин атомдору менен толук эмес орун алмашканда пайда болгон туздар:



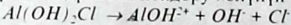
Кычкыл туздар диссоциацияланганда металлдардын иондору менен катар (чөйрөнүн кычкылдуулугуна жараша) суутектин иондору да пайда болот:



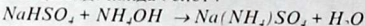
**3. Негиздик туздар.** Негиздин составындагы гидроксилдин иондорунун бир бөлүгү аниондор (кислота калдык) менен толук эмес орун алмашканда пайда болгон туздар:



Негиздик туздар диссоциацияланганда (чөйрөнүн кычкылдуулугуна) жараша гидроксил иондору бөлүнүп чыгат:

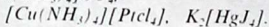


**4. Кош туздар.** Кээ бир кычкыл туздар менен негиздер өз ара аракеттенишкенде пайда болот:



Кош туздарга төмөндөгүдөй туздар мисал боло алат:  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{AlSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)(\text{SO}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

**5. Комплекстик туздар.** Составында комплекстик катион же комплекстик аниону бар кош туздар комплекстик туздар же комплекстик бирикмелер деп аталат. Мисалы:  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .



## ? Текшерүү үчүн көпүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар

**Мисал 1.** Массасы 8 г болгон күкүрт (IV) оксидиндеги  $\text{SO}_2$  затынын санын моль түрүндө аныктагыла.

**Чыгаруу:** Күкүрт (IV) оксидинин салыштырма молекулалык жана молярдык массасын аныктайбыз:

$$M_{\text{SO}_2} = A_{\text{S}} + 2A_{\text{O}} = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ молярдык массасы же } M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ г моль}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8,2}{64,2 / \text{моль}} = 0,125 \text{ моль.}$$

Мисал 2. Заттын саны 0,2 моль болгон бромдуу суутектин массасын аныктагыла.

$$\text{Чыгаруу: } M_{\text{тв}} = A_{\text{H}} + A_{\text{Br}} = 1 + 80 = 81. \quad M_{\text{тв}} = 81 \text{ г/моль}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ мындан } m = n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 81 \text{ г/моль} = 16,2 \text{ г}$$

1. Төмөнкү оксиддердин кайсынысы негиздик да жана кислоталык да касиеттерге ээ?  
а)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{MgO}$ ; г)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; д)  $\text{NO}_2$ ;
2. Кайсы оксиддердин тобу суу менен аракеттенишкенде кислота алынат?  
а)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CaO}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ; в)  $\text{FeO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{SO}_2$ ; г)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ ; д)  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
3. Кадимки шартта берилген оксиддердин кайсынысы сууда эрийт?  
а)  $\text{CaO}$ ; б)  $\text{SiO}_2$ ; в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; г)  $\text{HgO}$ ; д)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;
4. Кайсы оксиддер негиздердин эритмелери менен реакцияга кире алат?  
а)  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ; в)  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ; г)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ; д)  $\text{Cu}_2\text{O}$ .
- РbO, CuO;  
5. Валенттүүлүк боюнча формула түзүүдө кайсы оксиддердин формуласы валенттүүлүгүнө жооп бербейт?  
а)  $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ;  $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; б)  $\overset{\text{IV}}{\text{Si}}\overset{\text{IV}}{\text{O}}_4$ ;  $\overset{\text{IV}}{\text{Mn}}\overset{\text{IV}}{\text{O}}_4$ ; в)  $\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ ;  $\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; г)  $\overset{\text{VII}}{\text{Cl}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ;  $\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{I}}{\text{O}}$ ; д)  $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ;  $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ;
6. Төмөнкү оксиддердин кайсынысы сууда эригенде лакмустан түсүн "кызылга" өзгөртөт?  
а)  $\text{MnO}$ ,  $\text{ZnO}$ ; б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}$ ; в)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ; г)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ; д)  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ;
7. Экологиялык жактан ден соолукка зыян келтирүүчү кайсы заттардын оксиддери абада болушу мүмкүн?  
а) суу, CO; б)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ; г)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; д)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ;
8. 26 г сымап оксидин алыш үчүн канча г сымап кетет?  
9. Төмөнкү формулалардан IV топтун негизги тобуна келген элементтин оксидинин формуласын көрсөткүлө.  
а)  $\overset{\text{I}}{\text{Э}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; б)  $\overset{\text{II}}{\text{Э}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; в)  $\overset{\text{III}}{\text{Э}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; г)  $\overset{\text{IV}}{\text{Э}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ; д)  $\overset{\text{V}}{\text{Э}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ;
10. Кайсы оксиддер бири бири менен аракеттенишет?  
а)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ; б)  $\text{CaO}$ ,  $\text{HgO}$ ; в)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; г)  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ; д)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;
11. Кайсы оксиддер негиздик оксиддерге кирет?  
а)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{CaO}$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ; в)  $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{CO}_2$ ; г)  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ; д)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{CuO}$ .
- Рb<sub>2</sub>O;  
12.  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_2$  кандай байланыш менен байланышкан?  
13. Белгисиз зат кальций оксиди экендигин кантип далилдейбиз?  
а) ысыктуу; б) жез оксиди менен аралаштыруу; в) суу куюу; г) кум менен аралаштыруу; д) индикаторду таасир этүү;
14. 6 г Mg күйгөндө 9,945 г оксид пайда болду. Магнийдин г-эквиваленти канча?  
15. Кычкылдануу реакциясынын натыйжасында кайсы заттар пайда болот?  
16. Кайсы химиялык элементтер оксиддерди пайда кылбайт?  
а) литий, бериллий, күмүш; б) кальций, барий, платина; в) гелий, неон, аргон; г) ксенон, осмий, темир; д) кобальт, күкүрт, хлор;
17. Төмөнкү заттардын кайсы тобу туз кислотасы менен реакцияга кирет?  
а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CO}_2$ ; б)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; в)  $\text{Hg}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; г)  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{KOH}$ ;
18. 2,8 г кальций гидроксиди 1,68 г көмүр кычкыл газын сиңирип алганда канча г чөкмө пайда болгон?  
19. Магний гидроксиди менен алюминий гидроксидинин жаңы чөкмөн чөкмөсүн практика жүзүндө кантип айрымалап билебиз?  
а) кислотада эритүү менен; б) сууда эритүү менен; в) туздун эритмесинде эритүү менен; г) шелочтун эритмесинде эритүү менен;
20. Төмөнкү келтирген заттардын кайсы тобу толугу менен натрий гидроксиди менен реакцияга кирет?  
а)  $\text{HCl}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ; в)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{BaO}$ ; г)  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ; д)  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cu}$ ;

21. 10% аралашмасы бар сода (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), коргошун оксидин (PbO), кумду (SiO<sub>2</sub>) эритүүдөн хрусталль айнек алышкан. 1 т хрусталль Na<sub>2</sub>O·3PbO·6SiO<sub>2</sub> алыш үчүн бул компоненттерден канча керек болот?
22. 5,2 кг барий нитратын ысытканда канча кг барий оксиди алынат?
23. Төмөнкү оксиддердин кайсынысы кислота жана негиздер менен реакцияга кирет?  
а) Na<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, CuO; б) BaO, K<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>; в) NO<sub>2</sub>, CuO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; г) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; д) SO<sub>2</sub>, CaO, NO<sub>2</sub>;
24. 15% аралашмасы бар 1 т кальций карбонатын ысытуудан канча кг өчүрүлбөгөн акиташ алынат?
25. Темир таарындасы менен темир (FeO) оксидинин 16 г аралашмасына туз кислотасын таасир кылганда 2,4 л суутек бөлүнүп чыккан. Аралашмада канча % FeO болгон?
26. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> оксидине ылайык келген массалык катыш кайсы?  
а) 31:40; б) 31:41; в) 15,5:40; г) 7:10; д) 3,87:10;
27. 2,4 г металлдын эки валенттүү оксидин эритиш үчүн 2,19 г туз кислотасы кеткен. Бул кайсы металлдын оксиди?
28. Щелочторго мүнөздүү касиеттерди аныктагыла.  
а) сууда эрийт, индикатор - лакмусту көк түскө келтирет, самын сыяктуу жылмышкак; б) ысытканда эки же үч затка ажырайт; в) туздардын жана кислоталардын эритмесинде реакцияга кирбейт; г) катуу ысытканда ажырабайт;
29. 5 кг 80% түү акиташ сүтүн сода (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) менен аракеттендиргенде канча кг жегич натрий алынат?
30. Төмөнкү заттардын кайсы тобу менен Al(OH)<sub>3</sub> реакцияга кирет?  
а) CO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Na; б) HCl, NaOH, CO<sub>2</sub>; в) Cu, Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>; г) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CaO, Zn(OH)<sub>2</sub>;  
д) SO<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
31. Азот кислотасында элементтердин массалык катышы кандай?
32. H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> кислоталары канча баскычта диссоциацияланат?
32. Массасы 61,6 г Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> · 12 H<sub>2</sub>O кристаллогидратты ысыткандан кийин алынган суусуз тузун жана суунун массасын аныктагыла.
33. Магний гидроксидинин жана алюминий гидроксидинин жаңы чөкмөсүн иш жүзүндө кантип айырмалоого болот?
34. 14,625 г кайнатма туз күкүрт кислотасы менен реакцияга кирет. Бөлүнүп чыккан газды тыгыздыгы 1,14 г/мл болгон 200 мл 5% түү азот кычкыл күмүштүн эритмесин аркылуу өткөргөндө, канча массадагы чөкмө пайда болгон?
35. Күкүрт кычкыл натрий тузунун эритмесин электролиздегенде аноддо кайсы газ бөлүнөт?  
а) H<sub>2</sub>; б) NaOH; в) SO<sub>2</sub>; г) O<sub>2</sub>;
36. Келтирилген заттардын ичинен кайсынысы күчтүү кислоталык касиетти көрсөтөт?  
а) H-COOH; б) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-OH; в) CH<sub>3</sub>-COOH; г) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; д) C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>COOH;
37. Na<sub>2</sub>[Cr(OH)<sub>4</sub>] заты кайсы кошулмалар тобуна кирет?  
а) кычкыл туз; б) кош туз; в) негиздик туз; г) комплекстүү туз; д) орто туз;
38. 10,5 г азот кислотасын нейтралдаштыруу үчүн 25 г металл гидроксиди керектелсе, I валенттүү металл гидроксидинин эквивалентин аныктагыла.
39. Төмөнкү формуладан IV группанын негизги группасына ылайык келүүчү эң жогорку валенттүү оксиддин формуласын көрсөткүлө.  
а) Э<sub>2</sub>O; б) ЭO; в) ЭO<sub>2</sub>; г) ЭO<sub>3</sub>; д) Э<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;
40. Д.И. Менделеев түзгөн элементтердин мезгилдик системасында канча мезгил жана канча группа бар?
41. Мезгилдик системада химиялык элементтердин канча катары бар?
42. Элементтерди кычкылдандыргыч касиеттеринин өсүшү боюнча туура берилген катарды көрсөт: 1. Se, 2. S, 3. Te, 4. O, 5. Po  
а) 4, 2, 5, 1, 3; б) 5, 3, 1, 2, 4; в) 1, 3, 5, 2, 4; г) 4, 3, 5, 2, 4; д) 4, 2, 1, 3, 5;
43. Экинчи, үчүнчү мезгилдерде канчадан химиялык элементтер бар?
44. Алтынчы мезгилде канча элемент бар?
45. Химиялык элементтердин кычкылтек менен болгон бирикмелериндеги жогорку валенттүүлүгү эмнеге туура келет?  
а) мезгилдин номерине; б) катарлардын номерине; в) элементтердин номерине; г) атомдун ядросунун зарядынын санына; д) топтун номерине;
46. Кайсы катардагы суутектүү бирикмелер гидролиз процессинде негиздерди пайда кылышат?



а)  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $NaOH$ ; б)  $HF$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ; в)  $NaOH$ ,  $LiH$ ,  $NH_3$ ,  $CaH_2$ ;

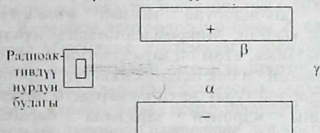
г)  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $H_2S$ ; д)  $NaOH$ ,  $HBr$ ,  $LiH$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$

47. Органикалык эмес заттардын негизги кластарынын химиялык касиеттерин айтып бериле?

### 3) АТОМДУН ТҮЗҮЛҮШҮ

**Атом жүнүндө алгачкы маалыматтар.** «Атом» деген сөз гректин «*atomos*»- бөлүнбөс деген сөзүнөн келип чыккан. Мурда атомду заттын бөлүнбөй турган эң кичине бөлүкчөсү катары карап келишкен.

XIXк. аягында ХХк. башында атомдун түзүлүшүнүн татаалдыгын далилдөөдө француз физиги А.Беккерель радиоактивдүү ажыроо учурунда пайда болгон бөлүкчөлөр француз физиктери П.Кюри, М.Склодовская - Кюри жана англиялык физик Э.Резерфорд тарабынан толугу менен изилденген. Радиоактивдүү ажыроо учурундагы нур магнит талаасында үч агымга бөлүнгөн (1.1-сүрөт).



1.1-сүрөт. Радиоактивдүү нурлардын магнит талаасында таралышы.

Магниттик талаада оң уюлга кыйшайган нурду  $\beta$ -нуру, терс уюлга көздөй кыйшайганы  $\alpha$ -нуру, ал эми баштапкы багытын өзгөртпөстөн өткөн агымды  $\gamma$ -нуру деп аташкан. Демек,  $\gamma$ -нуру электрдик зарядка ээ болбогон рентген нуруна окшош болгон электромагниттик нурдануу болуп саналат. Резерфорд  $\alpha$ -нуру гелий атомунун ядросу экендигин, ал эми  $\beta$ -нуру тез кыймылда болгон электрондордун агымы экендигин далилдеген.

**Электрон** - массасы  $9,1095 \cdot 10^{-28}$  г жана терс электрдик зарядга ( $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл) ээ болгон элементардык бөлүкчө, б.а. анын массасы суутектин атомунун массасынан болжол менен 2000 эсе кичине. Электрон англиялык физик Дж. Томсон (1897) тарабынан ачылган.

Электрондун зарядынын абсолюттук чоңдугун бирге барабар деп, химиялык эсептөөлөрдө электрондун зарядын  $-1$  деп алышат.

Электрондордун жардамы менен металлдарда электр тогу ташылса, ал эми көпчүлүк заттарды ысытканда, жарыктантканда же рентген нурлары менен таасир эткенде электрон бөлүнүп чыгат. Ошондой эле электрон жалындын составында болот.

Бул ачылыштар жана изилдөөлөр атомдун түзүлүшү жөнүндөгү жаңы көз караштарды пайда кылды.

**Атомдун моделдери.** Дж. Томсон (1903ж) сунуш кылган атомдун модели боюнча, атом - өлчөмү 0,1 нм болгон сферанын бардык көлөмүндө тегиз, бирдей тыгыздыкта таралган оң заряддан жана ушул

Электрондун зарядынын абсолюттук чоңдугун бирге барабар деп, химиялык эсептөөлөрдө электрондун зарядын  $-1$  деп алышат.

Электрондордун жардамы менен металлдарда электр тогу ташылса, ал эми көпчүлүк заттарды ысытканда, жарыктантканда же рентген нурлары менен таасир эткенде электрон бөлүнүп чыгат. Ошондой эле электрон жалындын составында болот.

Бул ачылыштар жана изилдөөлөр атомдун түзүлүшү жөнүндөгү жаңы көз караштарды пайда кылды.

**Атомдун моделдери.** *Дж. Томсон* (1903ж) сунуш кылган атомдун модели боюнча, атом - өлчөмү  $0,1$  нм болгон сферанын бардык көлөмүндө тегиз, бирдей тыгыздыкта таралган оң заряддан жана ушул сферанын ичинде термелүү кыймылына ээ болгон оң зарядды нейтралдаштыруучу, электрондордон турат.

Бул көз карашты англиялык физик *Э. Резерфорд* (1907) өзүнүн белгилүү тажрыйбаларында  $\alpha$ -бөлүкчөлөрдүн (гелийдин атомунун ядросу) таралышы менен текшерген. Ал тажрыйбаларына жана классикалык механиканын закондоруна таянып **атомдун планетардык моделин** сунуш кылган. Микромасштабдагы күндүн системасына окшош бул моделге ылайык, атом оң заряддалган ядродон жана Күндүн айланасында айланган планеталар сыяктуу, ядронун айланасында айлануучу электрондордон турат деген кө карашты айткан. Атомдогу электрондордун саны ядронун зарядына барабар. Резерфорддун тажрыйбалары ядро атомдун абдан кичине бөлүгүн ээлери көрсөттү. Атомдун өлчөмү  $10^{-13}$  смге жакын болсо, ал эми ядронун өлчөмү бар болгону  $10^{-18}$  смге жакын. Экинчиден атомдун дээрлик бардык массасы (99,9%) ядродо топтолгон, анын тыгыздыгы  $10^{14}$  г/см<sup>3</sup>. Тактап айтканда, атомго караганда ядронун өлчөмү болжол менен 100000 эсе кичине. Ошондуктан, атомдун ядросу менен электрондордун ортосундагы аралык эбегейсиз чоң болгондуктан,  $\alpha$ -бөлүкчөсүнө окшогон бөлүкчөлөр үчүн атом тунук болуп саналат жана бул мейкин боюнча алар оңой эле өтүп кетет.

Элементтердин катар номеринин ядронун зарядынан болгон түз көз карандылыгын *англиялык физик Мозли* тарабынан, тажрыйбалык жол менен, жогорку энергияга ээ болгон электрондун агымы менен жөнөкөй заттарды бомбалоодон бөлүнүп чыккан рентген нурларынын спектрлерин изилдөөнүн негизинде далилденген. Мозлинин закону математикалык түрдө төмөндөгүдөй жазылат:

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

мында,  $\lambda$  - толкундун узундугу,  $Z$ -элементтин катар номери,  $\alpha$ -турактуу сан.

1932-ж Д.Д. Иваненко жана Е.Н. Гапон тарабынан ядронун түзүлүшүнүн **протон - нейтрондук теориясы** сунуш кылынган. Бул теорияга ылайык атомдун ядросу **протондордон** жана **нейтрондордон**

турат. Протондор жана нейтрондор электрондор сыяктуу эле элементардык бөлүкчөлөргө кирет.

Протон менен нейтрондор касиеттери боюнча бири - бирине абдан окшош, бирок массалары жана заряддары боюнча айырмаланып турат. [Протондор «р» салыштырмалуу заряды +1ге жана салыштырма массасы 1,007276ге барабар болгон бөлүкчө. Нейтрон «n»-салыштырма массасы 1,008665 га барабар болгон электронейтралдуу бөлүкчө]. Протон менен нейтронду *нуклон* деп аталган бөлүкчөнүн эки абалы деп эсептешет. Алардын ортосундагы өз ара аракеттенүү, нейтрондор менен протондордун айланасында дайыма болгон  $\pi$ -*мезондор* ( $\pi^+$ ,  $\pi^0$ ,  $\pi^-$ , же *пиондор*) деп аталган бөлүкчөлөр менен орун алмашуусунун негизинде ишке ашат, б.а протондор менен нейтрондор  $\pi$ -*мезондор* аркылуу бири-бирине айланат. Акыркы мезгилдерде нуклондор *кварк* деп аталган өзгөчө бөлүкчөлөрдөн турары белгилүү. Кварктардын ортосундагы өз ара аракеттенишүүлөр массасыз *глюондор* деп аталган бөлүкчөлөр менен орун алмашуусу аркылуу ишке ашаары белгилүү.

Ядродогу протондордун саны  $Z$  ядронун оң зарядын аныктайт. Бул заряд Мезгилдик системадагы элементтин катар номерине барабар. Ядронун салыштырма массасы протондор менен нейтрондордун салыштырма массаларынын суммасына барабар. Кээ бир элементтер, атомдорунун ядросундагы нейтрондордун саны менен айырмаланат. Мындай атомдун түрлөрүн *изотоптор* деп кообуз. Мисалы, суутектин үч изотобу бар: биринчиси - протий, анын белгилениши мындай:  ${}^1_1\text{H}$  (ядродо бир протону гана бар, нейтронун жок), экинчиси - дейтерий:  ${}^2_1\text{H}$ , же  $D$  (ядродо  $1p$  жана  $1n$  бар) жана үчүнчүсү - тритий;  ${}^3_1\text{H}$  же  $T$  (ядросунда  $1p$ ,  $2n$  бар).

*Массалары ар түрдүү бирок ядросунун заряддары бирдей болгон атомдордун түрлөрү изотоптор деп аталат.*

Изотоптор бири-биринен ядродогу нейтрондордун саны менен айырмаланат.

Атомдун түзүлүшүнүн планетардык моделин *даниялык физик Н.Бор* тарабынан 1913 ж. өркүндөтүлүп, ал атомдун түзүлүшүнүн *кванттык теориясын* сунуштаган.

**Кванттык сандар.** Атомдогу электрондордун энергиясынын абалы менен кыймылы төрт кванттык сан менен мүнөздөлөт. Шредингердин теңдемесин суутек атому үчүн чыгарганда үч кванттык сандын физикалык мааниси келип чыккан. Алар башкы, орбиталдык жана магниттик кванттык сандар деп аталып  $n, l$  жана  $m$  тамгалары менен белгиленет.

1)  $n$  - *башкы кванттык сан* атомдогу электрондун энергетикалык абалы менен электрондук булутчанын өлчөмүн мүнөздөйт б.а. электрондун ядродон канчалык аралыкта болушун көрсөтөт.  $n=1$  ден  $\infty$  чейинки калаган бүтүн сандарга ээ:  $n=1, 2, 3, \dots, \infty$ . 3.5-теңдемедеги  $n$  дин мааниси башкы кванттык сандын маанисине дал келгендиги көрүнүп турат.

2)  $l$  - *орбиталдык кванттык сан* электрондук булутчаны б.а. орбиталдын формасын мүнөздөйт.  $n$  - дин берилген маанисинде  $l$  дин



мааниси 0 дон ( $n - 1$ ) ге чейин өзгөрөт. Мисалы  $n = 0$  болсо, анда  $l=0$  болот, ал эми  $n = 2$  болгондо  $l=0$  жана  $l=1$  болот. Ар бир кванттык сандын мааниси төмөндөгүдөй тамгалар менен белгиленип жүргөнү белгилүү:

|             |     |     |     |     |        |
|-------------|-----|-----|-----|-----|--------|
| $l$         | 0   | 1   | 2   | 3   | 4...   |
| белгилениши | $s$ | $p$ | $d$ | $f$ | $g...$ |

3) *m* - магниттик кванттык сан электрондук орбиталдын мейкиндиктеги жайгашуу ордун мүнөздөйт. Анын мааниси берилген  $l$  дин маанисинде  $-l$  ден  $+l$  ге чейин өзгөрүп,  $(2l+1)$  сан маанисине ээ болот. Мисалы,  $l = 2$  болгондо  $m$  беш сан маанисине ээ болот:  $m = -2, -1, 0, +1, +2$ .

4) Электрондордун атомдогу абалдарын бул үч кванттык сандын жардамы менен сүрөттөп көрсөтүү жетишсиз болгон. Электрон андан сырткары өздүк магниттик жана механикалык моменттери бар экендиги аныкталган. Аны жалпы жолунан «спин» деп, төртүнчү кванттык санды спиндик кванттык сан деп аташты. *Спиндик кванттык саны S* - белгиси менен белгиленет жана ал эки гана мааниге ээ болот:  $+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$ . *S* - электрондун өз огунда айлануу кыймылын мүнөздөйт.

Микробөлүкчөлөрдө аныкталган электрондук орбиталдар болбойт. Кыймылда болгон электрондордун так жайланышкан ордун аныктоо мүмкүн эмес. Алар ядрого жакын мейкиндиктерде болушат. Электрондордун болуу мүмкүнчүлүгү чоң (90%) болгон мейкиндик *орбитал* деп аталат. Электрон орбиталдын ичинде да, сыртында да кездешиши мүмкүн, бирок ыктымалдуулугу өтө эле аз. Атомдун көлөмүндөгү электрондун ыктымалдуу жайгашкан аймагын, б.а. электрондук булутчаны *атомдук орбитал (АО)* деп коюшат. Атомдук орбиталдар эки кванттык сандын  $n, s$  жардамы менен белгиленет. Мисалы,  $3s$  - АО ( $n = 3, l = 0$ );  $2p$  - АО ( $n = 2, l = 1$ );  $4d$  - АО ( $n = 4, l = 2$ ). Атомдук орбиталдардын формасы менен өлчөмдөрү үч кванттык сандан ( $n, l, m$ ) көз каранды жана анын абалы электрон бир абалдан экинчи бир абалга өткөндө өзгөрөт.

Башкы кванттык сан  $n$  АО дун өлчөмүн аныктайт. Мисалы,  $3s$  - АО  $> 2s$  - АО  $> 1s$  - АО,  $3p$  - АО  $> 2p$  - АО.

Орбиталдык кванттык сан АО дун түзүлүш формасын мүнөздөйт жана  $n$  дин маанисинен көз карандысыз.  $l=0$  болгондо ( $n$  дин маанисинен көз карандысыз) АО сфералык формага.  $l=1$  болгондо АО гантель формасына жана ( $l=2$  болгондо АО татаал түзүлүшкө ээ болот (1.2-сүрөт).


Магниттик кванттык сан  $m$  АО дун мейкиндиктеги багытталышы менен байланыштуу. Мисалы  $ns$ -АО ( $l=0, m=0$  болсо) сфералык симметриялуу, ал эми  $p$  - жана  $d$  - АО дар мейкиндикте өздөрүнө мүнөздүү багыттуулукка ээ (1.2-сүрөт).

Ар бир АО шарттуу түрдө квадрат түрүндө сүрөттөлөт да, кванттык ячейка же электрондук ячейка деп аталат. Ар бир АО га бир гана магниттик сан жооп бергендиктен, берилген орбиталдык кванттык санга туура келген АО дун же ячейканын саны төмөндөгүдөй болот:



$l = 0$ s  
ns-AO

  
m = 0
 $l = 1$ p  
np-AO (n ≥ 2)

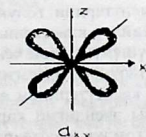
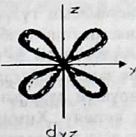
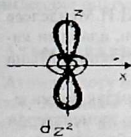
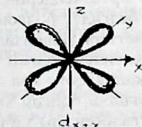
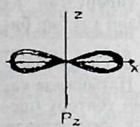
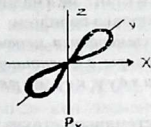
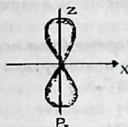
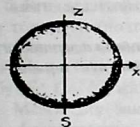
  
-1, 0, +1
 $l = 2$ d  
nd-AO (n ≥ 3)

  
-2, -1, 0, +1, +2

Атомдордо электрондордун жайгашуу абалы *Паулинин принциби* боюнча аныкталат:

*атомдо бардык төрт кванттык саны бирдей болгон эки электрондордун болушу мүмкүн эмес.*

Мындан ар бир атомдук орбиталда (АО) экиден ашык электрондордун болушу мүмкүн эмес деп тыянак чыгарабыз. Б.а. бир кванттык ячейкада эки гана карама-каршы спиндүү электрон жайгашат. Мисалы, эки электрон кванттык ячейкада (АО) Паулинин принциби боюнча төмөндөгүдөй жайгашат:  $\uparrow\downarrow$ .

Ал эми  $\uparrow\uparrow$  же  $\downarrow\downarrow$  түрүндө жайгашуу туура эмес.



1.2-сүрөт. s-,  
p-, d-  
орбиталдардын  
формалары

Паулинин принциби энергетикалык деңгээлдердеги электрондордун санын аныктайт.

$$N = 2n^2$$

мында,  $n$  - башкы кванттык сан,  $N$  - электрондордун саны. Эгер  $n=1$  болсо,  $l$  менен  $m$  дин маанилери нөлгө барабар болот. Демек атомдук орбиталда «ячейкада» жайланышкан электрондордун  $n$ ,  $l$  жана  $m$  маанилери бирдей болгондо, ячейкада спиндик кванттык сандарынын маанилери  $+\frac{1}{2}$ ,  $-\frac{1}{2}$  болгон эки гана электрон жайгаша алат.

#### 4) МЕЗГИЛДИК ЗАКОН

Жаратылыштын фундаменталдык закону болгон - мезгилдик закон Д.И.Менделеев (1869) тарабынан системалаштырылган. Мезгилдик закон элементтердин касиеттеринин катар номерлеринен болгон көз карандылыгын көрсөтөт. Мезгилдик законго Д.И.Менделеев төмөндөгүдөй аныктама берген:

*“Жөнөкөй заттар менен элементтердин бирикмелеринин касиеттери жана формалары элементтердин атомдук салмактарынан мезгилдүү көз каранды болот”.*

Кванттык химиянын өнүгүшү менен элементтердин атомдору менен бирикмелеринин касиеттери ядронун зарядынан көз каранды болоорун көрсөттү. Ошондуктан мезгилдик законго азыркы мезгилде төмөндөгүдөй формулировка берилген:

*“Химиялык элементтер менен, алардын бирикмелеринин касиеттери жана формалары элементтердин атомдорунун ядросунун заряддарынан мезгилдүү көз каранды”.*

#### Мезгилдик системанын структурасы

XIX кылымдын орто чендеринде касиеттери окулуп үйрөнүлгөн 63 химиялык элемент белгилүү болгон жана бул элементтердин кээ бир бирикмелеринин касиеттери гана изилденген эле.

Ошол учурда белгилүү болгон химиялык элементтерди системалаштырууга, классификациялоого көп аракеттер жумшалган. Натыйжада касиеттери боюнча окшош болгон химиялык элементтердин топтору (щелочтуу металлдар, галогендер) табылган. Бирок химиялык элементтерди жалпы классификациялоого мүмкүн болгон эмес.

Химиялык элементтердин толук системасын түзүүдө Д.И.Менделеев элементтердин ыңгайлуу классификациясын гана түзбөстөн, алардын касиеттеринин өзгөрүшүнүн закон ченемүүлүктөрүн да көрө билген. Мына ушунун негизинде 1869-жылы мезгилдик закон ачылган.

Элементтердин касиеттеринин өзгөрүшүн алардын атомдук массаларынан көз каранды экендигин карап көрөлү. Химиялык элементтерди литийден баштап атомдук массалардын өсүү катарында жайгаштыралы:

*Li Be B C N O F Ne*

Бул катарда литий – щелочтуу металл. Андан ары улам - улам элементтердин металлдык касиеттери начарлап жана металл эместик касиеттери

күчөйт. Фтор – галогендерге тиешелүү болгон типтүү металл эмес. Неон – асыл газ.

Эгерде химиялык элементтердин катарын андан ары улантсак:

*Na Mg Al Si P S Cl Ar*

анда, неондон кийинки элементтин касиети кескин түрдө өзгөрүлгөндүгү көрүнүп турат. Неондон кийин щелочтуу металл натрий башталат. Андан ары элементтердин касиеттери мурдагы катардагыдай эле закон ченемдүүлүктө өзгөрөт. Мына ошентип, атомдук массанын өсүү тартибинде жайгашкан элементтер, элементтердин касиеттери мезгил - мезгили менен кайталанып туруучу катарлар - *мезгилдерди* түзүшөт. Мезгилдер мезгилдик системада горизонталдык графалар менен берилген. Мезгилдик закондун графалар түрүндө көрсөтүлүшү элементтердин мезгилдик системасы болуп саналат. Азыркы мезгилде 114 кө жакын химиялык элемент белгилүү.

Химиялык элементтер туурасынан 7 мезгилди түзүшөт. 1 - , 2 - жана 3 - мезгилдер элементтердин бир катарынан туруп кичине мезгилди пайда кылат. Калгандары - чоң мезгилдер деп аталат. 7 - мезгил толуп бүтпөгөн мезгил.

Таблицада тикесинен 8 топтор (группалар) жайгашкан. Ар бир топ эки топчодон (подгруппадан): негизги А жана кошумча Б топчодон турат. Топчодо жайгашкан элементтердин касиеттери бири - бирине бир топ окшош болот: VIII-топтун Б топчосунда 9 элемент жайгашкан: темир тобу (*Fe, Co, Ni*) жана платина тобу (*Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt*).

Мезгилдик закондун ачылыш убагында көп элементтер белгилүү эмес болгондуктан ал элементтер үчүн таблицадан бош орундар калтырылган. Үч элементтин (галий, скандий жана германий) касиеттерин толугу менен алдын ала айткан. Алдын ала айткан химиялык элементтер Д.И.Менделеевдин тирүү кезинде эле ачылган болуучу жана алардын касиеттерине карата алдын ала айткан пикирлери укмуштуудай тактык менен аныкталган.

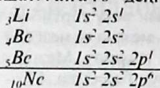
Мындан сырткары 6 - мезгилдеги касиеттери боюнча окшош болгон 14 элементти лантаноиддер деп, 7-мезгилдеги 14 элементти актиноиддер деп, өзүнчө катарларга жайгаштырган. Мезгилдик закондун табигый илимдердин өнүгүшүндөгү мааниси абдан чоң.

### **Атомдордун жана иондордун электрондук түзүлүшү**

Атомдордогу бардык электрондор анын электрондук катмарын пайда кылат. Химияны окуп үйрөнүүдө, атомдордун электрондук конфигурациясын билүү абдан маанилүү. Ал элементтердин көптөгөн химиялык касиеттерин аныктайт. Атомдордогу электрондордун саны мезгилдик системадагы элементтердин катар номерине барабар. Электрондук катмардын түзүлүшү электрондук формула менен туюнтулат. Электрондук формула энергетикалык деңгээлдерде электрондордун жайгашуу тартибин көрсөтөт. Бул формулаларда энергетикалык деңгээлдер цифралар 1, 2, 3, 4, ... менен, ал эми орбиталдар (деңгээлчелер) - тамгалар *s, p, d, f* менен

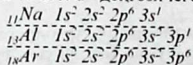
белгиленет. Электрондордун саны деңгээлчени белгилеген тамганын оң жагынын жогору жагына цифра менен жазылат. Мисалы, суутектин атомунда бир электрон болуп, ал  $s$  - деңгээлчесинде жайгашкан. Суутектин электрондук формуласы  $1s^1$  деп жазылат. Ал эми гелийдин атомунда 2 электрон болуп, ал  $1s^2$  деп жазылат. 1 энергетикалык деңгээлде 2 электрондон ашыкча электрон жайланыша албагандыктан, гелийдин атомундагы 1 - электрондук катмар толукталып бүткөн катмар деп аталат.

Экинчи мезгилдин элементтеринде электрондор 2 деңгээлге жайланышат. Алгач  $s$  - деңгээлчеси, андан кийин  $p$  - деңгээлчеси толот:



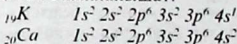
Атомдун сырткы энергетикалык деңгээлине 8 ден ашык электрон батпайт. Ошондуктан неондун атомунун электрондук катмары толукталып бүткөн катмар болот.

III мезгилдин элементтеринин атомдору 18 электрондон турган 3 - электрондук катмарды түзүшөт. Алгач  $s$  - деңгээлче, андан кийин  $p$  - деңгээлче толот.  $d$  - деңгээлчеге электрондор жайланышпайт:

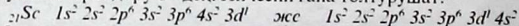


Аргондун атомунда сырткы энергетикалык деңгээл толукталып бүтөт.

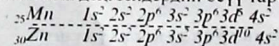
IV мезгилдин алгачкы эки элементинде электрондор 4 - энергетикалык деңгээлге жайланышат:



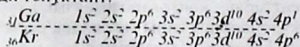
№ 21 элемент скандийден баштап, электрондор 3 - энергетикалык деңгээлдин  $d$  - деңгээлчесинде жайланыша баштайт. Бул деңгээлчеге 10 электрон баткандыктан, скандийден баштап ( $Sc$  -  $Zn$ ) 10 элементтин атомдорунун электрондору  $d$  - деңгээлчесин гана толтурушат:



Эки электрондук формула тең жарактуу. 1-си электрондук катмардын толуу тартиби менен жазылса, 2-си энергетикалык деңгээлдердин өсүү тартиби боюнча жазылган. Мындан ары электрондук формулалар энергетикалык деңгээлдердин өсүү тартиби боюнча жазылат:



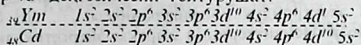
Цинктин атомунда 3 - энергетикалык деңгээл толукталып бүтөт. Кийинки элементтердин атомдорунда электрондор 4 - энергетикалык деңгээлди толуктайт:



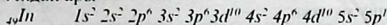
V мезгилдин элементтеринин атомдорунун энергетикалык деңгээлдеринин толукталышы 4 - мезгилдин элементтеринин атомдоруна окшош



болот. № 39 элемент - иттрийден баштап, 10 элементте (Y - Cd) электрондор 4d - деңгээлчөсүн толтурушат:

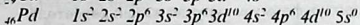
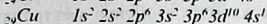
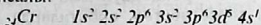


Андан ары

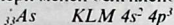


Лантаноиддер (58-71 элементтер) менен актиноиддердин (90-103 элементтер) атомдорунда электрондор ички катмардагы (n-2)f орбиталдарын (4f жана 5f орбиталдар) толтурушат. Ошондуктан, лантаноиддер менен актиноиддерди f - элементтер деп аташып, аларга мезгилдик системада атайын орун бөлүнгөн.

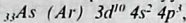
Кээ бир химиялык элементтерде сырткы энергетикалык деңгээлден ички энергетикалык деңгээлге электрондордун кулап түшүүсү байкалат. Мисалы:



Көпчүлүк учурда атомдордун электрондук формулаларында толукталып бүткөн энергетикалык деңгээлдерди электрондук катмарлардын белгилери менен белгилейбиз:



Төмөндөгүдөй жазууга да болот:



мында (Ar) - аргондун атомунун электрондук катмары.

Кээ бир учурларда, элементтин химиялык касиетин мүнөздөөчү валенттик катмарлардын электрондук конфигурациясын гана жазыбыз:



Мезгилдик системадагы элементтердин жайланышуу абалы боюнча алардын электрондук формуласын аныктоого болот. Ал үчүн төмөндөгү закон ченемдүүлүктөрдү билүү зарыл.

1. Электрондор жайланышкан атомдордогу энергетикалык деңгээлдердин саны мезгилдердин номерине барабар болот.

2. Негизги подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык электрондук деңгээлчедеги электрондордун саны мезгилдик системанын группасынын номерине барабар болот. Мисалы, № 20 элемент - кальций 2-группанын негизги подгруппасында жана 4 - мезгилде жайланышкандыктан, кальцийдин атомунун сырткы деңгээлинин электрондук конфигурациясы - ... 4s<sup>2</sup>. Сурьма (№ 51 элемент) 5 - мезгилде жана 5 - группанын негизги подгруппасында орун алгандыктан сырткы деңгээлинин электрондук конфигурациясы - ... 5s<sup>2</sup> 5p<sup>3</sup>. Негизги подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык деңгээлиндеги электрондор **валенттик электрондор** деп аталат да химиялык реакцияларга катышат.

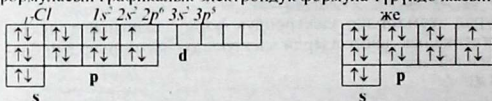
3. 2- жана 7-группанын кошумча подгруппаларынын элементтеринин, ошондой эле 8 - группанын кошумча подгруппасынын үч элементтеринин (Fe, Ru, Os) сырткы энергетикалык деңгээлдеги s - деңгээлчөсүнүн

жана ички энергетикалык деңгээлдеги d - деңгээлчесинин электрондук жалпы саны группанын номерине барабар. Мисалы, рений 6 - мезгилде жана 7 - группанын кошумча подгруппасында жайланышкан. Ошондуктан валенттик катмарынын электрондук конфигурациясы ...  $5d^5 6s^2$  болот. Кошумча подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык деңгээлдеги жана ички деңгээлдин d-деңгээлчесиндеги электрондор валенттик электрондор болушу мүмкүн.

4. 1- жана 2-группанын кошумча подгруппасынын элементтеринде сырткы энергетикалык деңгээлден мурдагы (ички) энергетикалык деңгээлдеги d - деңгээлче электрондорго толукталып ( $nd^{10}$ ) бүткөндүктөн, сырткы энергетикалык деңгээлдеги электрондордун саны группанын номерине барабар болот. Мисалы, сымаптын электрондук формуласынын аягы мындай жазылат: ...  $5d^{10} 6s^2$ .

### Графикалык электрондук формулалар

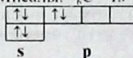
Графикалык электрондук формулалар электрондордун деңгээлдерде жана деңгээлчелерде гана жайланышын көрсөтпөстөн, орбиталарда да жайланышканын көрсөтө алат. Мисалы, хлордун атомунун электрондук формуласын графикалык электрондук формула түрүндө жазып көрсөтөлү:



Акыркы графикалык формулада d электрондору жок болгондуктан d - деңгээлчеси көрсөтүлгөн эмес.

Эгерде p - , d - же f - деңгээлчелери толуп бүтө элек болсо, ушул деңгээлчеде электрондор орбиталдардын максималдуу бөлүгүнө жайланышат.

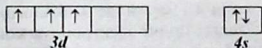
Мисалы:  ${}_6C 1s^2 2s^2 2p^2$



Көпчүлүк учурларда графикалык электрондук формулалардын бардыгын жазып отурбастан, валенттик электрондор жайланышкан деңгээлчелерди гана жазышат.

Мисалы:

${}_{23}V \dots 3d^3 4s^2$



### Иондордун электрондук формулалары

Эгерде атом электрондорду кошуп алса же өткөрүп берсе, анда ал ионго айланат. Иондун электрондук формуласын да жазып көрсөтүүгө болот. Мисалы, темир  $Fe^{3+}$  абалына өткөндө үч электрону берет. Fe жана  $Fe^{3+}$  электрондук формуласы мындай жазылат:  ${}_26Fe \dots 3d^6 4s^2$ ;  $Fe^{3+} \dots 3d^5$

Атом алгач жогорку энергетикалык деңгээлдеги жана деңгээлчедеги электрондорду берет.

Күкүрттүн атому эки электронду кошуп алып  $S^{2-}$  ионуна айланат:  $_{16}S \dots 3s^2 3p^4 + 2e^- \Rightarrow S^{2-} \dots 3s^2 3p^6$ . Күкүрттүн ионунун  $S^{2-}$  электрондук конфигурациясы аргондун атомунун электрондук конфигурациясына окшош болот.

### Элементтердин касиеттеринин мезгилдүүлүгү

Атомдун түзүлүшүн изилдөөдө, атомдун маанилүү бир топ туруктуу мүнөздөмөсү болуп ядронун оң заряды саналаарын көрсөттү.

Элементтердин көптөгөн касиеттери да мезгилдүү өзгөрүп турат. Алардын кээ бирлери менен таанышып өтөбүз.

Атомдун радиусу атомдордун (ядролордун) ортосундагы аралыкты мүнөздөйт. Ал кристаллдардагы же молекулалардагы бирдей атомдордун ядросунун оң зарядынын өсүшү менен, элементтердин атомдук радиусу азаят. Подгруппаларда жогорудан төмөн карай, атомдордогу электрондук катмарларынын санынын өсүшү менен элементтердин атомдук радиусу да чоңоет.

Ар кандай элементтердин атомунун электрондук түзүлүшүнүн өзгөчөлүгү, атомдун энергетикалык мүнөздөмөсү болгон иондошуу энергиясы  $E_i$  менен атомдун электронго болгон тектештиги  $E_c$  аркылуу көрсөтүлөт. Бул энергиялар 1 моль атом үчүн эсептелип, кДж аркылуу туюнтулат.

### Атомдун иондошуу энергиясы

Атомдун иондошуу энергиясы деп дүүлүкпөгөн газ абалындагы нейтралдуу атомдон электронду бөлүп алууга сарпталган энергияны айтабыз.  $I_n$ нин мааниси дайыма оң болот. Мисалы, суутек атомунун иондошуу энергиясы ( $H_{(g)} = H_{(g)}^+ + e^-$ ) = 13,6 эВ же 1312,1 кДж/моль. Атомдун иондошуу энергиясы электронду 1s - АО дан ( $E_1$ )  $n = \infty$  болгон АО га ( $E_{\infty} = 0$ ) өткөрүүгө жумшалат. Көп электрондуу атомдордо 1-, 2-, 3- ж.б. электрондорду жулуп алууга жумшалган энергиялар үчүн  $I_1$ ,  $I_2$ ,  $I_3$ , ж. б. иондошуу энергиялары колдонулат.

Подгруппалардагы элементтердин катар номеринин өсүшү менен элементтердин атомдорунун иондошуу энергиясы азаят. Себеби, алардын атомдук радиусу өсөт. Мезгилдерде элементтердин катар номеринин өсүшү менен иондошуу энергиясы да көбөйөт. Бул элементтердин атомдук радиустарынын кичирейишине байланыштуу. Мезгилдердин башталышындагы элементтердин атомунан Li, Na, K, ж.б. электрондор эң оңой бөлүнүп чыгат, мезгилдердин аягындагы элементтердин атомдорунан электрондор кыйынчылык менен бөлүнүп чыгат.

Иондошуу энергиясы элементтердин металлдык жана металл эместик касиетин да мүнөздөйт. Металлдык касиет электрондордун кыймылдуулугу менен мүнөздөлөт (металлдардын мүнөздүү касиеттеринин бири химиялык реакцияларда электрондорду бериши, жакшы электр жана жылуулук өткөргүчтүгү). Иондошуу энергиясы канчалык аз болсо, элементтин металлдык касиети ошончолук күчтүү болот. Ошондуктан, под-

группаларда жогортон төмөн карай, элементтердин металлдык касиети күчөйт. Ал эми мезгилдерде солдон оңго карай элементтердин металлдык касиети пачарлайт.

### Атомдун электронго болгон тектештиги

Тере заряддалган ионду пайда кылуу менен газ абалындагы нейтралдык атомго электрон кошулгандагы бөлүнгөн же сиңирилген энергия атомдун электронго болгон тектештиги деп аталат.

Мисалы,  $F_{(г)} + e^- = F_{(и)}$ ,  $E_e = -345,7 \text{ кДж/моль}$ .

Галогендер эң чоң тектештикке ээ.

### Тере электрдүүлүк же салыштырма тере электрдүүлүк (СТЭ)

Элементтердин тере электрдүүлүгү (СТЭ) же оң электрдүүлүгү органикалык эмес химиядагы эски түшүнүк.

Полинг элементтин тере электрдүүлүгүн (СТЭ) химиялык байланыштын ар кандай касиетин баалоо үчүн сунуш кылган. Полингдин аныктамасы боюнча СТЭ - молекуладагы же татаал иондогу атомдун байланыш пайда кылууга катышкан валенттик электрондорду өзүнө тартып алуу жөндөмдүүлүгү аталат. СТЭ обочолонгон атомго эмес, молекуладагы химиялык жактан байланышкан атомго таандык болгондуктан, атомдун электронго болгон ынактыгы боло албайт. Молекуладагы атомдун СТЭ, байланышты пайда кылган атомдордун, химиялык байланышты пайда кылууга катышкан жалпы электрондорду бири-биринен тартып алуу жөндөмдүүлүгүн көрсөтөт.

Бир жагынан элементтердин тере электрдүүлүгү эркин атомдордун сырткы электрондорун өзүнүн айланасында кармап турушу менен байланышта (иондошуу энергия) болсо, экинчи жагынан атомдордун дагы кошумча электрондорду тартып алуу касиеттери (атомдун электронго болгон тектештиги) байланышта. Ошондуктан, көпчүлүк учурларда тере электрдүүлүктү ушул эки энергиядан функция катарында карашат. Бул функция математикалык түрдө төмөндөгүдөй көрсөтүлөт:

$$СТЭ = \frac{1}{2}(I_1 + E_1)$$

мында, СТЭ - салыштырма тере электрдүүлүк;  $I_1$  - атомдун 1 - иондошуу энергиясы;  $E_1$  - атомдун электронго болгон тектештиги.

1.4-таблица

Полинг боюнча туруктуу кычкылдануу даражаларына жооп берген s-жана p-элементтердин салыштырма тере электрдүүлүктөрүнүн маанилери

| IA        | IIA       | IIIA     | IVA      | VA       | VIA      | VIIA     |
|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| -         | -         | -        | H<br>2,1 | -        | -        | -        |
| Li<br>1,0 | Be<br>1,5 | B<br>2,0 | C<br>2,5 | N<br>3,0 | O<br>3,5 | F<br>4,0 |
| -         | -         | -        | -        | -        | -        | -        |



|     |     |          |         |     |     |     |
|-----|-----|----------|---------|-----|-----|-----|
| Na  | Mg  | Al       | Si      | P   | S   | Cl  |
| 0.9 | 1.2 | 1.5      | 1.8     | 2.1 | 2.5 | 3.0 |
| -   | -   | -        | -       | -   | -   | -   |
| K   | Ca  | Ga       | Ge      | As  | Se  | Br  |
| 0.8 | 1.0 | 1.6      | 1.8     | 2.0 | 2.4 | 2.8 |
| -   | -   | -        | -       | -   | -   | -   |
| Rb  | Sr  | In       | Sn      | Sb  | Te  | I   |
| 0.8 | 1.0 | 1.7      | 1.8     | 1.9 | 2.1 | 2.5 |
| -   | -   | -        | -       | -   | -   | -   |
| Cs  | Ba  | Tl (III) | Pb (II) | Bi  | Po  | At  |
| 0.7 | 0.9 | 1.8      | 1.6     | 1.9 | 2.0 | 2.2 |

Элементтердин атомдорунун терс электрдүүлүгүнүн мааниси да мезгилдик законго баш ийет. Мисалы, 1.4-таблицада s, p элементтердин терс электрдүүлүктөрүнүн маанилери Полинг боюнча келтирилген. Бул таблицада терс электрдүүлүгү эң чоң болгон фтордун терс электрдүүлүгү, төрткө барабар деп алынган. Ал эми калган элементтердин атомдорунун терс электрдүүлүктөрү фторго салыштырылып эсептелинген.

d - элементтердин терс электрдүүлүктөрү 1,3тен 2,4кө чейинки интервалда өзгөрөт. Алардын ичинен терс электрдүүлүгү чоң элемент алтын ( $CTЭ = 2,4$ ) жана платина металлдары ( $CTЭ - 2,2$ ).

Таблицадан мезгилдерде солдон оңго карай элементтердин терс электрдүүлүгү өскөндүгү, ал эми топтордо жогортон төмөн карай терс электрдүүлүгү азайгандыгы көрүнүп турат. Металл эместерден пайда болгон кошулмалардын формулаларын жазганда терс электрдүүлүгү чоңураак болгон элемент ар дайым оң жагына жазылат:  $OF_2$ ,  $SiBr_2F_2$ ,  $SCl_2O$ ,  $Br_3N$ , ж.б.

### **? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

- 1- жана 2- мезгилдердеги элементтердин атомуунун түзүлүшүн түшүндүрүп электрондук формулаларын жазып бергиле?
2. Эмне үчүн инерттүү газдар химиялык жактан активсиз болушат?
3. Кайсы мезгилдерде биринчи жолу d жана f элементтери пайда болот?
4. Щелочтуу металлдардын пондору менен инерттүү газдардын электрондук формулаларын жазып, алардагы окшоштуктарды тапкыла?
5. Позитронду суутектин изотобу десе болобу? Эгер болсо түшүндүрүүгө аракет кылгыла?
6.  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  - нурларынын өзгөчөлүктөрүн түшүндүрүп бергиле?
7. Бир дЖ канча эВ го барабар?
8. Бир эВ канча дЖ го барабар?
9. Биринчи, экинчи, үчүнчү жана төртүнчү мезгилдерде канчадан элемент жайгаша алат?
10. Томсондун жана Резерфорддун атомдук моделдерин түшүндүрүп бергиле?
11. Суутектин изотопторун санап, айырмачылыктарын көрсөтүп бергиле?
12. Мезгилдик законду ким, кайсы жылы ачкан?
13. Химиялык элементтерди системалаштырууда Д.И. Менделеев мезгилдик законунун негизине эмнени колдонгон?
14. Мезгилдик закондун графикалык туюнтулушу эмне менен көрсөтүлгөн?
15. Мезгилдик системада жайгашкан орду боюнча көрсөтүлгөн элементтердин ичинен кайсынын терс электрдүүлүгү чоң?  
а) Cl; б) P; в) Al; г) S; д) Si
16. Салыштырмалуу атомдук массасынын өсүшүнө жараша, химиялык элементтердин касиеттери башкы топчолордо өйдөтөн төмөн карай кандайча өзгөрөт?
17. Төмөндөгү элементтердин ичинен кайсынысынын металл эместик касиеттери күчтүүрөөк: Cl, F, I, Br, At

- а) Cl; б) F; в) Br; г) I; д) At
18. Атом кандай жөнөкөй бөлүкчөлөрдөн турат?
19. Изотоптун массалык саны 53, жана электрондорунун саны 24 болсо, бул элементтин ядросундагы протон жана нейтрондордун сандарын көрсөтүп, элементти атагыла.
20.  $^{13}\text{N}$ ,  $^{123}\text{Sn}$ ,  $^{238}\text{U}$  изотопторунун ядролорунда канча нейтрон бар?
21. Мезгилдик системанын кошумча подгруппаларына кайсылар кирет?
22. Төмөнкү көрсөтүлгөн изотоптордун атомдорундагы нейтрондордун саны канчага барабар?  $^{13}\text{N}$ ,  $^{110}\text{Sn}$ ,  $^{238}\text{U}$ ?
- а) 8, 69, 146; б) 7, 60, 150; в) 8, 69, 60; г) 69, 143, 60; д) 60, 15, 8;
23. Группада химиялык элементтин кайсы касиети ядронун зарядынын өсүшү менен күчөйт?
24. Элементтерди калыбына келтиргич касиеттеринин начарлашы боюнча катарга тизгиле. 1. Ca, 2. Be, 3. Sr, 4. Ba, 5. Mg
- а) 4, 3, 1, 5, 2; б) 2, 5, 1, 4, 3; в) 1, 5, 2, 4, 3; г) 2, 5, 1, 3, 4; д) 3, 4, 1, 5, 2;
25. Элементтердин мезгилдик системада жайланышы боюнча төмөнкү оксиддердин катарды белгилегиле. 1.  $\text{PbO}_2$ , 2.  $\text{CO}_2$ , 3.  $\text{GeO}_2$ , 4.  $\text{SnO}_2$ , 5.  $\text{SiO}_2$  кислоталык касиеттери өсүшү боюнча туура көрсөтүлгөн
- а) 1, 2, 3, 4, 5; б) 2, 5, 3, 1, 4; в) 1, 4, 3, 5, 2; г) 1, 4, 3, 2, 5; д) 2, 5, 3, 4, 1;
26. Мезгилдик системада галогендердин катар номерлери өсүшү менен кайсы касиеттеринин өсүшү байкалат?
27. Кайсы элементтин металлдык касиети күчтүүрөөк: Li, Na, K, Rb, Cs
28. IV, V топтун негизги топчосунда жайгашкан элементтердин кайсынысы абадан жеңил суутектик бирикмелерди пайда кылат?
29. Атом ядросунун протон-нейтрондук теориясын ким, кайсы жылы сунуш кылган?
30. Атомдун ядросундагы нейтрондун санын кайсы формула менен аныктайт?
- а)  $N=A-Z$ ; б)  $N=A+Z$ ; в)  $N=2n^2$ ; г)  $A_1=Z-N$ ; д)  $A_1=Z+N$ ;
31. Жездин салыштырма атомдук массасы 63,54. Ал туруктуу эки изотоптон турат:  $^{63}\text{Cu}$ ,  $^{65}\text{Cu}$ . Жаратылыштагы жездин изотопторунун проценттик үлүшүн аныктагыла, жана изотоптордун ядросундагы нейтрондордун санын көрсөткүлө.
32. Химиялык элемент деп эмнени айтабыз?
33. Изотоптун массалык саны 31, атомундагы нейтрондун саны 16. Бул кайсы элемент жана анын катар номери канча?
34. Бериллий атомуунун электрондук формуласы:
- а)  $1s^2 2s^2$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$ ; г)  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; д)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ ;
35. Атомдун электрондук формуласы  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Бул кайсы элемент?
36. s-, p-, d-, f- орбиталдарындагы мүмкүн болгон максималдуу электрондордун саны:
37. Хром атомуунун электрондору канча энергетикалык деңгээлде жайгашкан?
38. Кайсы мезгилден баштап атомдордун 5f-деңгээли электрондор менен толуктала баштайт?
39. Төмөнкү электрондук формулалардан туура эмес (мүмкүн эмес) формуланы көрсөткүлө? а)  $1s^1$ ; б)  $5d^6$ ; в)  $3f^7$ ; г)  $2p^5$ ; д)  $4f^5$ ;
40. Катар номери 14 болгон элементтин атомунда канча бош p-орбиталдары бар?
41. Элементтердин атомуунун сырткы электрондук конфигурациясы  $4s^2 4p^2$  болсо, бул элемент кайсы группада жана кайсы мезгилде жайланышкан?
42. Энергетикалык деңгээлдеги жалпы электрондордун санын кандай формула менен аныкталат?

## 5) ХИМИЯЛЫК БАЙЛАНЫШ

Химиялык элементтер жаратылышта негизинен атомдор түрүндө эмес, жөнөкөй жана татаал заттар түрүндө кездешет. Асыл газдар гана - гелий, неон, аргон, криптон жана ксенон табиятта атомдук абалда кездешет. Бул асыл газдардын атомдорунун электрондук катмарларынын туруктуулугу менен түшүндүрүлөт. Башка бардык жөнөкөй жана татаал заттарда атомдор бири-бири менен химиялык байланыштар аркылуу би-

риккен абалда болот. Химиялык байланыштардын негизинде элементтердин атомдору бири-бири менен кошулуп молекулаларды, иондорду жана эркин радикалдарды пайда кылат.

Химиялык байланыш азыркы көз караш боюнча электрдик жаратылышка ээ. Анын пайда болушуна көбүнчө атомдун сырткы электрондору катышат. Заттарда же молекулаларда атомдорду же иондорду бири-биринин жанында кармап турууга жөндөмдүү болгон электростатикалык тартылуу күчтөр таасир этип турат. Бул тартылуу күчтөрдүн мааниси абдан чоң. Алардын жардамында атомдор молекулаларда кармалып турат.

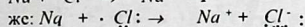
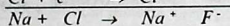
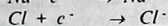
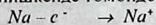
Атомдор бири-бири менен валенттүүлүгүнө жараша байланышат.

**Валенттүүлүк** кандайдыр бир элементтин атомунун башка элементтин белгилүү сандагы атому менен кошулманы пайда кылуу жөндөмдүүлүгүнүн сандык көрсөткүчү болуп эсептелинет. Химияда суутектин валенттүүлүгү бирге барабар деп, ал эми калган элементтердин атомдорунун валенттүүлүктөрү суутектин атомунун валенттүүлүгүнө салыштырып аныкталынат. Валенттүүлүк каралып жаткан элементтин абалынан, аны менен реакцияга кирген бөлүкчөлөрдүн жаратылышынан жана реакциянын шартынан көз каранды.

Химиялык байланыштардын бир нече типтери белгилүү. Алардын ичинен маанилүүлөрү - *иондук, коваленттик, металлдык жана суутектик* байланыштар.

### **Иондук байланыш**

Жогоруда сөз кылгандай химиялык байланыш азыркы көз караш боюнча электрдик жаратылышка ээ. Терс электрдүүлүгү боюнча бири - биринен кескин айырмаланган атомдор өз ара аракеттенишкенде, электрон терс электрдүүлүгү кичине болгон атомдон терс электрдүүлүгү чоң болгон атомго өтүп, иондор пайда болот. Мисалы, натрийдин атому (терс электрдүүлүгү 0,9) хлордун атому (терс электрдүүлүгү 3,5) менен аракеттенишкенде төмөндөгүдөй процесстер жүрөт:

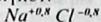


Байланыштын пайда болуу схемасында атомдун сырткы энергетикалык деңгээлиндеги жупташпаган жалгыз электронду бир чекит, ал эми жупташкан электрондорду кош чекит менен белгилөө кабыл алынган. Пайда болгон электрондук жуп, терс электрдүүлүгү чоң болгон атомго биротоло өтүшүнүн натыйжасында, терс электрдүүлүгү чоң болгон атом терс ионго айланат. Ал эми өзүнүн электронунан ажыраган терс электрдүүлүгү кичине болгон атом оң ионго айланат. Пайда болгон заряддалган бөлүкчөлөр иондор деп аталат. Мындай иондор электростатикалык тартылуу жана түртүлүү күчтөрүнүн негизинде бири-биринин жанында кармалып турат.



*Иондордун ортосунда электростатикалык тартылуу күчтөрдүн натыйжасында пайда болгон химиялык байланыш иондук байланыш деп аталат.*

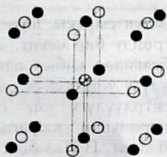
Тажрыйбалык изилдөөлөр жана кванттык-механикалык эсептөөлөр көрсөткөндөй, идеалдык иондук байланыш болбойт. Щелочтуу металлдар менен галогендер өз ара аракеттенишкенде да электрон толугу менен галогенге өтүп кетпейт. Электрондор галогендин айланасында жогорку электрондук тыгыздыкты пайда кылуу менен жылат. Мисалы,  $NaCl$  дун бир молекуласында эффективдүү заряддар төмөндөгүдөй бөлүнөт:



Иондук химиялык байланыш каныгуу менен багыттуулукка жана ошондой эле химиялык байланыш пайда болгон областта жогорку электрондук тыгыздыкка ээ эмес. Ар бир ион, турган ордуна карабастан, сфералык электрдик талаа менен курчалып, башка иондорго жана ошондой эле талаа менен таасир этип турат. Бул талаанын өз ара аракет этүү күчтөрү Кулондун законунун негизинде иондордун ортосундагы аралыктан жана заряддын чоңдугунан көз каранды.

Иондук химиялык байланышта каныгуу менен багыттуулук жок болгондугуна байланыштуу, ал иондук кристаллдардан турган полимердик түзүлүштөгү молекулалардын пайда болушуна алып келет. Ар бир мындай иондук кристалл, кристаллдын бетинде жаңы оң жана терс иондордун кристаллдашуусунун негизинде чоңоё берет.

Иондук байланыштан пайда болгон бирикмелерди иондук бирикмелер деп айтабыз. Бардык иондук бирикмелер катуу абалында кристалл түрүндө болушат. Химиялык байланыштын жаратылышына жараша кристаллдар кристаллдык торчолордун бир нече типтерине бөлүнөт: иондук, атомдук, молекулалык, металлдык (4.1- жана 4.2-сүрөттөр). Кристаллдык торчодогу ар бир ион бир нече башка иондор менен байланышта тургандыктан, валенттүүлүктү иондук байланышка колдонууга болбойт. Кристаллдардын түзүлүшүн жана формаларын кристаллография изилдейт. Ал эми кристаллдардын касиеттери менен алардын түзүлүшүнүн ортосундагы байланыштарды кристаллохимия окуп үйрөтөт.



4.1-сүрөт.  $NaCl$  дун кристаллдык торчосу:

- хлорид иону - анион;
- натрий иону - катион.

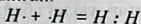
## Коваленттик байланыш



Иондук байланыштан айырмаланып терс электрдүүлүктөрү боюнча бири бирине жакын атомдордун ортосундагы байланыш негизинен коваленттик байланыш болот. Мисалы, коваленттик байланыштын негизинде суутектин молекуласынын ( $H_2$ ) пайда болушун карап көрөлү. Суутектин атомунун электрондук катмары  $1s^1$ . Сырткы энергетикалык деңгээлдин толукталышына дагы бир электрон жетпейт. Суутектин эки атому бири-бирине жакындашканда өз ара аракеттенишип, жупташкан электрондор пайда болот:



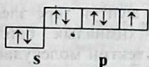
Коваленттик байланыштын пайда болуу схемасында атомдун сырткы энергетикалык деңгээлиндеги жупташпаган жалгыз электронду бир чекит, ал эми жупташкан электрондорду кош чекит менен белгилөө кабыл алынган:



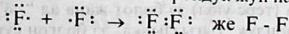
Көпчүлүк учурда жалпы жуп электронду же коваленттик байланышты сызыкча менен белгилешет, мисалы  $H-H$ . Карама-каршы спиндеги электрондору бар суутектин атомдорунун s-орбиталдарынын булутчаларынын бири-бирин жаап калышынын натыйжасында жалпы электрондук жуп пайда болот. Орбиталардын бирин-бирин жапкан областарында электрондордун тыгыздыгы жогору болот.

*Жупташкан электрондор аркылуу пайда болгон химиялык байланыштын түрү - коваленттик байланыш деп аталат.*

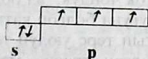
Фтордун молекуласында коваленттик байланыштын пайда болушун карап көрөбүз. Фтордун атомунун сырткы энергетикалык деңгээлинде 7 электрон бар. Анын жупташпаган бир электрону 2p-деңгээлчесинде жайланышкан:



Фтордун эки атому жакындашканда 2p-деңгээлчелериндеги жупташпаган электрондордун булутчалары бири-бирин жаап калышынын натыйжасында жалпы электрондук жуп пайда болот:



Эки атомдун ортосунда эки же үч жалпы электрондук жуптарды пайда кылуучу молекулалар да кездешет. Мындай коваленттик байланыштарды кош жана үчтүк байланыштар, ал эми аларды жалпысынан эселик байланыштар деп аташат. Мисалы, азоттун  $N_2$  молекуласында химиялык байланыштын пайда болушу үчүн анын ар бир атомунан үчтөн электрон катышат:



Бул учурда үч жалпы электрондук жуп пайда болот:

:N :: N : же N ≡ N

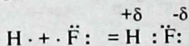
Мына ошентип, коваленттик байланыш бир же бир нече жалпы электрондук жуптардан пайда болот.

Химиялык байланыштын, анын ичинде коваленттик байланыштын негизги мүнөздөмөлөрү - анын уюлдуулугу, энергиясы жана узундугу болуп саналат. Коваленттик байланыштын өзгөчө касиети - анын багыттуулугунда.

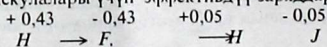
Эгерде жалпы электрондук жуптар атомдорго салыштырмалуу симметриялуу болсо, анда мындай байланыштар уюлсуз коваленттик байланыштар деп аталат. Уюлсуз коваленттик байланыш терс электрдүүлүгү бирдей болгон атомдордун өз ара аракеттенүүсүнүн натыйжасында пайда болот. Жогоруда келтирилген мисалдарда -  $H_2$ ,  $F_2$  жана  $N_2$  молекулаларындагы коваленттик байланыштар уюлсуз байланыштар болуп эсептелинет.

Терс электрдүүлүгү менен айырмаланышкан атомдордун ортосунда пайда болгон коваленттик байланыш уюлдуу коваленттик байланыш деп аталат. Уюлдуу байланышта жалпы электрондук жуп терс электрдүүлүгү чоң болгон атомду көздөй жылышкан абалда болот. Электрондук жуптар кайсы атомду карай жылган болсо, ал бир аз терс зарядга, ал эми 2-атом бир аз оң зарядга ээ болот.

Суутектин атомунун s-орбиталынын жана фтор атомунун p-орбиталынын электрондоруна пайда болгон жалпы электрондук жуп, фтордуу суутектин молекуласын пайда кылат.  $H - F$  байланышынын схемасы:



Химиялык байланышта электрондук жуптун терс электрдүүлүгү жогору болгон атомду көздөй жылышы химиялык байланыштын уюлдуу болуусу деп аталат. Демек, фтордуу суутектин молекуласындагы байланыш уюлдуу байланыш болот, анткени фтордун атомунун электронго болгон тектештиги суутектин атомуна салыштырганда чоң. Ошол себептен фтордун яросунун жанында электрондук тыгыздык чоң болот. Б.а. фтордун атому бир аз терс зарядга (терс уюл) ээ болот жана ал "- δ" менен белгиленет. Ал эми аз электрондук тыгыздыкка ээ болгон суутектин атому бир аз оң зарядга (оң уюл) ээ болот, ал схемада "+ δ" менен белгиленет. Уюлдагы заряддар *эффективдүү заряддар* деп аталып, алардын чоңдугу цифра түрүндө да белгиленет. Мисалы  $HF$  жана  $HI$  молекулалары үчүн эффективдүү заряддар төмөндөгүдөй белгиленет.



Эффективдүү заряд - өлчөмү жок чоңдук, ал болгон заряддын чоңдугун электрондун зарядынын чоңдугуна болгон катышы катарында аныкталат. Молекуладагы байланыштын терс уюлун терс электрдүүлүгү жогору болгон атомду карай багытталган стрелка менен көрсөтүүгө болот:



Демек, галогендердин катар номеринин өсүшү менен галогендүү суутек молекулаларынын уюлдуулугу азаят. Мындан төмөндөгүдөй тыянак чыгарса болот: *байланышта турган атомдордун эффективдүү заряддарынын өлчөмдөрү бирге жакын болсо, байланыш иондук болот. Эффективдүү заряддарынын өлчөмдөрү бирден азайган сайын байланыш иондук байланыштан уюлдуу коваленттик байланышка өтүп, ал эми эффективдүү заряддарынын өлчөмдөрү нөлгө барабар болгондо уюлсуз коваленттик байланыш болот.*

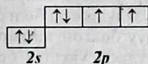
**Коваленттик байланыштын касиеттери.** Химиялык байланыштын бекемдиги байланыш энергиясы менен, б.а. байланышты үзүү үчүн жумшалган энергия менен мүнөздөлөт. Химиялык байланышты үзүү энергиясынын мааниси заттын 1 молекула карата эсептелинет. Кээ бир коваленттик байланыштардын энергиялары төмөндө көрсөтүлгөн:

| Молекула                       | H-H  | F-F  | Cl-Cl | Br-Br | I-I  | H-F  | H-Cl | H-Br | H-I  |
|--------------------------------|------|------|-------|-------|------|------|------|------|------|
| Энергиясы, кДж/моль            | -432 | -159 | -243  | -194  | -153 | -566 | -432 | -366 | -298 |
| Ядролор ортосундагы аралык, нм | 0.74 | 1.42 | 1.99  | 2.28  | 2.67 | 0.92 | 1.28 | 1.41 | 1.61 |

**Байланыш узундугу** - байланышты пайда кылган атомдордун ядролорунун ортосундагы аралык. Галогендүү суутектерде байланыш энергияларынын бир калыпта азайышы, молекулаларындагы атомдор ортосундагы аралыктын чоңоюшу менен түшүндүрүлөт.

Эселик байланыштар жөнөкөй байланыштарга караганда кыска болорун көмүртек-көмүртек байланыштарынан мисал келтирсек болот: жөнөкөй байланыштын узундугу:  $C - C$  0,154 нм, кош байланыштыкы:  $C = C$  0,134 нм, үчтүк байланыштыкы:  $C \equiv C$  0,120 нм. ге барабар.

**Коваленттик байланыштар багыттуу болушат.** Суунун молекуласындагы коваленттик байланыштардын багыттуулугун карап көрөбүз. Суунун составына кирген кычкылтектин атомунун электрондук катмары мындай формула менен туюнтулат:



Кычкылтектин атомунун эки p-орбиталындагы 2 жупташпаган электрондору бири-бирине  $90^\circ$  тук бурч менен багытталган. Бул p - орбиталдар суутектин атомдорунун s-орбиталдары менен жабылат. Натыйжада, байланыштары бири-бирине бурч менен багытталган молекула пайда болот. Суутек атомдорунун өз ара түртүшүүсүнүн натыйжасында суунун молекуласындагы байланыштардын ортосундагы бурч чоңоюп  $104,5^\circ$  ка барабар болуп калат. Суунун молекуласындагы коваленттик байланыштар суутектин атомдорун көздөй багытталган болот.

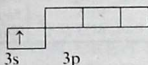
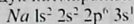




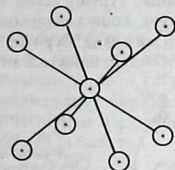


## Металлдык байланыш

Көпчүлүк металлдар катуу абалында кристаллдык заттарга таандык болушат. 1.4 - сүрөттө натрийдин металлдык кристаллдык торчосу көрсөтүлгөн. Кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө металлдын атомдору жайланышкан. Натрийдин ар бир атому сегиз башка атомдору менен байланышып турганы көрүнүп турат. Натрийдин атомунун электрондук катмарынын түзүлүшү мындай формула менен туюнтулат:



Натрийдин атомунун сырткы энергетикалык деңгээлиндеги 4 орбиталында оңой берүүчү бир валенттик электрону бар. Ал химиялык байланыштын пайда болушуна катышат. Натрийдин кристаллында электрондор орбиталдарга караганда бир топ аз болгондуктан, электрондордун бир орбиталдан экинчи орбиталга эркин которулуп жүрүшүнө мүмкүнчүлүк түзүлөт. Металлдардагы мындай кыймылдуу электрондорду жалпыланган электрондор же *электрондук газ* деп аташат. Ошондуктан, металлдык байланыш деп, жалпыланган электрондордун жардамы менен кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө жайланышкан металлдардын атомдорун кармап турган түзүлүштү атоого болот.



1.4-сүрөт. Натрийдин металлдык кристаллдык торчосу

## Атомдук орбиталдардын гибриддешүүсү жана молекулалардын геометриясы

VIA-подгруппанын элементтеринин суутектик кошулмаларында ( $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ), бурчтары  $90^\circ$ ка жакын болгон эки коваленттик байланыш пайда болот. Алардын атомдорунун р-булуттары, суутектин s-булуттары менен жабылат (1.5а-сүрөт). Бир гана суунун молекуласындагы *НОН* байланыштын бурчу  $104,5^\circ$  барабар (1.5-таблица).

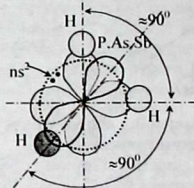
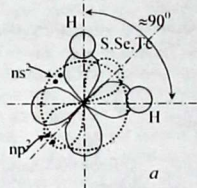
VA-подгруппанын элементтеринин суутект менен болгон кошулмаларынын молекулаларында ( $PH_3$ ,  $AsH_3$ ,  $SbH_3$ ) байланыштарынын ортосундагы бурчу  $90^\circ$ ка жакын болгондугу, жупташпаган үч р-орбиталдарынын өз ара жайгашуусу менен түшүндүрүлөт. Бул подгруппада аммиактын молекуласындагы байланыштарынын ортосундагы бурчу  $107,3^\circ$ ка барабар (1.5б-сүрөт).

4.1-таблица

IVA-, VA- жана VIA-подгруппалардагы элементтердин суутектүү кошулмаларынын

| VIA- подгруппа |   | VA -подгруппа |   | IVA- подгруппа |   |
|----------------|---|---------------|---|----------------|---|
| Формула        | Байланыштын ортосундагы бурчтун мааниси. <sup>0</sup> менен | Формула       | Байланыштын ортосундагы бурчтун мааниси. <sup>0</sup> менен | Формула        | Байланыштын ортосундагы бурчтун мааниси. <sup>0</sup> менен |
| $H_2O$         | 104,5   | $NH_3$        | 107,3   | $CH_4$         | 109,5   |
| $H_2S$         | 92,2  | $PH_3$        | 93,3  | $SiH_4$        | 109,5   |
| $H_2Se$        | 91,0  | $AsH_3$       | 91,5  | $GeH_4$        | 109,5   |
| $H_2Te$        | 88,5  | $SbH_3$       | 91,3  | $SnH_4$        | 109,5   |

IVA -группасынын суутектик кошумаларынын жана кээ бир молекулалардын геометриясын ВВ методу боюнча түшүндүрүү кыйын. IVA - подгруппасынын элементтеринин атомдорунун дүүлүккөн абалдарында төрттөн жупташпаган электрондору болот: s - орбиталда бирөө жана p-орбиталда үчөө. VIA- подгруппанын элементтеринин p-электрондорунун булутчалары менен суутектин s - булутчаларынын жабылышынан пайда болгон үч s-p байланыштарынын узундугу менен энергиялары бирдей болуп, бири-бирине  $90^0$  бурч менен жайланышы керек эле. Ал эми төртүнчү байланышы IVA - элементтеринин s-булутчалары менен суутектин s- булутчаларынан пайда болуп, баштапкы үч s-p байланыштарынан энергиясы жана узундугу боюнча айырмаланып турушу керек эле. Бирок, IVA-подгруппанын элементтеринин суутектик кошумаларынын байланыштарынын энергиясы, узундуктары бирдей жана бурчтары  $109,5^0$ ка барабар болуп, тетраэдрдик формага ээ болгондугу аныкталган.



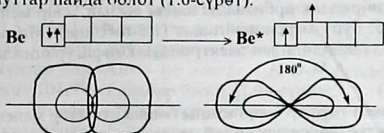
1.5-сүрөт. Суутектүү кошумалардын молекулаларындагы электрондук булутчалардын бири - бири жабышы

IVA-подгруппанын суутектин кошумаларынын, суунун, аммиактын ж.б. молекулалардын геометриясын ВВ-методу боюнча түшүндүрүү кыйын болгондуктан, мындай молекулалардын түзүлүшү **атомдук орбиталдардын гибриддешүүсү** деп аталган метод боюнча аныкталынат.

Поллинг менен Слэйтер энергиясы боюнча бирдей орбиталдардын химиялык байланышынын энергияларын эсептөөдө, гибриддик деп аталган орбиталдар менен алмаштырууга мүмкүн деп эсептешкен.

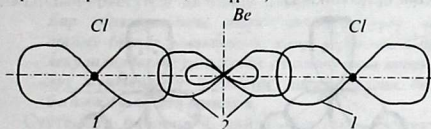
**sp - гибриддик** орбиталдар бир s- жана бир p-орбиталдардан пайда болот. Гибриддик орбиталдардын саны аны пайда кылган баштапкы орбиталдардын суммасына барабар. Мисалы:  $Be$  дүүлүккөндө  $2s-$

орбиталынан 2p-орбиталга бир электрон өтүп эки sp- электрондук булуттар пайда болот (1.6-сүрөт):



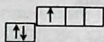
1.6- сүрөт. Бир атомдун эки sp - орбиталдарынын мейкиндикте өз ара жайгашышы

Эки sp-гибриддик булуттардын түртүлүүсүнүн натыйжасында алардын ортосундагы бурчтун чоңдугу  $180^\circ$  ка барабар болот. Анын негизинде бардык үч атому тең бир түз сызыкта жайгашат. Мисалы:  $BeCl_2$ ,  $BeBr_2$ ,  $Be(CH_3)_2$ ,  $ZnCl_2$ ,  $CO_2$  ж.б. молекулалардын түзүлүшү борбордук атомдордун (Be, Zn, C) орбиталдарынын sp - гибриддешүүсүнүн негизинде молекула түз сызыкта жайланышып, эки байланыштын багыттары карама-каршы болот (1.7-сүрөт).

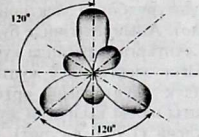


1.7-сүрөт. Үч атомдуу  $BeCl_2$  молекуласынын сызыктуу түзүлүшү

**$sp^2$  - гибриддешүү.** Үч баштапкы орбиталдардан (бир s-орбиталь жана эки p - орбиталь) бурчтары бири-бирине  $120^\circ$  болгон, бир тегиздикте жайгашкан үч  $sp^2$  - гибриддешкен орбиталь пайда болот (1.8-сүрөт).  $sp^2$  - гибриддешүү бордун көпчүлүк кошулмаларына мүнөздүү. Мында бордун атомунун электрондук конфигурациясы  $2s^1 2p^2$  жупташпаган үч электрон пайда болот:

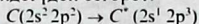


Бордун электрондук орбиталдарынын гибриддешүүсүнүн негизинде эквиваленттүү  $sp^2$ -гибриддик орбиталдары пайда болот. Бордун бул үч орбиталы башка атомдордун электрондук орбиталдары менен жабылганда энергиясы жана байланыш узундуктары эквиваленттүү болгон үч байланыш пайда болот.



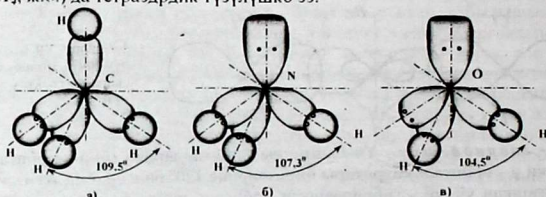
1.8-сүрөт. Үч  $sp^2$  - гибриддешкен орбиталдардын мейкиндиктеги өз ара жайгашышы

$sp^3$  - гибриddешүү. Бул учурда борбордук атомдун бир s -жана үч p - орбиталдары төрт  $sp^3$  гибридик орбиталды пайда кылып, алар мейкиндикте бири-бирине  $109,5^\circ$  бурч менен жайгашат (1.5-таблица). Мисалы, көмүртектин атому дүүлүккөндө анын электрондук конфигурациясы төмөндөгүдөй өзгөрөт:



Көмүртектин гибриddешкен төрт  $sp^3$  - орбиталы башка атомдор менен аракеттенишкенде 1.9а-сүрөттө көрсөтүлгөндөй молекула пайда болот. Мында, борбордук атомдун (C) байланыш пайда кылуучу төрт гибридик орбиталы тетраэдрдин чокуларына багытталган.

$sp^3$  - орбиталдар башка атомдордун орбиталдары менен жабылышынын негизинде эквиваленттүү төрт байланышты пайда кылуу көмүртектин атомуна ( $CH_4$ ,  $CF_4$ ,  $CCl_4$ ) мүнөздүү. Ошондой эле IVA-подгруппасынын элементтеринин кошулмалары ( $SiH_4$ ,  $GeH_4$ ,  $SiF_4$ ,  $SiBr_4$ ,  $BeCl_4$ , ж.б.) да тетраэдрдик түзүлүшкө ээ.



1.9-сүрөт. Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптардын молекулалардын түзүлүшүнө тийгизген таасири: а-метандын молекуласында электрондук жуп жок; б-аммиактын молекуласында бир электрондук жуп бар; в-суунун молекуласында эки электрондук жуп бар.

### Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптардын гибридик орбиталдардын абалына тийгизген таасири

Бардык каралган мисалдарда гибридик орбиталдарга жанаша жупташпаган электрондор гана жайланышкан. Бирок, кээ бир учурларда гибридик орбиталдар бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен жанаша жайланышкан учурлар кездешет. Ал молекуланын геометриясына таасирин тийгизет. Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар өзүнүн гана атомунун таасири астында, ал эми байланышкан жуптар эки ядронун аракетин астында болот, ошондуктан бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар өзүнүн атомунун ядросуна жакын болот. Анын негизинде бул жуптар бири-бирине байланышкан электрондук жуптарга караганда күчтүүрөөк түртөт. Графикалык түрдө бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен байланышты пайда кылган электрондук жуптардын ортосундагы түртүлүү күчтү көрсөтүү үчүн, байланышты пайда кылбаган жуптардын булуттары көлөмү боюнча чоң көрсөтүлгөн (1.9 б, в-сүрөт). Мисалы, 1.9б-сүрөттө аммиактын молекуласындагы азоттун атомундагы бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптардын көлөмдөрү чоң болуп



көрсөтүлгүн. Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен байланышты пайда кылган электрондук жуптардын өз ара түртүлүү күчтөрүнүн негизинде *H-N-H* байланыштарынын ортосундагы бурч  $107,3''$ ка чейин азаят (1.5-табл.). Мындан да чоң түртүлүү күчү суунун молекуласында байкалат. Себеби, кычкылтектин атомунда эки бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар бар. Анын негизинде *H-O-H* байланыштарынын ортосундагы бурч  $104,5''$ ка барабар болот (1.9в-сүрөт).

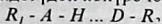
Эгерде бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар донордук акцептордук байланыштын негизинде байланышты пайда кылган жуптарга айланса, анда жаны жана баштапкы байланыштардын ортосундагы түртүлүү күчтөрү бирдей болуп, байланыштардын ортосундагы бурчтар бирдей болуп калат. Мисалы, бул аммиактын молекуласынан аммонийдин катионунун пайда болушунда байкалат.

### Молекулалардын ортосундагы химиялык байланыштар

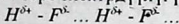
Химиялык байланыштар атомдордун ортосундагы гана эмес, молекулалардын ортосунда да пайда болот.

*Бир молекуладагы терс электрдүүлүгү чоң болгон элементтин атому (фтор, кычкылтек, хлор, азот жана бром) менен башка молекулалардагы суутектин атомдорунун ортосундагы өз ара тартылуу күчтөрүнүн негизинде пайда болгон байланыш суутектик байланыш деп аталат.*

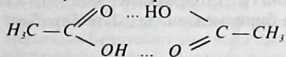
Суутектик байланыш пайда болгондо суутектин атому катышкан төмөндөгүдөй көпүрөчө түзүлөт:



мында  $R_1$  менен  $R_2$  - өз ара аракеттенишкен молекулалардын калдыктары;  $A$  - электрондордун акцептору;  $D$  - электрондордун донорлору;  $A$  менен  $D$  - терс электрдүүлүгү чоң элементтердин атомдору, мисалы:



мында биринчи молекуладагы фтор электрондун донору, ал эми суутек электрондун акцептору. Суутектик байланыш суунун жана башка көптөгөн органикалык бирикмелердин молекулаларынын ортосунда да пайда болот. Мисалы: уксус кислотасында суутектик байланыштын негизинде төмөндөгүдөй *димер* пайда болот:



Ар түрдүү уюлдуу молекулалардын ортосунда жана ошондой эле сырткы электр талаанын таасири астында диполдорго айлануучу уюлсуз молекулалардын ортосунда да байланыштар пайда болушу мүмкүн. Мында, молекулалардын карама-каршы заряддалган учтарынын өз ара тартылуусу байкалат. Мындай аракет этүүчү күчтөрдү *ван-дер-ваальс күчтөрү* деп аташат. Ван-дер-ваальс күчтөрүнүн таасири астында молекулалык типтеги кристаллдык торчого ээ болгон кристаллдар да пайда болот. Кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө молекулалар жайланы-

шат. Мисалы, иод, азот жана суутек катуу абалдарында молекулалык кристаллдарды пайда кылат.

### Валенттүүлүк жана кычкылдануу даража

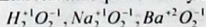
Химиянын негизги түшүнүктөрүнүн бири валенттүүлүк. Илимдин өнүгүшү менен бул түшүнүктүн мааниси көп өзгөргөн. Азыркы мезгилде валенттүүлүк деп, атомдордун башка бир атомдор менен белгилүү сандагы химиялык байланыштарды (коваленттик) пайда кылуу жөдөмдүүлүгүн айтышат. Суутектин атому бир коваленттик байланышты пайда кылса, бир валенттүү, көмүртектин атому 4 коваленттик байланышты пайда кылса, 4 валенттүү болот.

«Валенттүүлүк» түшүнүгүн молекулалык структурага ээ болгон заттарга гана пайдаланууга болот. Ал эми көпчүлүк органикалык эмес заттар кристаллдык заттар болгондуктан, алардын валенттүүлүгүнүн сандык мүнөздөмөсүн аныктоого мүмкүн эмес. Мындай заттарда, атомдордун химиялык байланыштарды пайда кылуу жөдөмдүүлүгүн аныктоодо «кычкылдануу даража» түшүнүгүн пайдалануу ыңгайлуу.

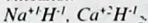
Заттар иондордон турат деп божомолдогондогу атомдордун шарттуу зарядын *кычкылдануу даража* деп аташат. Бирикмелердеги бардык атомдордун *кычкылдануу даражаларынын суммасы нөлгө* барабар болот.

Кычкылдануу даража оң жана терс маанилерге ээ. Ал атомдун белгисинин үстүнө плюс же минус белгилери менен биргө араб цифрасы түрүндө жазылат. Мисалы;  $K^{+1} Cl^{-1}$ . Кээ бир атомдор туруктуу кычкылдануу даражасына ээ болот. Мисалы, фтордун кычкылдануу даражасы -1 ге, литий, натрий, калий, рубидий, цезий жана францийдики +1 ге, магний, кальций, стронций, барий жана цинктики +2 ге, алюминийдики +3 кө барабар.

Кычкылтек дээрлик бардык учурда -2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Кээ бир бирикмелерде гана анын кычкылдануу даражасы -1 же башка маанилерге ээ болушу мүмкүн, мисалы,

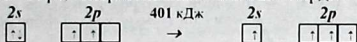


Суутектин кычкылдануу даражасы көпчүлүк бирикмелеринде +1, ал эми кээ бир металлдар менен болгон бирикмелеринде -1 ге барабар, мисалы:



Көпчүлүк учурларда валенттүүлүк менен кычкылдануу даражанын сан маанилери бири-бирине дал келбейт. Мисалы, көмүртектин негизги абалындагы электрондук конфигурациясы:  $2s^2 2p^2$ , мында  $p=AO$  да эки жупташбаган 2 валенттик электрондору бар. Көмүртектин негизги абалында 3 коваленттик байланышты пайда кылат: жупташпаган  $2p$  электрону менен алмашуу механизми боюнча 2 жана бир бош  $2p$ -орбиталы боюнча донордук - акцептордук. Ушундай жол менен  $CO$  кычкылында байланыш пайда болот, мында пайдаланбаган  $2s$ -орбиталында 2 жуп электрону калат. Бул 2 жуп электрон металлдардын карбонилдерин пайда кылуусунда катышат.

Көмүртек дүүлүккөндө  $2s$  орбиталдагы жуп электрондун бири  $2p$  орбиталга өтүп, энергетикалык жактан бирдей төрт электрон пайда болот:



Дүүлүккөн көмүртек валенттүүлүгү дайыма 4 болгон бирикмелерди пайда кылса, ал эми кычкылдануу даражалары  $-4$ төн  $+4$ кө чейин өзгөрөт. Мисалы, метанда көмүртектин кычкылдануу даражасы  $-4$ , этиленде  $-2$ , ацетиленде  $-1$ , төрт хлордуу көмүртектенде  $+4$ .

**? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

- Уюлсуз коваленттик байланыш деген эмне?
- Төмөндөгү заттардын кайсыларынын молекулалары уюлсуз коваленттик байланышта?
  - $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CH}_4$
  - $\text{H}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$
  - $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$
  - $\text{CH}_4$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$
- Кайсы кошумда коваленттик байланыш донор-акцептордук механизм боюнча түзүлгөн?
  - $\text{N}_2$
  - $\text{HCl}$
  - $\text{NO}_2$
  - $\text{NH}_3$
  - $\text{NH}_4\text{Cl}$
- Аммиак молекуласына кайсы химиялык байланыш мүнөздүү?
- Төмөнкү көрсөтүлгөн заттардын кайсынысынын молекуласында коваленттик байланышы бар?
  - $\text{NaCl}$
  - $\text{HCl}$
  - $\text{Na}_2\text{O}$
  - $\text{CaCl}_2$
- Төмөнкү көрсөтүлгөн схемадагы молекулаларда уюлдуу байланыштар кандай өзгөрөт:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$ ?
  - уюлдуу байланыштар өзгөрбөйт
  - химиялык байланыштын уюлдуулугу азаят
  - химиялык байланыштын уюлдуулугу көбөйөт
- II-мезгилде жайгашкан элементтердин жогорку оксидиндеги химиялык байланыштар кандай өзгөрөт?
- Төмөнкү заттардын кайсы тобуна молекулалык торчо мүнөздүү?
  - $\text{C}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{Br}_2$
  - $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2\text{Na}$
  - $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HCl}$  (т.с.)
  - $\text{Na}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Si}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{Cl}_2$
- Кандай атомдорду электрондордун донору деп айтабыз?
- Азоттун молекуласынын валенттүүлүгүн жана кычкылдануу даражасын көрсөткүлө.
  - $3$ ,  $+3$
  - $3$ ,  $0$
  - $1$ ,  $0$
  - $3$ ,  $-3$
  - $2$ ,  $-2$
- Кайсы топтогу заттардын молекулаларына иондуу байланыш мүнөздүү?
  - $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_3$
  - $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Cl}_2$
  - $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CaO}$
  - $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_3$
  - $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{KOH}$
- Иондук байланыш деп кандай байланышты айтабыз?
- Металлдык байланыш кайсы затта пайда болот?
  - көмүр кычкыл газында
  - азотто
  - натрий хлоридинде
  - жезде
  - суутекте
- Төмөнкү көрсөтүлгөн заттардын кайсыларына мейкиндик изомерия мүнөздүү?
  - n-бутан; изобутан
  - 1-бутен; 2-бутен
  - 2-метилбутан; 2,2-диметилпропан
  - цис-2-бутен; транс-2-бутен
  - 1-бутин; 2-бутин
- Кайсы заттардын молекулаларына уюлдуу коваленттик байланыш мүнөздүү.
  - $\text{KBr}$ ,  $\text{Br}_2$
  - $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$
  - $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$
  - $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$
  - $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$
- Хлордуу суутек молекуласында химиялык байланыш кайсы электрондордун булуттарынын бири-бирин жаап калышынан пайда болот?
  - s-s
  - s-p
  - s-p
  - s-p
  - p-p
  - p-p
- Химиялык байланыштын энергиясы деп эмнени айтабыз?
- Молекулалардагы баардык иондордун заряддарынын суммасы канчага барабар?



19. Химиялык байланыштардын бекемдиги эмне менен чепелет (аныкталат)?
20. Эмнени натыйжасында атомдун жупталбаган электрондорунун саны көбөйөт?
21. Бериллий фторидинин молекуласында бериллий атомуна кандай гибридлешүү мүнөздүү?
22. Эки элемент уюлдуу коваленттик байланыш аркылуу кошулуп күйүүчү затты пайда кылган, ал затты күйүзгөндө көмүртек оксиди (IV) жана суунун буусу пайда болгон. Ал заттын формуласы кайсы?
- а)  $\text{CH}_4$ ; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{CO}$ ; г)  $\text{H}_2\text{O}$ ; д)  $\text{NH}_3$ ;
23. Кандай атомду акцентор дейбиз?
24. 1. Этанол. 2. Метан. 3. Этан заттарын кайноо температурасынын өсүшү боюнча жайгашкан катарды көрсөткүлө.
- а) 1, 2, 3; б) 2, 3, 1; в) 2, 1, 3; г) 3, 2, 1; д) 1, 3, 2;
25. Натрий гидрокарбонатынын молекуласында канча иондук байланыш бар?
26. Аммиак молекуласындагы азот атомунда канча гибриддик орбиталдары жуп электрондору менен толтурулган?
27. Гидроксоний ионунда кычкылтектин валенттүүлүгү канчага барабар?
28. Кайсы заттын молекуласынын түзүлүшү тегиз үч бурчтукка ээ болот?
- а) бор хлориди; б) аммиак; в) суу; г) хлордуу суутек;
- д) көмүр кычкыл газы;
29.  $\text{BeH}_2$  молекуласынын формасы:
- а) сызыктуу; б) пирамида; в) үч бурчтуу; г) бурчтуу;

## 6) КЫЧКЫЛДАНУУ - КАЛЫБЫНА КЕЛҮҮ РЕАКЦИЯЛАРЫ

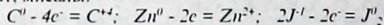
*Өз ара аракеттенишкен заттардын составындагы атомдордун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүшү менен жүргөн химиялык реакциялар кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары деп аталат.*

Мисалы: 1).  $\text{C}^0 + \text{O}_2 = \text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ ;      2).  $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1} = \text{Zn}^{+2}\text{Cl}_2^{-1} + \text{H}_2^0$ ;

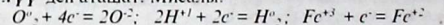
3).  $2\text{K}^{+1}\text{J}^{-1} + 2\text{Fe}^{+3}\text{Cl}^{-1} = 2\text{Fe}^{+2}\text{Cl}_2^{-1} + 2\text{J}^0 + 2\text{K}^{+1}\text{Cl}^{-1}$

1-реакцияда күкүрт менен кычкылтектин, 2-суутек менен цинктин, 3-темир менен иоддун кычкылдануу даражалары өзгөрөт.

Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын жүрүшү электрондордун бир атомдон экинчисине өтүшү менен мүнөздөлөт. Атомдордун, иондордун электрондорду берүү процессин *кычкылдануу* деп айтышат, мисалы:



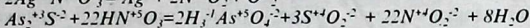
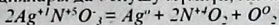
Кычкылдануу учурунда атомдордун кычкылдануу даражасы чоңоет. Химиялык реакция учурунда электрондорду берген заттарды калыбына келтиргичтер деп аташат. Жогоруда келтирилген мисалдарда көмүртек  $\text{C}^0$ , металлдык  $\text{Zn}^0$  же кычкылдануу даражасы -1 болгон иод калыбына келтиргичтер болуп саналат. Реакция учурунда калыбына келтиргичтер кычкылданат. Электрондорду кошуп алуу процессин *калыбына келүү* деп аташат. Мисалы:



Калыбына келүү учурунда атомдордун кычкылдануу даражасы азаят. Электронду кошуп алуучу заттарды кычкылдандыргычтар деп айтышат. Жогоруда келтирилген мисалдарда кычкылтек  $\text{O}^{+2}$  туз кислотасы же  $\text{H}^{+1}$ , темирдин (III) хлориди же  $\text{Fe}^{+3}$  кычкылдандыргычтар болуп саналат.



Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларында электрондорду берген жана кошуп алган заттар болот, б.а. кычкылдануу жана калыбына келүү процесстери бири-бирин коштоп жүрөт. Бир нече кычкылдандыргычтар же калыбына келтиргичтер катышкан кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары да болушу мүмкүн, мисалы:

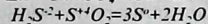
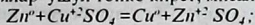


Биринчи мисалда  $Ag^{+1}$  жана  $N^{+5}$ -кычкылдандыргычтар (кычкылдануу даражалары төмөндөйт), ал эми экинчи мисалда  $As^{+3}$  менен  $S^{-2}$  калыбына келтиргичтер (кычкылдануу даражалары жогуралайт).

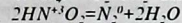
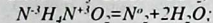
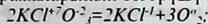
### Кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларынын классификациясы

Баардык кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары төрт топко бөлүнөт:

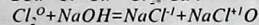
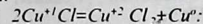
**1.Молекулалар аралык (ортосунда) кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары.** Өз ара аракеттенүүчү ар түрдүү заттардын составындагы атомдордун кычкылдануу даражалары өзгөрөт. Буга чейин каралган бардык кычкылдануу калыбына келүү реакциялар ушул топко кирет, мисалы:



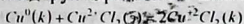
**2.Ички молекулалык кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары.** Бир эле заттын составындагы атомдордун кычкылындануу даражаларынын өзгөрүшү менен жүргөн реакциялар, мисалы:



**3. Диспропорциялануу реакциялары.** Бир эле элементтин атому кычкылдандыргыч да, калыбына келтиргич да болуп саналат, мисалы:

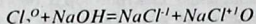


**4.Компропорциялануу реакциялары.** Компропорциялануу кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары диспропорциялануу реакцияларына тескери болгон реакциялар болуп саналат. Мындай реакцияларга ар кандай кычкылдануу даражаларына ээ болгон бир эле элементтин атомдорун кармаган эки зат катышып, реакциянын натыйжасында ошол эле элементтин орточо кычкылдануу даражаларына ээ болгон атомдорун кармаган зат алынат.

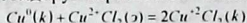


мында, k- катуу же кристаллдык абалда, э - эритмеде дегенди билдирет.

Жыйынтыктап айтканда кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына төмөндөгүдөй аныктама берсе болот.



**4. Компропорциялануу реакциялары.** Компропорциялануу кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары диспропорциялануу реакцияларына тескери болгон реакциялар болуп саналат. Мындай реакцияларга ар кандай кычкылдануу даражаларына ээ болгон бир эле элементтин атомдорун кармаган эки зат катышып, реакциянын натыйжасында ошол эле элементтин орточо кычкылдануу даражаларына ээ болгон атомдорун кармаган зат алынат.



мында, k- катуу же кристаллдык абалда, z - эритмеде дегенди билдирет.

Жыйынтыктап айтканда кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына төмөндөгүдөй аныктама берсе болот.

*Өз ара аракеттенишкен атомдордон, иондордон же молекулалардан башка атомдорго, иондорго же молекулаларга электрондордун өтүшү менен жүргөн химиялык реакциялар кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары деп аталат.*

Кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларынын теңдемелерин түзүү.

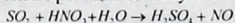
**Электрондук баланс методу.** Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын теңдемелерине стехиометриялык коэффициенттерди коюуда электрондук баланс методун пайдалануу ыңгайлуу болуп саналат. Бул метод баштапкы жана акыркы заттардын атомдорунун кычкылдануу даражаларын теңдөөгө негизделген. Электрондук баланс методунун негизги жобосу:

*- реакция учурунда калыбына келтиргичтер берген электрондордун саны, кычкылдандыргычтар кошуп алган электрондордун санына барабар.*

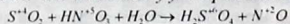
Реакциянын электрондук балансын түзүүдө төмөндөгүдөй ирээттүүлүктү сактоо зарыл:

*1. Реакция молекулалык түрдө жазылат.*

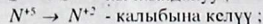
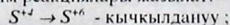
Мисалы, кычкылдануу-калыбына келүү реакциясынын теңдемесин түзүүдө, алгач реакция молекулалык түрдө жазылат:



*2. Кычкылдандыргычтар менен калыбына келтиргичтердин кычкылдануу даражалары аныкталынат:*



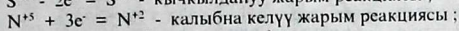
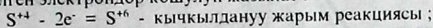
Реакция учурунда күкүрттүн кычкылдануу даражасы жогорулайт, азоттуку - төмөндөйт. Демек,  $S^{+4}$ тен  $S^{+6}$ га чейин кычкылданып, өзү  $S^{+4}$  (же  $SO_2$ ) реакцияда - калыбына келтиргич болот, ал эми  $N^{+5}$  тен  $N^{+2}$  ге чейин калыбына келип,  $N^{+5}$  (же  $HNO_3$ ) - кычкылдандыргыч болуп саналат, б.а. реакция учурунда кычкылдануу даражасы өзгөргөн бөлүкчөлөрдүн жарым реакциялары жазылат:



*3. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакциясына электрондордун саны аныкталат.*

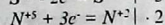
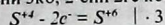
3. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакциясына электрондордун саны аныкталат.

Жарым реакцияларды электрондук теңдемелер түрүндө жазуу үчүн теңдеменин сол жагына, реакция учурунда тиешелүү сандагы алынган же берилген электрондор кошулуп жазылат :



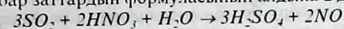
4. Кычкылдануу даражаларын өзгөрткөн бөлүкчөлөрдүн электрондук балансы түзүлөт.

Калыбына келтиргич берген жана кычкылдандыргыч кошуп алган электрондордун санын теңдөө үчүн, ар бир электрондук теңдемеге көбөйтүлүүчү санды тандап алабыз. Биздин мисалда 1-электрондук теңдемени 3кө, 2-син 2ге көбөйтүү керек.



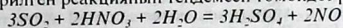
5. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларында кошуп алган жана берген электрондордун саны кычкылдандыргычтарга жана калыбына келтиргичтерге коэффициент болуп жазылат.

Реакциянын теңдемесиндеги составында  $S^{+4}$  жана  $S^{+6}$  бар заттардын формуласынын алдына 3 деген коэффициент, ал эми составында  $N^{+5}$  жана  $N^{+2}$  бар заттардын формуласынын алдына 2 деген коэффициент коюлат :



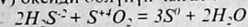
6. Кычкылдануу даражаларын өзгөртпөгөн бөлүкчөлөр теңделет.

Суунун формуласынын алдындагы коэффициентти теңдеменин оң жагына сол бөлүгүндөгү суутектин атомдорун эсептеп коёбуз. Мына ошентип, берилген реакциянын теңдемеси төмөндөгүдөй түрдө жазылат :

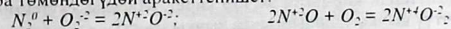


**Маанилүү калыбына келтиргичтер жана кычкылдандыргычтар**

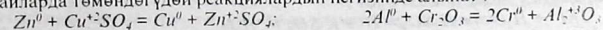
Кычкылдануу - калыбына келүү процесстери жаратылышта кеңири таралган. Мисалы вулкандардын аракеттенишинен, бири-бири менен реакцияланышып күкүрттү пайда кылуучу күкүрттүү суутек жана күкүрт (IV) оксиди бөлүнүп чыгат :



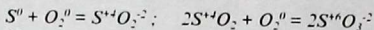
Күн күркүрөп, чагылган түшкөндө, абадагы азот менен кычкылтек өз ара төмөндөгүдөй аракеттенишет:



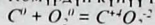
Кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына көптөгөн технологиялык процесстер негизделген. Мисалы : кээ бир металлдар өнөр жайларда төмөндөгүдөй реакциялардын негизинде алынат :



Кычкылдануу - калыбына келүү реакциялардын негизинде күкүрттүн (IV) жана (VI) кычкылдары төмөндөгүдөй синтезделет:



Көмүрдүн күйүү процесси да бул реакцияларга мисал боло алат :



Эми кайсы заттар калыбына келтиргичтик касиеттерге, кайсылары - кычкылдандыргыч касиеттере ээ болорун карап көрөбүз.

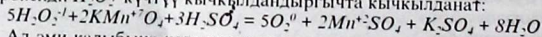
**Маанилүү калыбына келтиргичтер болуп төмөндөгүлөр саналат:**

- 1) Жөнөкөй заттар – металлдар
- 2) Жөнөкөй заттар - металл эместер ( $H_2, S, Si, C$ )
- 3) Суутектин пероксиди  $H_2O_2$ .
- 4) Металл эместердин оксиддери, мисалы :  $CO, NO, SO_2$
- 5)  $H_2SO_3, HNO_2, H_3PO_3$  сыяктуу кычкылтектүү кислоталар жана алардын туздары
- 6) Кычкылтексиз кислоталар :  $H_2S, HCl, HBr, HI$  жана алардан туздары
- 7) Кычкылдануу даражалары жогору болбогон металлдардын туздары, мисалы :  $SnCl_2, FeSO_4, Cr_2(SO_4)_3, MnSO_4$  жана башкалар.
- 8) Аммиак  $NH_3$

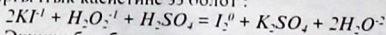
**Маанилүү кычкылдандыргычтар болуп төмөндөгүлөр саналат:**

- 1) Жөнөкөй заттар - металл эместер : галогендер ( $F_2, Cl_2, Br_2, I_2$ ), кычкылтек  $O_2$ , озон  $O_3$  ж.б.
- 2) Суутектин пероксиди  $H_2O_2$ .
- 3) Кычкылдануу даражасы жогору болгон металлдардын оксиддери :  $CrO_3, Mn_2O_7, MnO_2, PbO_2, Ag_2O$
- 4) Кычкылтектүү кислоталар : азот кислотасы жана анын туздары ; концентрацияланган күкүрт кислотасы  $H_2SO_4$  марганец кислотасы  $HMnO_4$  жана анын туздары, айрыкча калийдин перманганаты  $KMnO_4$ ;
- 5) Хром кислотасынын туздары : хроматтар, мисалы, калий хроматы  $K_2CrO_4$  жана дихроматы  $K_2Cr_2O_7$ ; хлордун кычкылтектүү кислоталары:  $HClO, HClO_2, HClO_4$  жана алардын туздары.
- 6) Кычкылдануу даражалары жогору болгон кээ бир металлдардын туздары, мисалы :  $AgNO_3, CuSO_4$ .

Кээ бир заттар аракеттенишкен заттардын табиятына жараша кычкылдандыргыч касиетке да, калыбына келтиргичтик касиетке да ээ болушу мүмкүн. Кычкылдандыргычтык жана калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ болгон бөлүкчөлөргө кычкылдануу даражалары аралык абалда болгон элементтерди кармаган заттар кирет. Мисалы, суутектин пероксиди  $H_2O_2$  күчтүү кычкылдандыргычта кычкылданат:

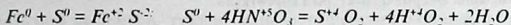


Ал эми калыбына келтиргичтер менен аракеттенишкенде кычкылдандыргычтык касиетине ээ болот :



Экинчи бир башка мисал :





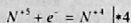
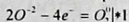
мында күкүрт темир менен реакцияга киргенде кычкылдандыргыч, ал эми азот кислотасы менен реакцияга киргенде калыбына келтиргич экендиги көрүнүп турат.

**? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

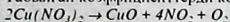
*Мисал 1:*  $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$  схемасы боюнча жүрүүчү кычкылдануу - калыбына келүү реакциясынын теңдемесине тиешелүү коэффициенттерди койгула.

*Чыгаруу:* Кайсы атомдордун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүлгөндүгүн аныктайбыз:  $Cu(N^{+5}O_3)_2 \rightarrow CuO + N^{+4}O_2 + O_2^0$

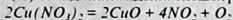
Калыбына келтиргич  $O^{2-}$ , кычкылдандыргыч- $N^{+5}$ . Электрондук теңдемесин түзөбүз:



Табылган коэффициенттерди коёбуз:

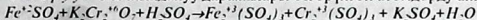


Жез (II) оксидинин алдына тиешелүү коэффициенттерди коёбуз:



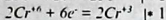
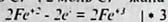
*Мисал 2:* Электрондук баланс методу боюнча төмөндөгү реакциянын теңдемесин түзгүлө:  $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

*Чыгаруу:* Кычкылдануу даражалары өзгөрүлгөн атомдорду аныктайбыз:

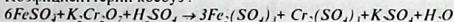


$Fe^{+2}$  (же  $FeSO_4$ )- калыбына келтиргич,  $Cr^{+6}$  (же  $K_2Cr_2O_7$ )- кычкылдандыргыч.

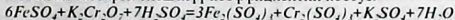
Электрондук теңдемесин түзөбүз. Мында  $K_2Cr_2O_7$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$  1 молунда 2 моль  $Cr^{+6}$ , 2 моль  $Cr^{+3}$  жана 2 моль  $Fe^{+3}$  болот.



Коэффициенттерин коёбуз:



Калган заттарга тиешелүү коэффициенттин коёбуз.



1.Эмне себептен азоттун валенттүүлүгү төрткө чейин, ал эми кычкылдануу даражасы – 3 төн +5 ке чейин өзгөрөөрүн түшүндүрүп бергиле?

2.Суудагы химиялык байланыштардын жаратылышын айтып бергиле?

3.Эмне үчүн суу жогорку кайноо температурасына ээ?

4.Төмөндөгү молекулалардагы байланыштарды айтып бергиле:  $CO, CO_2, H_2O, CCl_4, NH_3, HF, KF$ ?

5. I-жана 2-мезгилдин элементтердин атомдорунун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү тартибин көрсөткүлө?

6. VII A группанын элементтеринин атомдорунун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү закон ченемдүүлүгүн көрсөткүлө?

7.Күкүрттүн атомдорунун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү тартибин көрсөткүлө?

8. Суутек, кычкылтек, хлор, фтор жана күкүрт бири – бири менен өз ара аракеттенгенде кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү закон ченемдүүлүгүн көрсөткүлө?

9.Суутектин атомунун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү закон ченемдүүлүгүн көрсөткүлө?

6.Кычкылтектин атомунун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүү закон ченемдүүлүгүн көрсөткүлө?

7. Кычкылдануу жана күйүү процесстеринин айырмачылыктары барбы? Алардын окшоштуктарын жана айырмачылыктарын көрсөткүлө.

## 7) ЭРИТМЕЛЕР

Эгерде кандайдыр бир заттын атомдук же молекулалык өлчөмдөгү бөлүкчөлөрүн башка бир заттын бөлүкчөлөрүнүн арасына бирдей абалда аралаштырса гомогендүү (бир тектүү) система алынат. Мисалы, аба - бир тектүү газдардын системасы, сууда эриген туз - бир тектүү суюктук, жез менен никелдин куймасы - бир тектүү катуу зат. Булардын бардыгы эритмелерге мисал боло алат.

*Эки же андан көп компоненттерден турган, составы эригичтигине жараша өзгөрүлмөлүү гомогендик система эритме деп аталат.*

Ар кандай агрегаттык абалдагы (газ, суюктук, катуу зат) заттарды эриткенде, бир гана агрегаттык абалдагы гомогендик система алынса, алар эритмелерге мисал боло алат. Сууда газды мисалы, көмүртектин кычкылын же катуу затты - калийдин хлоридин эриткенде бир тектүү суюк эритмелер пайда болот. Эритмеде экиден кем эмес компоненттер болуп, анын бирөө эриткич, экинчиси эриген зат болот. Эриткич бул эритменин агрегаттык абалында болгон эритменин компоненти. Мисалы, суу (суюк) менен натрийдин хлоридинин (катуу) аракеттенишинен суюк эритме пайда болот. Бул учурда суу - эриткич, натрийдин хлориди эриген зат. Бирдей агрегаттык абалдагы заттар да эритмелерди пайда кылат. Мисалы, спирт (суюктук) менен суу (суюктук). Бул учурда системада кайсы компонент көп болсо ошол эриткич болуп саналат. Эритмелердеги бөлүкчөлөрдүн өлчөмү  $10^{-10}$  мден кичине болот. Бул эритмедеги заттар молекулалар, атомдор же иондор түрүндө болоорун билдирет. Демек, өлчөмдөрү боюнча атомдорго, иондорго же молекулаларга чейин майдаланган, физикалык жана химиялык касиеттери боюнча бирдей болгон, эки же андан көп компоненттерден турган өзгөрүлмөлүү составдагы гомогендик система *чыныгы эритме* же жөн эле *эритме* деп аталат. Эритмелер чыныгы жана коллоиддик эритмелер деп бөлүнөт.

Агрегаттык абалдары боюнча эритмелер газ (г), суюк (с), жана катуу (к) эритмелер деп бөлүнөт: (мында жана мындан кийин г, с, жана к - заттын же эритменин агрегаттык абалын көрсөтүү үчүн колдонулат).

1. Газ абалындагы эритмелерге газдардын газдардагы эритмеси же газдык аралашмалар кирет, мисалы, аба.

2. Суюк эритмелерге, суунун же ар кандай органикалык эриткичтердин негизинде жасалган жана ошондой эле жаратылышта кездешкен эритмелер кирет.

3. Катуу эритмелерге куймалар, кээ бир кристаллдар менен жаратылыштагы минералдар мисал боло алат.

Эритмелердин химияда мааниси чоң. Көптөгөн химиялык реакциялар эритмелерде жүрөт. Көпчүлүк технологиялык процесстер, мисалы азот кислотасын өндүрүп алуу, металлдарды гидрометаллургиялык жол менен бөлүп алуу эритмелерде гана иш жүзүнө ашырылат. Эритмелер (ки-

слоталар) щелочтор, туздар, жана органикалык заттардын эритмелери) медицинада, фармакологияда, тамак-аш өнөр жайларында ж.б. эл чарбасынын ар түрдүү тармактарында кеңири пайдаланылат.

Эригичтигин химиялык жаратылышын көрсөтүүчү кээ бир мисалдарды келтирели.

Ар кандай заттардын эриши, химиялык реакцияларга мүнөздүү болгон жылуулуктун бөлүнүп чыгышы же сиңирилип алынышы менен жүрөт. Мисалы, сууда 1 моль газ абалындагы аммиак эригенде 34 кДж жылуулук бөлүнүп чыкса, 1 моль аммоний хлориди эригенде 14,8 кДж жылуулук сиңирилип алынат.

Кээ бир заттар сууда эригенде түстүү эритмелер алынат. Эритменин түсү суу менен эриген заттын химиялык аракеттенишине жана эриген заттын жаратылышына жараша болот. Мисалы, суусуз жездин (II) сульфаты - түссүз зат болсо, ал эми анын суудагы эритмеси көгүлтүр түскө боелот. Эритмелердин компоненттеринин аралашуусу механикалык процесс болуп саналбайт. Эгерде 100 мл суусуз фосфор кислотасын 100 мл суу менен аралаштырсак, анда 200 мл эмес, 190 мл эритме алынат. Бул кубулуш да эриген зат менен эриткичтин ортосунда *химиялык аракеттенишүү* боло тургандыгын көрсөтөт.

Эритмелердин *физикалык теориясы* XIXк. аягында тарала баштаган. Бул теория боюнча эрүү процесси - заттардын инерттүү чөйрөдө химиялык жактан аракеттенишпей таралат. Мында эриген заттардын, бөлүкчөлөрдүн кыймылы газдардын молекулаларынын баш аламан (хаотикалык) кыймылдарына окшош болот деп божомолдошкон. Физикалык теория газ эритмелери үчүн гана жарактуу болуп саналат.

Д.И. Менделеев эритмелердин *биринчи химиялык теориясын* түзгөн. Бул теорияга ылайык эриткичтер менен эриген заттар химиялык жактан өз ара аракеттенишкен абалда болот.

*Эрүү-бул эриген зат менен эриткичтин бөлүкчөлөрүнүн ортосунда жүрүүчү татаал физикалык - химиялык процесс.*

Эриткич менен эриген заттын аракеттенишинен пайда болгон эритмедеги бөлүкчөлөрдү *сольваттар* деп, ал эми алардын пайда болуу процессин *сольватация* деп аташат. Ал эми эриген заттар суу менен аракеттенишсе, анда пайда болгон бөлүкчөлөр *гидраттар* деп аталат. Сольватация (гидратация) учурунда эриткичтин молекулалары бузулбайт. Көпчүлүк сольваттар, анын ичинде гидраттар да туруктуулугу аз бирикмелер. Бирок кээ бир гидраттар катуу кристаллдык абалында да сууну кармап турушат. Мисалы,  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  (глаубер тузу),  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  (жез купоросу),  $FeSO_4 \cdot 5H_2O$  (темир купоросу). Мындай заттарды кристаллогидраттар деп айтабыз.

Каныккан эритмелердеги эриген заттардын концентрациялары заттардын ошол эриткичтердеги эригичтиги деп аталат. Электролиттик диссоциация кубулушунун байкалышы боюнча электролиттердин жана электролит эместердин эритмелери деп бөлүнөт. Полимерлердин эритме-



лери кээ бир касиеттери боюнча чыныгы эритмелерге кошулса, ал эми кээ бир касиеттери боюнча коллоиддик эритмелерге кошулат.

Эритмелер белгилүү шарттарда гомогендиги бузулганда, коллоиддик эритмелерди пайда кылышы мүмкүн, мисалы, туман, булут, түтүн, чаң, аэрозолдор, золдор, эмульсиялар. Ошондуктан, эритме дегенде биз көлөмдүн бардык чекиттеринде физикалык жана химиялык касиеттери бирдей болгон гомогендик системаны түшүнөбүз. Эритмелер химиялык бирикмелерден составынын белгилүү чекте үзгүлтүксүз өзгөрүшү боюнча айырмаланат. Адам баласынын турмуш - тиричилигинде суюк эритмелердин мааниси абдан чоң, мисалы, медицинада дары - дармектердин суюк эритмелери көп колдонулат.

Эритмелер эриген заттын санына жараша: суюлтулган жана концентрацияланган; эриткичке карата суу эритмелери, органикалык эриткичтердеги эритмелер ж.б.; суутек ионунун концентрацияларына байланыштуу кислоталык, нейтралдык жана щелочтуу деп бөлүнөт. Эритмелердин касиеттери эриткичтин касиеттеринен бир топ айырмаланат, мисалы, эритмелердин кайноо температуралары эриткичтердин кайноо температурасынан жогору болсо, ал эми тоңу температуралары төмөн болот.

### *Эритменин составын туюнтуунун жолдору*

Эритменин составын сандык жактан өлчөмсүз салыштармалуу чоңдук - үлүштөр жана өлчөмдүү чоңдук - концентрация аркылуу туюнтуу кабыл алынган. Концентрация эриген заттын санынын же массасынын эритменин көлөмүнө же массасына болгон катышын көрсөтөт.

**Молярдык концентрация** - эритмеде эриген заттын молунун санынын ( $n_2$ ) эритменин көлөмүнө болгон катышы катарында аныкталынат:

$$C(B) = \frac{m(B)}{M(B) \cdot V} \cdot 1000; \quad n_2 = \frac{m(B)}{M(B)}$$

мында,  $m(B)$ -эриген  $B$  затынын массасы, г менен;  $M(B)$ - $B$  затынын молярдык массасы, г моль менен;  $V$  эритменин көлөмү, мл менен;  $1000$ -млли литрге айландыруучу коэффициент. Мисалы,  $250$  мл эритмеде  $0,245$  г күкүрт кислотасы кармалса, эритменин молярдуулугу төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$C(B) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V} \cdot 1000 = \frac{0,245}{98 \cdot 250} \cdot 1000 = 0,01 \text{ моль/л}$$

Молярдык концентрация  $1$  л эритмеге туура келген заттын молунун санын билдирет. Мисалы ушул эле мисалды карайлы:  $250$  мл эритмеге  $0,245$  г  $H_2SO_4$  туура келсе, ал эми  $1$  л ( $1000$ мл) эритмеге  $0,98$  г  $H_2SO_4$  ( $1000 \cdot 0,245 / 250 = 0,98$ ) туура келет. Анда молярдык концентрация төмөндөгүдөй табылат:

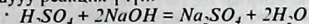
$$m(H_2SO_4) / M(H_2SO_4) = 0,98 / 98 = 0,01 \text{ моль/л.}$$



**Нормалдуулук.** (эквиваленттик молярдык концентрация) эриген заттын эквиваленттик санынын (моль менен), эритменин көлөмүнө болгон катышы катарында аныкталынат:

$$C(B) = \frac{m(B)}{f_{\text{экв}} \cdot M(B) \cdot V} \cdot 1000;$$

$f_{\text{экв}}$  заттын эквиваленттик фактору; мисалы, төмөндөгүдөй нейтралдашуу реакция үчүн:



Жогорку мисалдан күкүрт кислотасынын эквиваленти төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$C\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right) = \frac{m(H_2SO_4)}{f(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) \cdot V} \cdot 1000 = \frac{0,245}{1 \cdot 98 \cdot 250} \cdot 1000 = 0,02 \text{ моль/л. же } 0,02 \text{ н.}$$

Эгер 1 л эритмеде 1 моль эквивалент зат кармалса, бир *нормалдуу эритме* деп аталат.

### **? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

1. Коргошун нитратын 85°C эригичтиги 120 г. 85°Cда каныккан эритмени алыш үчүн 12 г коргошун нитратын эритүүгө канча г суу керек?
2. Кандын составындагы натрий хлоридинин концентрациясы 0,85%ти түзөт. 5 кг кандагы бул туздун массасын тапкыла.
3. 150 г эритмеде 30 г туз бар. Бул эритменин проценттик концентрациясы кандай?
4. Оорулуу күнүнө 3 маал 1 аш кашык менен 3% түү натрий бромидинин эритмесин ичкен. 1 аш кашыкта 15 г эритме бар десек, анда канча г натрий бромиди болот?
5. 32 г тузду 128 г сууга эритишкен. Алынган эритменин проценттик концентрациясы кандай?
6. Н.ш. 3,36 л хлордуу суутек 1 л сууга эриген. Хлордуу суутектин молярдык концентрациясы кандай?
7. Н.ш. 0,75 молярдуу эритмени алыш үчүн 1 л сууга канча л хлордуу суутекти эритиш керек?
8. Магний сульфатынын 10°C эригичтиги 30 г. 10°C ушул туздун каныккан эритмесинин % тик концентрациясы кандай?
9. Натрий нитратынын 10°C эригичтиги 80,5 г. 10°Cда каныккан эритмени алыш үчүн 322 г ушул тузду эритүүгө канча г суу керек?
10. Жез сульфатынын 30°Cдагы эригичтиги 25 г. 30°Cда бул туздун каныккан эритмесинин проценттик концентрациясы кандай?
11. 45°Cда калий сульфатынын эригичтиги 30 г. 45°C де 3 г калийдин сульфатын эритүү үчүн канча минималдуу массадагы суу талап кылынат?
12. 80 г тузду 240 г сууга эритишти. Алынган эритменин проценттик концентрациясы кандай?
13. 25 г эритмени буулантуудан 1,75 г туз алынган. Бул эритменин концентрациясы кандай?
14. 50 г 4% түү эритмеге 30 г суу кошушкан. Алынган эритменин проценттик концентрациясы кандай?
15. Калий нитратынын эригичтиги 70°C 100 г сууга 140 г барабар. 70°C каныккан 60 г ушул туздун эритмесин бууландырганда канча г калий нитраты алынат?
16. 2 моль калий сульфатын 500 г сууга эритишкен. Эритменин проценттик концентрациясы кандай?

17. 40 г 5% түү эритменин үстүнө 2 г туз кошушкан. Алынган эритменин концентрациясы канча % өсөт?
18. 30 г 20% түү эритме менен 50 г 8% түү эритмени аралаштырышкан. Алынган эритменин концентрациясы кандай?
19. 4% түү эритмени алуу үчүн 120 г 10% түү эритмеге канча г суу кошуу керек?
20. 5% түү эритмени алуу үчүн 200 г 4,5% түү эритмеге канча г туз кошуу керек?
21. 50 г 10% түү азот кислотасынын эритмеси берилген. Эритменин чөйрөсү нейтралдуу болуш үчүн 10% түү жегич натрийдин эритмесинен канча г кошуу керек?
22. 1, 2 жана 3 негиздүү кислоталар менен негиздердин 1Н, 1М (молярдуу), концентрацияларын даярдоо үчүн канчадан кислота же негиз алыныш керек?
23. 1Н, 1М (молярдуу), 1%-түү күкүрт кислотасынан 0,5 Н эритме даярдаш үчүн, канчадан кислота алыш керек.

## 8) ЭЛЕКТРОЛИТТЕР

Кээ бир заттардын суудагы эритмелери электр тогун өткөрүшөт. Сууда эригенде электр тогун өткөрүүчү заттарды электролиттер дейбиз. Электролиттерге кислоталар, негиздер жана туздар кирет. Күпчүлүк заттар балкып эриген абалында да электролиттердин касиеттерин көрсөтөт.

Сууда эриген жана балкып эриген электролиттердин электр тогун өткөргүчтүгү, аларда оң жана терс заряддалган иондордун болушу менен мүнөздөлөт.

ХIХк. 1-жарымында англиялык окумуштуу М.Фарадей электролиттердин эритмелери иондорду пайда кылаарын аныктаган.

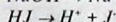
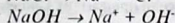
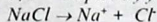
*Сууда эригенде же балкып эригенде электролиттердин иондорго ажыроо процессин электролиттик диссоциация деп айтабыз.*

Кээ бир заттардын суудагы эритмелери электр тогун өткөрүшпөйт. Мындай заттарды электролит эместер деп айтабыз. Электролит эместерге көпчүлүк органикалык заттар, мисалы: кант, спирт, ж. б. кирет.

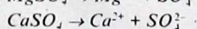
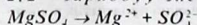
Демек, “электролиттик диссоциация” деген түшүнүк эритмеде эриген молекулалардын иондорго ажырашын билдирет. Эригенде же балкып эригенде, чөйрөдө өз алдынча болуу мүмкүнчүлүгүнө ээ болгон заряддалган бөлүкчөлөргө ажыроочу заттар *электролиттер* деп аталат. Электролиттердин эритмелери электронейтралдуу болот, б.а. эритмеде оң заряддалган бөлүкчөлөрдүн заряддарынын саны терс заряддалган бөлүкчөлөрдүн заряддарынын санына барабар.

Эригенде эки ионго ажыроочу заттарды бинардык же симметриялуу электролиттер деп аташат. Бинардык электролиттер өз кезегинде төмөндөгүдөй бөлүнөт:

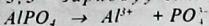
1, 1 - заряддуу электролиттер:



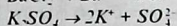
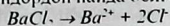
2, 2 - заряддуу электролиттер:



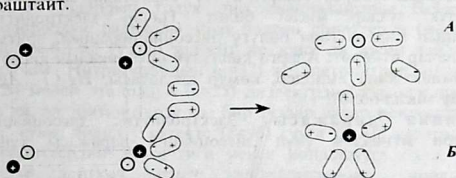
### 3.3 - заряддуу электролиттер:



Ал эми симметриясыз электролиттерге ар кандай заряддагы иондордон пайда болгон заттар кирет:



Иондук жана уюлдуу коваленттик байланыштагы заттар эки түрдүүчө электролиттик диссоциацияга ажырайт б.а. электролиттер жаратылышы боюнча *ионогендик* жана *ионофордук* деп экиге бөлүнөт. Молекуласы иондордон турган заттар **ионофорлор** деп аталат. Көпчүлүк туздар ионофорлор болот. Мисалы,  $NaCl$  тузу  $Na^+$  жана  $Cl^-$  иондорунан түзүлгөн кристаллды сууда эрители. Бул тузду сууда эритүүдө иондор эриткичтин диполдору менен өз ара аракеттенишүүсүнүн натыйжасында кристаллдык торчо бузулат (1.10-сүрөт). Суунун уюлдуу молекулаларынын (диполунун) оң заряддар топтолгон чети натрийдин хлоридиндеги терс ионго  $Cl^-$ , ал эми терс бөлүгү - оң ионго  $Na^+$  тартылышат. Суунун молекулалары менен иондордун ортосундагы мындай аракеттенишүү кристаллдардагы иондордун ортосундагы байланыштарды начарлатат да, иондор менен суунун диполдорунун ортосундагы байланыш күчөп, иондор кристаллдык торчодон эритмеге өтө баштайт.



1.10-сүрөт. Туздуң диссоциацияга ажыроо схемасы (+) оң ион; (-) терс ион; (+, -) суунун диполу. А жана Б сольватташкан иондор

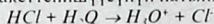
Демек, эритмеде иондор таза түрүндө болбостон, суунун молекулалары менен курчалган түрдө б.а. гидратташкан абалда болот. 1.10-сүрөттө А жана Б гидратташкан иондор. Иондор менен суунун диполдорунун ортосундагы өз ара аракеттенишүүсү гидратташуу деп аталат. Демек, иондор эритмеде суунун иондору менен курчалган абалда болот. Мындай иондор гидратташкан иондор деп атайбыз. Эгерде иондор суудан башка эриткичтерде, эриткичтердин диполдору менен курчалып турса, анда мындай иондорду сольватташкан иондор дейбиз. Гидратташкан иондор жөнүндө түшүнүктү орус окумуштуусу И.А.Каблуков киргизген. Суу эмес эриткичтерде да электролиттик диссоциация жүрүп сольватташкан иондор пайда болушу мүмкүн.

**Иондор менен эриткичтин молекулаларынын ортосундагы өз ара аракеттенишүүлөр сольватташуу деп аталат. Ал эми эриткич**

*катарында суу болсо, бул сольватташуу гидратташуу деп аталат.*

Суу эритмелериндеги бардык иондор, анын ичинде суутектин иону да гидратацияга учурайт. Ар бир суутектин иону, эки же андан көп суунун молекулалары менен аракеттенишет. Демейки, суутектин гидратташкан иону  $H_3O^+$  бир топ тагыраак -  $H_3O^+ \cdot nH_2O$  (мында  $n = 0 \div 4$ ) формуласы түрүндө туюнтулат да, *гидроксония иону* деп аталат.

Эригенде иондорду пайда кылган заттар ионогендик деп аталат. Мисалы, газ абалындагы хлордуу суутекти сууда эритсе күчтүү электролит туз кислотасынын эритмеси алынат, бирок мында  $HCl$  молекуласы диссоциацияланбайт, суунун молекуласы менен өз ара аракеттенишүүсүнүн натыйжасында иондор пайда болот:



б.а. протон хлордуу суутектен суунун молекуласына өтүп гидроксоний иону пайда болот. Андан сырткары пайда болгон  $H_3O^+$  жана  $Cl^-$  иондору суунун молекулалары менен ар дайым ион-диполдук өз ара байланышта болот, б.а. иондор гидратташкан абалда болот.

Электролиттер сууда иондорго толук же толук эмес ажырашы боюнча күчтүү жана начар деп бөлүнөт. Күчтүү электролиттердин молекулаларынын көпчүлүк бөлүгү иондорго ажырайт жана эритмелери электр тогун жакшы өткөрөт. Аларга күчтүү кислоталар менен негиздер жана көпчүлүк туздар мисал болот. Начар электролиттердин молекулаларынын бир аз гана бөлүгү диссоциацияланып, эритмелери электр тогун начар өткөрөт. Аларга көпчүлүк органикалык кислоталар, фенолдор, аммиак жана аминдер, көмүр кислотасы,  $Hg_2Cl_2$ ,  $AgBr$  го окшогон туздар мисал болот.

**Диссоциация даражасы.** Электролиттик диссоциациянын сандык жактан мүнөздөө үчүн диссоциация даражасы түшүнүгү киргизилген.

*Электролиттик диссоциация даражасы деп, иондорго ажыраган молекулалардын санынын эритмедеги жалпы эриген молекулалардын санына болгон катышын айтабыз:*

$$\alpha = \frac{n}{N};$$

мында,  $n$ -диссоциацияланган молекулалардын саны;  $N$  - эритилген электролиттин молекулаларынын жалпы саны. Диссоциация даражасы нөлдөн бирге ( $0 \leq \alpha \leq 1$ ) чейин өзгөрөт. ( $\alpha = 1$ ) болгондо заттар толук (100%) диссоциацияланат дегенди билдирет. Аныктама боюнча  $\alpha$  электролиттин диссоциацияга ажыраган, ал эми  $(1 - \alpha)$  ажырабаган бөлүгү десек, бир молекула эригенде  $\nu$  ион пайда болсо, бардык иондордун саны  $\alpha \cdot \nu \cdot N$  болуп ажырабаган бөлүгү  $(1 - \alpha) \cdot N$  болот. Анда эритмедеги бардык бөлүкчөлөрдүн санын  $[\alpha \cdot \nu \cdot N + (1 - \alpha) \cdot N]$ ,  $N$ ге бөлсөк, төмөнкү алынат:

$$\frac{\alpha \nu N + (1 - \alpha) N}{N} = \frac{N(\alpha \nu + 1 - \alpha)}{N} = 1 + \alpha(\nu - 1) \equiv i$$



$i$  - изотоникалык коэффициент, электролит эригенде жалпы бөлүкчөлөрдүн саны канча эсеге чоңойорун билдирген сан,  $i > 1$ .

Электролиттердин нейтралдык молекулаларынан иондордун пайда болушу эриткичтин катышуусу менен жүрөт. Эритмеде иондордун пайда болуу мүмкүнчүлүгү эриткичтин жаратылышынан көз каранды. Газ абалындагы хлордуу суутек гександа же бензолдо иондорго ажырабайт, эритмелери электр тогун өткөрбөйт. Ошондуктан, хлордуу суутек бул эриткичтерде электролиттердин катарына кошулбайт. Уксус кислотасы сууда анча-мынча диссоциацияланса, ал эми суюк аммиакта толугу менен иондорго ажырайт. Пайда болгон эритменин электр өткөрүмдүүлүгү боюнча эриткичтин иондоштуруу мүмкүнчүлүгүн аныктаса болот. Суудан жана жогоруда айтылган аммиактан башка чоң диэлектрдик өткөрүмдүүлүктөргө ээ болгон; суюк фтордуу суутекти, циандуу суутекти жана суутектин пероксидин, ал эми органикалык эриткичтерден диметилформальдегиддер да  $\text{HOC-N}(\text{CH}_3)_2$  жакшы иондоштуруучу касиеттерге ээ болгон эриткичтердин тобуна кирет.

Эриткичтин иондоштуруу жөндөмдүүлүгү, анын составынан жана түзүлүшүнөн да көз каранды. Гидроксиди бар эриткичтердин (суу, спирттер) катарында диэлектрдик өткөрүмдүүлүгүнүн азайышы менен электролиттердин диссоциация даражасынын төмөндөшү байкалат. Спирттердин гомологиялык катарынын башында турган метанол менен этанолдо туздардын толук диссоциацияланышы байкалса, ал эми углеводороддук радикалы узун болгон спирттерде (мисалы, бутанол-октанол ж.б.) ал туздар эрибейт же эресе да эркин иондордун болушу байкалбайт. Нитрометандын ( $\epsilon=37$ ) же ацетонитрилдин ( $\epsilon=37$ ) метанол ( $\epsilon=31,5$ ) менен этанолдун ( $\epsilon=25$ ) диэлектрдик турактуулуктарынан чон болсо да, ал эриткичтерде кээ бир туздар начар иондошот. Экинчи бир мисал, суюк циандуу суутекте ( $\epsilon=96$ ) сууга ( $\epsilon=81$ ) караганда көпчүлүгү электролиттердин эригичтиги менен иондошуусу начар. Келтирилген мисалдар эриткич менен электролиттердин химиялык өз ара аракеттенишүүсүнүн маанилүүлүгүн, иондошуу кубулушу электролиттин, өзгөчө эриткичтин жаратылышынан көз карандылыгын көрсөтөт.

### Электролиттердин теориялары

**М. Фарадейдин теориясы.** Азыркы кездеги электролиттердин эритмелеринин түзүлүшүнө жакын көз карашты 1833 - жылдары М. Фарадей тарабынан айтылган. Ал электролиттерди электр талаасынын таасири астында диссоциацияланат деген. "Электролит" деген терминди М. Фарадей сунуш кылган, аны грекчеден которгондо "электр менен ажыроочу" дегенди билдирет. Мындан пайда болгон иондор электроддорго умтулуп эритме аркылуу токту өтүшүн камсыздандырат. Чындыгында М. Фарадейдин теориясы начар электролиттер үчүн туура. Мисалы, талаанын чыңалуусу  $X \approx 50 \text{ MB/M}$  болгондо начар электролиттер толугу менен диссоциацияланат. Бирок, электролиттер сырткы талаасыз эле толук же толук эмес ажырайт. Буга

төмөнкү кубулуштар далил боло алат: 1. Осмостук басым; 2. Эритменин буусунун басымы; 3. Эбулиоскопия жана криоскопия.

**Аррениустун теориясы.** 1887-ж. С.Аррениус электролиттердин диссоциация теориясына негиз салган. Анын негизги жоболору:

1. *Органикалык жана органикалык эмес туздарды, негиздерди жана кислоталарды эриткенде иондор пайда болот*

Иондор заряддалган бөлүкчөлөрдөн, атомдордон жана атомдордун группаларынан турат. Электролиттердин молекулалары сууда эригенде оң жана терс заряддалган иондорго ажырайт. Иондор бир атомдон (жөнөкөй иондор) жана бир нече атомдон (татаал иондор) пайда болушу мүмкүн. Жөнөкөй иондорго натрий ионун  $Na^+$ , жез (II) ионун  $Cu^{2+}$ , хлорид ионун  $Cl^-$ , сульфид ионун  $S^{2-}$ ; татаал иондорго сульфат ионун  $SO_4^{2-}$ , перманганат ионун  $MnO_4^-$ , аммоний ионун  $NH_4^+$  мисал келтирүүгө болот. Иондун формуласынын жогорку оң жак бөлүгүнө биринчи заряддын санын, андан кийин заряддын белгисин (+ же -) коюп жазабыз. Мисалы:  $PO_4^{3-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $Na^+$ ,  $Al^{3+}$  ж.б.

2. *Диссоциация кайталанма процесс*

Иондорго ажыроо акыр аягына чейин жүрбөйт. Белгилүү убакыттан кийин динамикалык тең салмактуулук пайда болот, б.а. диссоциация ылдамдыгы алгачкы молекулалардын пайда болуу ылдамдыгына барабар болгон абал түзүлөт. Мына ошондуктан диссоциация теңдемелеринде "=" белгисинин ордуна кайталанма ( $\rightleftharpoons$ ) белгиси коюлат. Мисалы:  $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ . Иондор суу эритмелеринде баш аламан кыймылда болушат. Эгерде электролиттердин эритмелерине электроддорду салып, аны турактуу токтуу булагына туташтырсак, анда иондор багытталган кыймылга ээ болушат: оң заряддалган иондор катодду көздөй (терс электродго), ал эми терс заряддалган иондор анодду көздөй (оң электродго) жылышат. Ошонун негизинде: оң иондор - катиондор, терс - иондор аниондор деп аталат. Мисалы: суутектин оң иону  $H^+$  - суутектин катиону, хлордун терс иону  $Cl^-$  - хлор аниону. Демек, молекулалар толук диссоциацияга ажырай бербейт. Диссоциацияга ажыраган бөлүгү -  $\alpha$  (диссоциация даражасы), ал эми  $1-\alpha$  диссоциацияга ажырабаган бөлүгү десек, бир молекула ажыраганда  $\nu$  ион пайда болсо, анда жалпы иондун концентрациясы  $\nu \cdot \alpha \cdot C$  болуп, диссоциацияга учурабаган молекулалардын концентрациясы  $(1-\alpha) \cdot C$  болот. Анда эритмедеги бардык бөлүкчөлөрдүн молярдык концентрациясы төмөндөгүдөй болот:

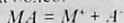
$$(1-\alpha)C + \alpha\nu C = C[1 + \alpha(\nu-1)]$$

Ошондуктан, Аррениустун теориясы боюнча  $i = 1 + \alpha(\nu-1)$   $i$ -изотоникалык коэффициент же Вант-Гоффтун коэффициенти.  $i > 1$  анткени  $i > 1$ ,  $\alpha > 0$ .  $1 + \alpha(\nu-1)$  - электролиттердин диссоциация негизинде бөлүкчөлөрдүн жалпы молярдык концентрациялары канча эсе көбө-

йөрүн билгизип, физикалык мааниси боюнча изотоникалык коэффициентке теңдеш жана электролиттердин осмос басымына жана башка кубулуштарга жооп берет.

### 3. Электролиттик диссоциация процессинде массалардын таасир этүү закону колдонулат

Мисалы,  $MA$  электролити диссоциацияланганда бир катион, бир анион пайда болсо:



анда диссоциацияга ажыраган бөлүгүнүн концентрациясы  $[M^+] = [A^-] = \alpha C$  болуп, ал эми ажырабаган бөлүгү  $[MA] = (1 - \alpha)C$  болот. Аррениустун теориясынын негизинде электролиттик диссоциация константасы үчүн төмөндөгүдөй теңдеме алынат:

$$K = \frac{[M^+][A^-]}{[MA]} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)l^+} \quad (8.1)$$

мында,  $V = l^+ C$ ; эритменин суюлтулушу;  $[M^+][A^-]$  жана  $[MA]$  тең салмактуулук абалдагы катиондун, аниондун жана электролиттин диссоциацияга ажырабаган бөлүгүнүн концентрациялары б.а. тең салмактуулуктагы концентрациялары.

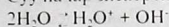
Температура өзгөрбөсө  $K$  бир электролит үчүн турактуу мааниге ээ. Ошондуктан электролиттердин концентрациясына жараша (8.1) теңдеменин жардамы менен диссоциация даражасын аныктоого болот.  $\alpha \ll 1$  болгондо (8.1) теңдемеден  $K = \alpha^2 C$  болот. Аны  $\alpha$  үчүн төмөндөгүдөй жазып алабыз:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (8.2)$$

(8.1) жана (8.2) теңдемелер бинардык симметриялык электролиттер үчүн алынды. Бинардык эмес электролиттер же электролиттердин аралашмалары үчүн Аррениустун теориясынын негизинде массалардын таасир этүү законун колдонуп алынган математикалык туюнтмалар жана андан чыккан тыянактар татаал болот.

### pH жөнүндө түшүнүк

Суу начар электролит болсо да, төмөндөгүдөй иондорго ажырайт:



Аррениустун теориясын таза суудагы иондук тең салмактуулуктарга колдонуп, төмөнкүнү алабыз:

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \quad (8.3)$$

Суу үчүн  $\alpha \ll 1$  болгондуктан  $[H_2O]$  турактуу, анда

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = [H_2O]^2 \alpha^2 = \alpha^2 C \quad (8.4)$$

$K_w$  - температурадан көз каранды болгон турактуулук, суунун иондук көбөйтүндүсү деп аталат. Бул теңдемени логарифмаласа төмөнкү алынат:

$$\lg K_w = \lg[H_3O^+] + [OH^-] \quad (8.5)$$

Суутек иондорунун концентрациясынын тескери чоңдугунан алынган логарифмасы, эритменин суутектик көрсөткүчү ( $pH$ ) деп аталып, ал С.Серенге тарабынан сунуш кылынган:

$$pH = \lg \frac{1}{[H_3O^+]} = -\lg[H_3O^+] \text{ же кыскача } pH = -\lg[H^+] \quad (8.6)$$

Ошондой эле  $-\lg K = pK$ ; жана  $-\lg[OH^-]$  десек, (8.5) теңдеме төмөндөгүдөй түргө келет:

$$pK_w = pH + pOH \quad (8.7)$$

1.6-таблицада ар кандай температурада  $pK_w = -\lg K_w$  чоңдугунун мааниси берилген

1.6-таблица

|             |        |        |        |        |        |       |       |        |
|-------------|--------|--------|--------|--------|--------|-------|-------|--------|
| $t^\circ C$ | 0      | 10     | 20     | 25     | 30     | 40    | 50    | 60     |
| $pK_w$      | 14,943 | 14,534 | 14,166 | 13,966 | 13,833 | 13,53 | 13,26 | 13,017 |

$pH$  тын маанилерин индикаторлордун жардамы менен аныктоого болот. Суутектин иондорунун концентрациясынын өзгөрүшүнө жараша түстөрүн өзгөртүүчү заттарды индикаторлор деп айтабыз.

Суутек иондорунун концентрациясы (моль) менен суутектик көрсөткүчтүн ортосундагы байланышты төмөндөгү схема менен көрсөтүүгө болот:

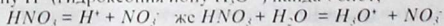
|         |                                |           |           |           |           |           |           |           |                              |            |            |            |            |            |  |
|---------|--------------------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|--|
| $[H^+]$ | $10^{-1}$                      | $10^{-2}$ | $10^{-3}$ | $10^{-4}$ | $10^{-5}$ | $10^{-6}$ | $10^{-7}$ | $10^{-8}$ | $10^{-9}$                    | $10^{-10}$ | $10^{-11}$ | $10^{-12}$ | $10^{-13}$ | $10^{-14}$ |  |
| $pH$    | 1                              | 2         | 3         | 4         | 5         | 6         | 7         | 8         | 9                            | 10         | 11         | 12         | 13         | 14         |  |
|         | ← Чөйрөнүн кислоталуулугу өсөт |           |           |           |           |           |           | ↑         | Чөйрөнүн щелочтуулугу өсөт → |            |            |            |            |            |  |
|         | Нейтралдуу чөйрө               |           |           |           |           |           |           |           |                              |            |            |            |            |            |  |

### Аррениустун теориясынын негизинде кислота жана негиз түшүнүктөрү

*Аррениустун теориясынын негизинде заттар диссоциацияланганда суутектин ионуна ажыраса кислота деп, ал эми гидроксил группаларына ажыраса негиз деп аталып, кислота менен негиздердин алгачкы теориясы пайда болгон:*



**Кислоталардын диссоциациясы.** Кислоталар диссоциацияланганда, кислоталардын касиеттерин мүнөздөөчү (кычкыл даамы, индикаторлорго таасири, негиздер менен аракеттениши ж.б.) суутектин иону  $H^+$  (гидроксония иону  $H_3O^+$ ) пайда болот;

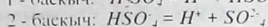
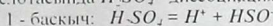


Кислоталардын диссоциациясында суутектин ионунан башка катиондор пайда болбойт. Демек, электролиттик диссоциация теориясы боюнча кислоталар суу эритмелеринде суутектин гидратташкан иондорун гана пайда кылуучу электролиттер болуп саналат.

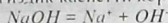


Бир молекула кислота ажыраганда пайда болуучу суутектин иондорунун санын кислотанын негиздүүлүгү аныктайт. Мисалы,  $HCl$  жана  $HNO_3$  - бир негиздүү кислоталар,  $H_2SO_4$  жана  $H_2SO_3$  - эки негиздүү кислоталар,  $H_3PO_4$  - үч негиздүү кислота.

Эки жана көп негиздүү кислоталар, улам бирден суутектин иону бөлүп чыгаруу менен баскычтуу диссоциацияланат. Мисалы, күкүрт кислотасында  $H_2SO_4$  - диссоциация процесси эки баскычта жүрөт:

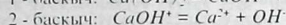
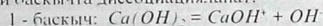


**Негиздердин диссоциациясы.** Негиздердин диссоциациясында негиздик касиетти көрсөтүүчү гидроксид иону  $OH^-$  пайда болот:

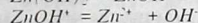
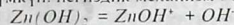


Мына ошентип, бир типтеги аниондорду - гидроксид иондорун гана пайда кылуу менен диссоциациялануучу электролиттерди негиздер деп айтабыз.

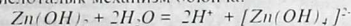
Бир молекула негиз ажыраганда пайда болуучу гидроксид иондорунун санын негиздердин кислоталуулугу аныктайт. Мисалы,  $NaOH$  жана  $KOH$  - бир кислоталуу негиздер,  $Ba(OH)_2$  жана  $Ca(OH)_2$  - эки кислоталуу негиздер ж.б. Эки жана үч кислоталуу негиздер баскычтуу диссоциацияланат. Мисалы, кальций гидроксиди  $Ca(OH)_2$  эки баскычта диссоциацияланат.



Кээ бир металлдардын гидроксидери негиздердин диссоциация механизми боюнча да жана кислоталардын диссоциация механизми боюнча да диссоциацияланышы мүмкүн. Андай бирикмелерге цинктин  $Zn(OH)_2$ , бериллийдин  $Be(OH)_2$ , алюминийдин  $Al(OH)_3$ , хромдун (III)  $Cr(OH)_3$ , калайдын (IV)  $Sn(OH)_4$  гидроксидерин кошууга болот. Мисалы, цинктин гидроксидинин диссоциациясы төмөндөгүдөй жүрүшү мүмкүн: негиздик механизм боюнча:

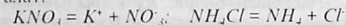


Кислоталык механизм боюнча:



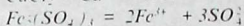
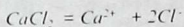
Диссоциация учурунда суутектин иондорун да, жана ошондой эле гидроксид иондорун да пайда кылуучу электролиттерди амфотердик бирикмелер же *амфолиттер* деп айтабыз.

**Туздардын диссоциациясы.** Диссоциацияланганда металлдардын катиондорун (же аммоний катиону  $NH_4^+$ ) жана кислота калдыктардын аниондорун пайда кылуучу электролиттер туздар деп аталат.



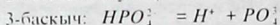
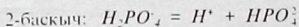
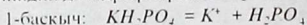
Туздар: орто туздар, кычкыл туздар жана негиздик туздар болуп бөлүнөт.

Орто туздар толук диссоциацияланат:



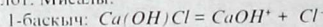
Натыйжада металлдардын катиондору жана кислота калдыгынын аниондору гана пайда болот.

Кычкыл туздардын диссоциациясы баскычтуу жүрөт. Мисалы, калийдин дигидрофосфаты  $KH_2PO_4$  төмөндөгүдөй диссоциацияланат:



Натыйжада кычкыл туздар эки типтеги катиондорду: металлдардын катиондорун жана суутектин иондорун пайда кылат:

Негиздик туздар диссоциацияланганда дайыма эки типтеги аниондор: кислота калдыгынын аниону жана гидроксид иону пайда болот. Мисалы:



### Күчтүү жана начар электролиттер. Диссоциация константасы

Диссоциация даражасына жараша бардык электролиттер күчтүү жана начар электролиттер болуп бөлүнүшөт. Диссоциация даражасын электролиттин концентрациясына жана эритменин температурасына көз каранды болгондуктан, мындай бөлүштүрүү шарттуу болуп саналат.

Начар электролиттер - бул иондорго аз диссоциациялануучу заттар болуп саналат. Органикалык эмес бирикмелерден аларга: суу, суутектин пероксиди  $H_2O_2$ , көмүр  $H_2CO_3$ , азоттуу  $HNO_2$ , циандуу суутек  $HCN$ , гипохлорит  $HCIO$ , фосфор  $H_3PO_4$ , бор  $H_3BO_3$  кислоталары сыяктуу кээ бир кислоталар кирет.

Электролиттин күчтүүлүгүн диссоциация константасынын жардамы менен мүнөздөөгө болот. Бул диссоциация даражасына караганда электролиттин күчүнүн жалпыраак сандык мүнөздөмөсү боло алат. Анткени ал электролиттин концентрациясына көз каранды эмес.

$AB$  начар электролитинин диссоциациясын  $AB = A^+ + B^-$  бардык тең салмактуулук процесстери сыяктуу, диссоциация константасы деп аталуучу тең салмактуулук константасы менен мүнөздөөгө болот:

$$K_A = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Эгерде электролит баскычтуу диссоциацияга учураса, анда ар бир баскычтын диссоциация константасын жазуу керек.

Диссоциация константаларынын маанилеринен электролиттердин күчтөрүн салыштырууга жана баалоого болот.  $K_A$  канчалык кичине болсо, электролит ошончо начар, жана тескерисинче  $K_A$  канчалык чоң болсо, электролит ошончо күчтүү болот.

Начар электролиттер үчүн диссоциация константасы берилген температурада туруктуу чоңдук болуп саналат (электролиттин

концентрациясына көз каранды болбогон). Мисалы, фтордуу суутектин жана фосфор кислотасынын 25<sup>o</sup>C дагы диссоциация константы:

$$HF = H^+ + F^- \quad K_{1,I} = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 6,61 \cdot 10^{-4};$$

1-баскычы:  $H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$ ,  $K'_{1,I} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,52 \cdot 10^{-3}$

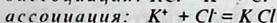
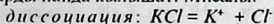
2-баскычы:  $H_2PO_4^- + HPO_4^{2-}$ ,  $K''_{1,I} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6,31 \cdot 10^{-8}$

3-баскычы:  $HPO_4^{2-} = H^+ + PO_4^{3-}$ ,  $K'''_{1,I} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 1,26 \cdot 10^{-12}$

$K_d$  нын жогоруда келтирилген маанилери боюнча төмөндөгүдөй жыйынтык чыгарууга болот: фосфор кислотасы диссоциациясынын биринчи баскычында экинчи жана үчүнчү баскычына караганда күчтүү электролит болуп саналат; фтордуу суутек кислотасы фосфор кислотасынын биринчи баскычына караганда начар, ал эми фосфор кислотасынын экинчи жана үчүнчү баскычына салыштырганда күчтүү кислота болуп саналат.

Күчтүү электролиттер эритмелеринде дээрлик толугу менен иондорго диссоциацияланышат. Аларга органикалык эмес кислоталар (хлордуу суутек  $HCl$ , бромдуу суутек  $HBr$ , иоддуу суутек  $HI$ , хлор  $HClO_4$ , азот  $HNO_3$ , күкүрт  $H_2SO_4$ , селен  $H_2SeO_4$ , марганец  $HMnO_4$  жана башкалар), көпчүлүк туздар, щелочтор кирет.

Күчтүү электролиттердин дээрлик толук диссоциация-ланышына карабастан, алардын диссоциация даражаларынын маанилери 100%тен аз болот. Бул иондордун ассоциация процесси менен байланыштуу. Карама-каршы заряддалган иондор бири-бири менен биригишип, иондук жуптарды пайда кылышат. Мисалы:



Иондук жуптарды пайда кылуучу иондор эриткичтин бөлүкчөлөрдүн катмарлары менен бөлүнүп турушат. Бирок кээ бир учурларда иондор бири-бирине тийишип, жалпы гидраттык кабыкчаны пайда кылышат:

Иондук жуптарды диссоциацияланбаган молекулалар деп эсептөөгө болбойт, себеби алар молекулалардан касиеттери боюнча айырмаланып турушат.

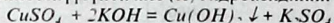
Иондук жуптарды пайда кылуу менен иондордун электростатикалык аракеттениши эритмелердеги иондордун реалдуу концентрациясын төмөндөтөт, ошондуктан электролиттин диссоциация даражасы 100%тен аз болот. Белгилүү концентрациядагы эксперименталдык жактан аныкталуучу электролиттерди диссоциация даражасын концентрациялык диссоциация даражасы деп айтабыз. Эритмедеги электролиттердин концентрациясы канчалык аз болсо, иондордун ассоциациясы ошончолук аз болуп, диссоциация даражасы мүмкүн болушунча 100%ке

жакындайт. Мындай көз караңдылыкты күкүрт кислотасынын диссоциациясынын мисалында көрсөтсөк болот:

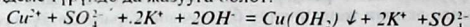
|                          |    |     |      |                   |                   |
|--------------------------|----|-----|------|-------------------|-------------------|
| концентрациясы (моль/л): | 5  | 0,5 | 0,05 | $5 \cdot 10^{-3}$ | $5 \cdot 10^{-4}$ |
| диссоциация даражасы, %: | 18 | 51  | 58   | 79                | 93                |

### Электролит эритмелериндеги реакциялар

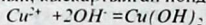
**Орун алмашуу реакциясы.** Эгерде реакция учурунда начар электролиттер, (мисалы, аз эрүүчү) чөкмө же газ абалындагы продуктулар пайда болсо, анда электролиттердин эритмелериндеги орун алмашуу реакциясы аягына чейин жүрөт. Мисалы, калийдин гидроксидинин жана жез (II) сульфатынын эритмелеринин аракеттенүүсүнөн жез (II) гидроксидинин чөкмөсү чөгөт:



Жазылган теңдеме молекулалык теңдеме деп аталат. Аны иондук теңдеме түрүндө да жазууга болот:



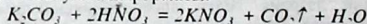
Теңдеменин оң жана сол бөлүктөрүнөн бирдей иондорду кыскартып салып, кыскартылган иондук теңдемени алабыз:



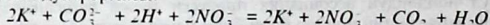
мында жездин (II) иондору менен гидроксид иондору өз ара аракеттенишип жездин (II) гидроксидин пайда кылат. Ал эми  $\text{SO}_4^{2-}$  жана  $\text{K}^+$  иондору реакцияга катышпайт.

Газ абалындагы затты пайда кылуучу, калийдин карбонаты менен азот кислотасынын ортосундагы реакцияны карап көрөлү:

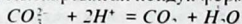
а) Молекулалык формасы:



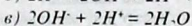
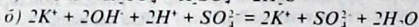
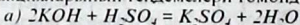
б) Иондук формасы:



в) Кыскартылган иондук формасы:



Начар электролит - сууну пайда кылуучу нейтралдашуу реакцияларынын теңдемелери төмөндөгүдөй түрдө болот:



Мына ошентип, нейтралдашуу реакцияларында суутек иондору гидроксид иондору менен биригишип, суунун молекуласы пайда болот.

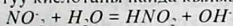
**Туздардын гидролизи.** Суу - начар электролит. Таза сууда суутек иондору менен гидроксид иондорунун концентрациясы барабар, мында  $\text{pH} = 7$  болот. Эгерде сууга тузду эритсек, анда  $[\text{H}^+]$  жана  $[\text{OH}^-]$  иондорунун өзгөрүшү менен суунун диссоциациясынын тең салмактуулугу бузулат,  $\text{pH}$  дин мааниси 7ден четтейт. Мисалы, натрий карбонатынын эритмесинде чөйрөнүн реакциясы щелочтуу ( $\text{pH} > 7$ ), жездин (II) хлоридинин эритмесинде кычкыл ( $\text{pH} < 7$ ) болорун



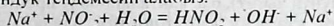
индикатордун жардамы менен оңой эле аныктоого болот. Эритмедеги суутек иондорунун жана гидроксид иондорунун азайышы же көбөйүшү начар электролит менен алардын байланышы аркылуу жүрөт.

Начар электролиттин пайда болушу менен жүрүүчү туздардын иондорунун суунун молекулалары менен орун алмашуу реакцияларын туздардын гидролизи деп айтабыз.

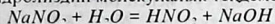
1. Күчтүү негиз жана начар кислотадан пайда болгон туздардын гидролизи. Мисал катары күчтүү негиз  $\text{NaOH}$  жана начар кислота  $\text{HNO}_2$  дан пайда болгон натрийдин нитритинин  $\text{NaNO}_2$  гидролизин келтиребиз:  $\text{NaNO}_2 = \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$ . Мында оң заряддалган натрий иону суунун молекуласынан терс заряддалган гидроксид ионун гана тартып алышы мүмкүн, бирок мында начар электролит пайда болбойт ( $\text{NaOH}$  - күчтүү электролит). Терс заряддалган нитрит иону суудан оң заряддалган суутектин ионун тартып алып, начар электролит - азоттуу кислотаны пайда кылышы мүмкүн:



Гидролиздин бул теңдемеси кыскартылган иондук теңдеме болуп саналат. Мында суунун молекуласы менен начар кислотанын аниону реакцияга киргендигин көрсөтөт. Теңдеменин сол жана оң жак бөлүктөрүнө бирдей сандагы натрийдин иондорун кошуп жазуу менен иондук теңдемесин алабыз:

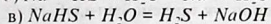
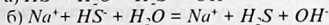
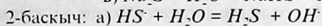
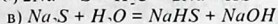
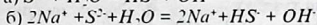
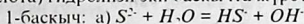


Гидролиздин молекулалык теңдемеси:



Мындан ары туздардын гидролизинин теңдемелерин жазууда ушул тартип сакталат: а) кыскартылган иондук теңдеме, б) иондук теңдеме, в) молекулалык теңдеме.

Эгерде туз күчтүү негизден жана көп негиздүү начар кислотадан пайда болсо, анда гидролиз баскычтуу жүрөт. Мисалы, натрий сульфидинин  $\text{Na}_2\text{S}$  ( $\text{NaOH}$  - күчтүү негиз,  $\text{H}_2\text{S}$  - эки негиздүү начар кислота) гидролизи эки баскычта жүрөт:

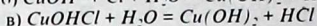
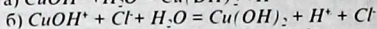
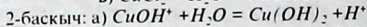
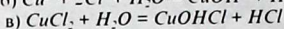
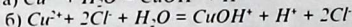
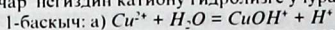


Туздардын гидролизи көпчүлүк учурларда 1-баскыч боюнча гана жүрөт.

Күчтүү негиз жана начар кислотадан пайда болгон туздардын гидролизинде эритмеде ашыкча гидроксид иондору пайда болот да, эритменин реакциясы щелочтуу болот ( $\text{pH} > 7$ ).

2. Начар негиз жана күчтүү кислотадан пайда болгон туздардын гидролизи. Жездин (II) хлоридинин  $\text{CuCl}_2$  [ $\text{Cu}(\text{OH})_2$  - начар негиз,  $\text{HCl}$  - күчтүү кислота] гидролизин карап көрөбүз. Диссоциация

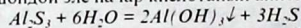
теңдемеси:  $CuCl_2 = Cu^{2+} + 2Cl^-$ .  $Cu^{2+}$  иондору суудан  $OH^-$  иондорун тартып алып, начар электролитти  $CuOH^+$  пайда кылышы мүмкүн,  $Cl^-$  иондору  $H^+$  иондору менен начар электролитти пайда кылбайт. Мына ошентип, начар негиздин катиону гидролизге учурайт:



Мындай туздардын гидролизинин натыйжасында эритмеде ашыкча суутектин иондору пайда болот, б.а.  $pH < 7$ .

Гидролиз - кайталанма процесс: реакциянын аягына чейин жүрүшүнө пайда болгон кислота (же суутектин иону) менен гидроксид иондорунун (же негиз) нейтралдашуу реакциясы тоскоолдук келтирет.

3. Начар негиз жана начар кислотадан пайда болгон туздардын гидролизи. Бул учурда суу менен ар негиздин катиону да, ошондой эле начар кислотанын аниону да аракеттенишет. Мисалы:

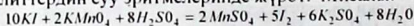


Эки начар электролиттен пайда болгон туздардын гидролизи аягына чейин жүрөт (газ же чөкмө бөлүнүп чыгат), б.а. кайталанбоочу процесс.

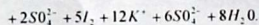
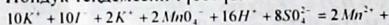
4. Күчтүү негиз жана күчтүү кислотадан пайда болгон туздар гидролизге учурабайт. Себеби алар суу менен биригишип начар электролитти пайда кылышпайт. Мындай туздарга:  $NaCl$ ,  $KNO_3$ ,  $BaCl_2$ ,  $Na_2SO_4$  ж.б. мисал келтирүүгө болот. Мындай туздардын эритмелеринде чөйрөнүн реакциясы нейтралдуу ( $pH = 7$ ).

### Эритмедеги кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары

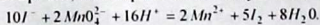
Көпчүлүк кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары электролиттердин суу эритмелеринде жүрөт. Мисалы:



Иондук теңдемесин түзөбүз:



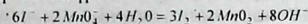
Теңдеменин оң жана сол бөлүгүндөгү бирдей сандагы окшош иондору кыскартып, кыскартылган иондук теңдеме-син алабыз:



Бул теңдеме реакцияга  $I^-$  (калыбына келтиргич) жана  $MnO_4^-$  (кычкылдандыргыч) иондору катышканын көрсөтөт. Теңдемеден чөйрөнүн да таасирин көрүүгө болот; реакция кычкыл чөйрөдө  $H^+$  иондорунун катышуусу менен жүрөт.

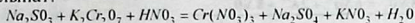
Чөйрөнүн кислоталуулугу (негиздүүлүгү) эритмелер-деги кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларынын механизминде жана пайда болуучу продуктыларына өз таасирин тийгизет. Мисалы, эгерде

калий йодиди KI жана калий перманганаты  $KMnO_4$  кислота кошулбаган суунун чөйрөсүндө реакцияланышса, анда реакция төмөндөгүдөй тартипте жүрөт:



Суу чөйрөсүндө жүрүүчү кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларынын теңдемелерин теңдөө үчүн, электрондук баланс методунан башка, электрондук - иондук баланс методун же жарым реакция методун пайдаланса да болот.

1-мисал. Электрондук - иондук баланс методу боюнча төмөндөгү реакциянын схемасына тиешелүү коэффициенттерди коюу талап кылынат:



Реакция учурунда өзгөрүүгө дуушар болгон бөлүкчөлөрдү аныктайбыз:



Бул схеманын негизинде  $SO_3^{2-}$  ионунун кычкылданышынын жана  $Cr_2O_7^{2-}$  ионунун калыбына келишинин жарым реакция-сынын теңдемесин түзөбүз:

Сульфит ион  $SO_3^{2-}$  сульфат ионго  $SO_4^{2-}$  айланыш үчүн 1 моль  $SO_3^{2-}$  суунун молекуласынан 1 моль атомардык кычкылтектеги кошуп алат. Натыйжада дагы 2 моль суутектин иону пайда болот:

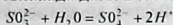
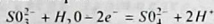
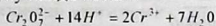


Схема атомдордун саны боюнча теңделгенден кийин заряддардын саны боюнча да теңделиш керек. Кычкылдануу процесси жүрүшү үчүн схеманын сол жак бөлүгүндөгү бөлүкчөлөр 2 моль электрондорду бериши керек:

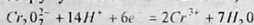


Биринчи жарым реакциянын ( $SO_3^{2-}$  иондорунун кычкылданышы) теңдемесин түздүк.

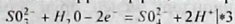
Хромат - анионунун калыбына келүүсүндө 1 моль  $Cr_2O_7^{2-}$  ионунан 2 моль  $Cr^{3+}$  иону пайда болот. Мындан сырткары 7 моль атомардык кычкылтек 14 моль суутектин иондору (кычкыл чөйрөдө) менен 7 моль сууну пайда кылат:



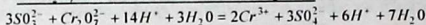
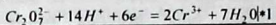
Заряддарын теңдөө менен экинчи жарым реакциянын ( $Cr_2O_7^{2-}$  иондорунун калыбына келиши) теңдемесин алабыз:



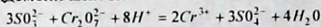
Суммардык реакцияны кыскартылган иондук формада жазыш үчүн эки жарым реакциянын теңдемелерин кошобуз. Алынган жарым реакциялардын теңдемелеринен электрондордун саны теңделет. Ал үчүн ар бири тиешелүү коэффициенттерге көбөйтөбүз:



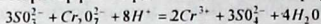
+



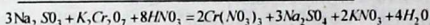
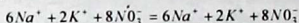
же, барабардыктын эки жагынан  $6H^+$  жана  $3H_2O$  кыскартып, төмөндөгү теңдемени алабыз:



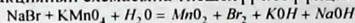
Теңдемени молекулалык формада жазуу үчүн барабардыктын сол жана оң бөлүктөрүнө бирдей сандагы иондорду кошуп жазабыз:



+



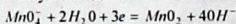
2-мисал. Электрондук - иондук баланс методу менен төмөндөгү реакциянын схемасына тиешелүү коэффициенттерди койгула:



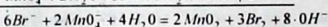
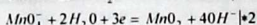
Реакция учурунда бромид иону жана перманганат иону өзгөрүүгө учурайт:



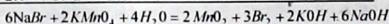
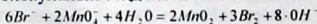
Бромид иондун кычкылданышынын жана перманганат - иондун калыбына келишинин жарым реакцияларынын теңдемелерин түзөбүз. 2 моль  $Br^-$  -ионунан 1 моль  $Br_2$  пайда болорун эске алып биринчи жарым реакциянын теңдемесин түзөбүз:  $2Br^- - 2e = Br_2$ ; 1 моль  $MnO_4^-$  иону калыбына келгенде 1 моль  $MnO_2$  пайда болуп, 2 моль атомардык кычкылтек 2 моль суу менен байланышып (нейтралдуу чөйрөдө), 4 моль  $OH^-$  ионун пайда кылат. Экинчи жарым реакциянын теңдемесин түзөбүз:



Кыскартылган иондук теңдемесин түзөбүз:



Молекулалык теңдемеси:



Электрондук - иондук баланс методу эритмелердеги реакциялар үчүн гана жарактуу болот.

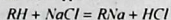
### Электролиттердин катышуусу менен жүрүүчү орун алмашуу реакциялары

Эриген электролиттер иониттер деп аталуучу кээ бир катуу заттар менен да орун алмашуу реакцияларына кириши мүмкүн. Электролиттердин катиондору же аниондору менен орун алмашуучу

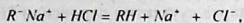


кыймылдуу иондору (катиондор же аниондор) бар заттарды иониттер деп айтабыз. Иониттерге жаратылыш (жыгач, чым көн) жана синтетикалык (алюминий оксиди, чайырлар) заттар кирет. Ион алмашуучу чайырлар эң чоң практикалык мааниге ээ. Иониттер кандай иондор (катиондор же аниондор) менен орун алмашканына жараша, катиониттер жана аниониттер болуп бөлүнүшөт.

Суутектин иону натрийдин катиону менен орун алмашуучу катиониттин иштөө механизмин карап көрөбүз. Катиониттин формуласын  $RH$  түрүндө туюнтабыз. Мында  $R^-$  - татаал (көбүнчө органикалык) бөлүкчө. Орун алмашуу реакциясы төмөндөгү схема боюнча жүрөт:



Эгерде  $RH$  катиониттин данчалары менен толтурулган колонка аркылуу  $NaCl$  дун эритмесин өткөрсөк, анда колонкадан  $HCl$  тин эритмеси бөлүнүп чыгат. Белгилүү сандагы эритмени өткөргөндөн кийин катионитти регенерациялашат (б.а. калыбына келтиришет).



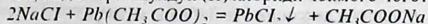
Бул катиондук регенерация, ал эми аниондук регенерация төмөндөгүдөй болот:

$R^+ Cl^- + NaOH = ROH + Na^+ + Cl^-$ ; мында,  $R^+$  - татаал катиондук бөлүкчө.

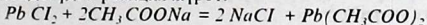
Иониттер эл чарбасында кеңири колдонула баштады. Алар сейрек кездешүүчү металлдардын бирикмелерин алууда, өнөр агындыларын тазалоодо, суунун шордуулугун азайтууда, фармацевтикалык өнөр жайларда жана башка көптөгөн тармактарда пайдаланылат.

**Суусуз эритмелер.** Суусуз эритмелер ар түрдүү технологиялык процесстерде улам кеңири колдонулуп келе жатат. Суусуз эритмелер - бул суудан башка бардык суюктуктар эриткич болуп саналган, суюк эритмелер. Органикалык эмес заттар (суюк аммиак  $NH_3$ , суюк фтордуу суутек  $HF$ , суусуз күкүрт кислотасы  $H_2SO_4$ , суюк күкүрт (IV) оксиди  $SO_2$ , ж.б.) жана ошондой эле органикалык заттар (спирттер, эфирлер, ацетон, бензол, хлороформ ж.б.) суусуз эриткичтер болуп саналат.

Суусуз эриткичтердин артыкчылык жактарын карап көрөбүз. Суусуз эриткичтер негизинен сууну пайдаланууга мүмкүн болбогон жерлерде колдонулат. Суулуу эритмелерде ишке ашпай турган процесстер, суусуз чөйрөдө жүрүшү мүмкүн. Мисалы: эгерде натрийдин хлоридинин жана коргошундун (II) ацетатынын суудагы эритмелерин аралаштыра турган болсок, анда коргошундун (II) хлориди чөкмөгө чөгөт:



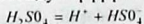
Суусуз эриткич - пиридинде коргошундун (II) хлориди жакшы эрийт, ал эми натрий хлориди начар эрийт. Ошондуктан пиридинде төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



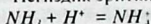
Бул мисал суусуз эриткичтерди колдонуу менен орун алмашуу реакцияларынын багыттарын өзгөртүүгө мүмкүн экендигин көрсөтөт. Бул туздардын сууда жана пиридинде эригичтигинин ар кандай болушу менен шартталат.

Суусуз эриткичтерди классификациялоо протондук теорияга негизделген. Эриткичтер протондук жана апротондук болуп бөлүнүшөт. Протондук эриткичтердин молекула-лары протондорду берүү жана кошуп алуу процесстерине катышат. Протондук эриткичтер кычкыл, негиздик жана амфотердик болуп бөлүнүшөт.

Кычкыл эриткичтер (фтордуу суутек, күкүрт кислотасы ж.б.) үчүн протонду берүү реакциялары мүнөздүү:



Негиздик эриткичтер үчүн протонду кошуп алуу мүнөздүү:

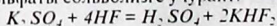


Амфотердик эриткичтер протонду берүү реакцияларына да, кошуп алуу реакцияларына да катыша берет. Аларга суутектин пероксиди  $H_2O_2$ , спирттер кирет.

Апротондук эриткичтердин молекулалары кислоталык -негиздик процесстерге катышпайт. Апротондук эриткичтерге фосфор (III) хлориди  $PCl_3$ , азот (IV) оксиди  $N_2O_4$ , ацетон, бензол жана башка заттар кирет. Суусуз эритмелерде да электролиттер иондорго диссоциацияланышат. Мында электролиттердин күчү эриткичтин салыштырмалуу диэлектрдик өткөрүмдүүлүк касиетине көз каранды болот. Бул чоңдук вакуумга салыштырганда эриткичте эриген бөлүкчөлөрдүн электростатикалык аракеттенүү күчү канча эсе азайгандыгын көрсөтөт. Вакуумдун диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү 1 ге барабар деп кабыл алынган. Эгерде бөлүкчөлөрдүн (иондор, диполдор) вакуумдагы аракеттенүү күчү  $F$  ге барабар болсо, анда диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү  $\epsilon$  болгон эриткичтеги аракеттенүү күчү  $\frac{F}{\epsilon}$  ге барабар болот.

$25^\circ C$  да суунун салыштырмалуу диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү 78,5 ге барабар. Көпчүк эриткичтерде  $\epsilon$  нин мааниси кичине. Мисалы, суюк аммиак үчүн  $\epsilon = 22$  ( $-34^\circ C$ ) ацетон үчүн  $\epsilon = 21$ , бензол үчүн  $\epsilon = 2,3$ . Бирок бир нече эриткичтерде  $\epsilon$  нин мааниси суунукунан чоң. Мисалы, күкүрт кислотасы үчүн  $\epsilon = 101$ . Эриткичтин диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү канчалык аз болсо, андагы иондор ошончолук күчтүү аракеттенишет, молекулалар кыйынчылык менен диссоциацияланышат. Эритмелердин электр өткөрүмдүүлүгү ошончолук начарлайт. Бир эле электролит сууда күчтүү, ацетондо начар диссоциацияланышы мүмкүн. Ал эми бензолдо болсо таптакыр эле иондорго диссоциацияланбашы мүмкүн.

Суусуз эритмелерде химиялык заттардын сольволизин (гидролизге окшош) - эриген зат менен эриткичтин ортосундагы орун алмашуу реакциясы жүрүшү мүмкүн. Мисалы, суусуз фтордуу суутекте калийдин сульфаты сольволизге учурайт:



Суусуз эритмелер эл чарбасында кеңири колдонула баштады. Алар көпчүлүк органикалык эмес жана органикалык заттарды алууда, айрыкча суулуу чөйрөдө гидролизге дуушар болуучу заттарды алууда пайдаланышат. Көпчүлүк синтетикалык полимерлер суусуз эритмелерде алынат. Алар металлдарды алууда жана башка көптөгөн тармактарда пайдаланылат.

**? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

Мисал 1. Эгерде диссоциация даражасы 2% ке барабар болсо, анда 1М азоттуу кислотанын эритмесинин суутектик көрсөткүчүн аныктагыла.

Чыгаруу:  $[H^+] = [HNO_2] \cdot \alpha$  формуласы боюнча суутектин иондорунун концентрациясын аныктайбыз.

$$[H^+] = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg [H^+]; \quad pH = -\lg 0,02 = 1,7$$

Мисал 2. Кислотанын эритмесинин суутектик көрсөткүчү 3 ке барабар. Бул эритмедеги суутектин иондорунун концентрациясын аныктагыла.

Чыгаруу:  $pH = -\lg [H^+]$  формуласынан  $[H^+] = 10^{-pH}$  алабыз.  $[H^+] = 10^{-3}$  моль/л.

1. Эритмелерде электр тогун кайсы бөлүкчө өткөрөт?
2. Электродит эмес заттар кандай химиялык байланыш менен түзүлгөн?
3. Кайсы заттын эритмеси электр тогун өткөрбөйт?
  - а) хлордуу суутектин эритмеси;
  - б) натрий хлоридинин эритмеси;
  - в) аммиактын эритмеси;
  - г) кычкылтектин эритмеси;
  - д) жегич калийдin эритмеси;
4. Электродиттик диссоциациялык теорияга негиз салган окумуштуу ким?
5. Эритмелердин гидраттык теориясынын негиз салуучусу ким?
6. Гидратация деген эмне?
7. Суудагы эритмелерде диссоциацияланганда катион катарында бир гана суутектин катиону пайда боло турган татаал зат кандай класска кирет?
8. Кислоталардын жалпы касиети кайсы иондун болушуна байланыштуу?
9. Алюминий сульфаты диссоциацияланганда канча ион пайда болот?
10. Кайсы металлдын иону түссүз жалынды кызыл түскө боейт?
  - а)  $K^+$ ;
  - б)  $Na^+$ ;
  - в)  $Ca^{2+}$ ;
  - г)  $Fe^{3+}$ ;
  - д)  $Ba^{2+}$ ;
11. Кайсы туздун эритмеси нейтралдуу чөйрөнү берет?
  - а)  $Na_2SiO_3$ ;
  - б)  $NaNO_2$ ;
  - в)  $NaNO_3$ ;
  - г)  $Zn(NO_3)_2$ ;
  - д)  $NH_4Cl$ ;
12. Кайсы туздун эритмеси кычкыл чөйрөнү берет?
  - а)  $Al(NO_3)_3$ ;
  - б)  $Ba(NO_3)_2$ ;
  - в)  $Li_2SO_4$ ;
  - г)  $CaCl_2$ ;
  - д)  $Na_2CO_3$ ;
13. Кайсы туздун эритмеси шөлчүтүү чөйрөнү берет?
  - а)  $CuSO_4$ ;
  - б)  $AgNO_3$ ;
  - в)  $PbCl_2$ ;
  - г)  $Na_3PO_4$ ;
  - д)  $NaI$ ;
14. Коваленттик уюлдуу башланыштагы заттардын диссоциациясынын негизги шарты кайсы?
  - а) ысытуу;
  - б) электр тогун өткөрүү;
  - в) муздатуу;
  - г) суу болуш керек;
  - д) басым;
15. Кайсы физикалык даамды берип, бир гана кристаллогидраттар үчүн мүнөздүү?
16. Төмөнкүлөрдүн ичинен кайсы ион көгүш түстө?
  - а)  $SO_4(H_2O)_2^{2-}$ ;
  - б)  $Ca^{2+}$ ;
  - в)  $Co(H_2O)_6^{2+}$ ;
  - г)  $Cu^{2+}$ ;
  - д)  $Cu(H_2O)_4^{2+}$ ;
17. 10 моль кристаллдык содаы  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  кызатканда канча л суу бөлүнүп чыгат?
18. Эритмеге кычкыл даамды берип, лакмусту кызыл түскө боёчу, ткандарды жеп жиберүүчү касиеттерге ээ кылуучу кайсы ион?
19. Кайсы иондордун болушу эритмеге жылмышкактыкты, лакмусту көк түскө боёчу, кир кетириүүчү турган касиеттерди берип турат?
20. Канча моль натрий сульфатын сууда эриткенде  $SO_4^{2-}$  иондорунун концентрациясы 2 моль алюминий сульфатын эриткенде алынган  $SO_4^{2-}$  иондорунун концентрациясына барабар болот (100% диссоциацияланганда)?
21. Кальций дигидрофосфаты диссоциацияланганда эритмеде кайсы иондор пайда болот?

22. Канча моль натрий хлоридиндеги хлордун иону 2 моль алюминий хлоридиндеги хлордун ионуна барабар болот?
23. Эритмедеги  $\text{Na}^+$  иондору 4,6 г болсо, натрий сульфаты (100% диссоциацияланганда) канча моль болуш керек?
24. Төмөнкү келтирилген электролиттердин эритмелеринде иондордун кайсы тобу эригмелерде чогуу боло албайт?
- а)  $\text{Cu}^{2+}; \text{Cl}^-; \text{SO}_4^{2-}; \text{H}^+$ ; б)  $3\text{Mg}^{2+}; 2\text{PO}_4^{3-}; \text{Ag}^+; \text{Cl}^-$ ;  
 в)  $\text{Zn}^{2+}; 2\text{Cl}^-; \text{H}^+; \text{NO}_3^-$ ; г)  $\text{Ag}^+; \text{NO}_3^-; \text{Pb}^{2+}; \text{Cl}^-$ ;
25. Электрдик диссоциациялык теориянын негизинде негиздерге туура келүүчү аныктаманы бергиле.
26. Эгерде темир купоросунун 5 молун кызытканда 630 мл суу бөлүнүп чыкса, формуласы кандай болот?
27. Эритмеде туз диссоциацияланганда  $\text{Fe}^{3+}; \text{NH}_4^+; \text{SO}_4^{2-}$  иондору пайда болгон. Туздун формуласы кайсы?
28. 0,1 моль кальций нитраты диссоциацияланганда канча моль  $\text{NO}_3^-$  иону пайда болот?
29. Уксус кислотасынын концентрацияланган эритмеси аркылуу электр тогун өткөргөндө электр лампасы үлпүлдөп күйөт. Эгер уксус кислотасынын эритмесин суултсаат электр лампасынын жарыгы кандай болот?
30. Төмөнкү реакциялардын молекулалык теңдемелеринин кайсынысы кыскартылган иондук теңдемеге  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  туура келет?
- а)  $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$ ;  
 б)  $2\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
 в)  $\text{KOH} + \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 г)  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 д)  $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
31. Кыскартылган иондук теңдемеге:  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$  төмөнкү реакциялардын молекулалык теңдемелеринин кайсынысы туура келбейт?
- а)  $\text{BaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  
 б)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
 в)  $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 г)  $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2 \uparrow$ ;  
 д)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;
32. Кайсы химиялык реакция кайталанма реакцияга кирет?
- а)  $3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{HNO}_3$ ;  
 б)  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ ;  
 в)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{KI} = 2\text{NaI} + \text{K}_2\text{SO}_4$ ;  
 г)  $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{CuCl}_2$ ;  
 д)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
33. Кайсы иондордун жубу эритмеде бир убакта боло алышат?
- а)  $\text{Ca}^{2+}; \text{SiO}_3^{2-}$ ; б)  $\text{Hg}^{2+}; \text{S}^{2-}$ ; в)  $\text{Pb}^{2+}; \text{PO}_4^{3-}$ ; г)  $\text{Zn}^{2+}; \text{OH}^-$ ; д)  $\text{Zn}^{2+}; \text{Cl}^-$ ;
34. Эритмеде 0,1 моль  $\text{Al}^{3+}$  иону жана 0,3 моль  $\text{Cl}^-$  иону бар. Канча моль алюминий хлориди эриген?

## 9) ХИМИЯЛЫК РЕАКЦИЯНЫН ЫЛДАМДЫГЫ

Химиялык реакцияларды окуп үйрөнүүдө кээ бир реакциялар секунданын кандайдыр бир үлүшүндө, ал эми кээ бир реакциялардын жүрүшү тескерисинче бир нече саатка жана суткаларга созулуп жай жүрөөрүн байкоого болот. Мисалы: суутек кычкылтек менен ысытканда өтө тез реакцияланышат; абада калтырылган темирдин кычкылданышы көп жылга созулат.

Химиялык реакциялардын ылдамдыктарын, механизмдерин, жүрүү себептерин жана ар кандай факторлордун (температура, басым концентрация, жарык нуру ж.б.) реакцияга тийгизген таасирин окутуучу илим - *химиялык кинетика* болуп саналат.



Реакциянын ылдамдыгын окуунун эки жагы бар. Биринчиден реакциялануучу аралашма канча убакытта тең салмактуулука келээрин тажрыйбада билүү абдан зарыл. Реакциянын ылдамдыгы температурадан, басымдан, концентрациядан, катализдин өзгөчөлүктөрүнөн, жарык нурларынан жана башкалардан көз каранды болгондуктан, аларды өзгөртүү менен реакцияны каалагандай багытта жүргүзүүгө болот. Экинчиден реакциянын ылдамдыгын билүү, реакциянын механизмин изилдөөгө жол ачат.

*Реакциялардын жүрүү жолдору менен молекулалардын мейкиндикте белгилүү тартипте өз ара аракеттенип реакцияланышы, реакциянын механизми деп аталат.*

Механизм - деген терминдин эки мааниси бар. Биринчи мааниси химиялык реакцияны түзгөн бардык элементардык стадиялардын жыйындысын түшүндүрөт. Ал эми экинчи мааниси ар бир элементардык стадиядагы реакциялануучу молекулалар бири-бирине кандайча жакындап кошулаарын түшүндүрөт.

Гомогендик (газ же суюк чөйрөдө) фазада жүргөн реакциянын ылдамдыгына төмөндөгүдөй аныктама берилген:

*Убакыт жана көлөм бирдигинде реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын өзгөрүшү реакциянын ылдамдыгы деп аталат.*

Төмөндөгүдөй гомогендик реакцияны карайлы:



Реакциянын ылдамдыгы реакцияга кирген заттардын концентрациялары (саны) боюнча аныкталса төмөндөгүдөй аныкталат:

$$g = -\frac{n_2(A) - n_1(A)}{V \cdot (t_2 - t_1)} \quad (9.1)$$

мында,  $n_1(A)$  -  $t_1$  убакыттагы, ал эми  $n_2(B)$  -  $t_2$  убакытта реакцияга кирген заттын молекулаларынын санынын же молунун өзгөрүшү;  $V$  - реакция жүргөн көлөм.

Реакциянын ылдамдыгы, реакциянын негизинде пайда болгон заттардын концентрациялары боюнча аныкталынса төмөндөгүдөй жазылат:

$$g = \frac{n_2(B) - n_1(B)}{V \cdot (t_2 - t_1)} \quad (9.2)$$

мында,  $n_1(B)$  -  $t_1$  убакытта, ал эми  $n_2(B)$  -  $t_2$  убакытта реакциядан пайда болгон заттын молекулаларынын санынын же молунун өзгөрүшү;  $V$  - реакция жүргөн көлөм.

Кинетикада  $g > 0$  деп кабыл алынгандыктан, реакциянын ылдамдыгы реакцияга кирген заттардын концентрациясынын өзгөрүшү боюнча аныкталса « - » белги, ал эми пайда болгон заттар боюнча аныкталса « + » белги коюлат. Анткени, реакцияга кирген заттардын концентрациясынын өзгөрүшү боюнча аныкталган туундунун белгиси терс болгондуктан, « - » белги коюлат.

Ал эми турактуу көлөмдө жүргөн реакциялардын ылдамдыгы убакыт бирдигинде заттардын санынын (концентрациянын) өзгөрүшү менен га-

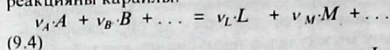
на аныкталынат, ошондуктан турактуу көлөмдө жогорудагы теңдемелерди жалпы жолунан төмөндөгүдөй түрдө жазылат:

$$g = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (9.3)$$

мында,  $\Delta t = t_2 - t_1$ ;  $\Delta C = C_2 - C_1$ .

Биз бул жерде жөнөкөй гана гомогендик реакцияны карадык. Татаал жана гетерогендик реакциялар бул китепте каралбайт.

Реакциянын ылдамдыгы заттардын концентрациясынан гана көз каранды болбостон реакцияга кирген заттардын стехиометриялык коэффициенттеринен да көз каранды. Мисалы, төмөндөгүдөй стехиометриялык теңдеме менен берилген жабык системада бир фазада жүргөн гомогендик реакцияны карайлы:



мында,  $A, B, \dots$  - реакцияга кирген заттар  $L, M, \dots$  - пайда болгон заттар (кийинки заттар-продукталар):  $v_A, v_B, v_L$  жана  $v_M$  стехиометриялык коэффициенттер. (9.4) реакциясы үчүн, стехиометриялык коэффициенттердин негизинде ылдамдык төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$g = -\frac{1}{v_A} g_A = -\frac{1}{v_B} g_B = \frac{1}{v_L} g_L = \frac{1}{v_M} g_M \quad (9.5)$$

$g_A, g_B, g_L, g_M$  -  $A, B, L, M$  - заттары боюнча аныкталынган реакциянын ылдамдыктары; химиялык реакциянын ылдамдыгынын бирдиги моль( $m^3 \cdot сек$ ) же моль(сек) менен ченелет.

Туруктуу температурада (9.4) реакциянын ылдамдыгы, реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын көбөйтүндүсүнө түз пропорциялаш. Бирок ар бир концентрация даражага көтөрүлүп алынат, жөнөкөй реакциялар үчүн даража стехиометриялык коэффициентке барабар болот. Бул эреже, тең салмактуулуктун турактуулугундай эле массаларынын таасир этүү закону деп аталып, *химиялык кинетиканын негизги постулаты* деген ат менен белгилүү жана математикалык түрдө түз жана тескери реакциялар үчүн төмөндөгүдөй жазылат:

$$g_{\text{түз}} = k_1 \cdot C_A^{v_A} \cdot C_B^{v_B} \quad (9.6)$$

$g_{\text{түз}}$  - түз реакциянын ылдамдыгы.

$$g_{\text{тес}} = k_2 \cdot C_L^{v_L} \cdot C_M^{v_M} \quad (9.7)$$

$g_{\text{тес}}$  - тескери реакциянын ылдамдыгы, мында пропорционалдуулуктун турактуулуктары  $k_1$  менен  $k_2$  түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктарынын турактуулуктары деп аталат;  $C_A, C_B, C_L$  жана  $C_M$  реакцияга катышкан заттардын концентрациялары; концентрациянын ( $C$ ) даража көрсөткөчтөрү стехиометриялык коэффициенттер:  $v_A, v_B, v_L$  жана  $v_M$  -  $A, B, L$  жана  $M$  заттар боюнча *реакциянын жеккече катары (тартиби, ирети)* деп аталат. Реакциялардын катарларынын суммалары *жалпы катар* деп аталат. Реакциянын катары кинетикалык жана стехиометриялык катар деп экиге бөлүнөт. Реакциянын кинетикалык катары оң же терс белгидеги бүтүн же бөлчөк сандарга барабар бо-

лушу мүмкүн. Ал эми стехиометриялык катары он белгидеги бүтүн сандарга гана барабар.

Реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын көбөйтүндүсү же концентрациялары бирге барабар болгондо,  $\vartheta_1 = k$  болот. Мындай шартта реакциянын ылдамдыгынын константасы салыштырма ылдамдык деп да аталып калат. Кээде реакция учурунда  $k$  туруктуу болуу менен бирге, реакциянын шартын өзгөрткөндө (температура, басым, эриткичи өзгөрткөндө ж.б.) өзгөрөт. Бул учурда  $k$ ны ылдамдыктын коэффициенти деп атоо керек. Ылдамдыктын турактуулугунун бирдиги реакциянын катарынан көз каранды болуп, (9.6) формула боюнча аныкталынат. Реакциянын молекулалуулугу жөнөкөй реакциялар үчүн анын катарына барабар. Бир убакытта элементардык химиялык кагылышууга катышкан бөлүкчөлөрдүн саны реакциянын молекулалуугун билдирет. Реакциялар моно-, би- жана три- молекулалуу болот. Бир эле убакытта үч молекулудан ашык бөлүкчөлөрдүн кагылышуусу менен жүргөн реакциялар кездешпейт.

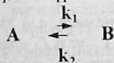
Көпчүлүк химиялык реакциялар кайталанма шартта жүрөт. Кайталанма реакция түз реакциянын ылдамдыгы тескери реакциянын ылдамдыгына барабар болгондо ( $\vartheta_{\text{түз}} = \vartheta_{\text{теск.}}$ ) химиялык тең салмактуулук орнойт. Демек, мындай шартта (9.6) жана (9.7) теңдемелердин сол жактары бири-бирине барабар болсо, анда оң жактары да бири-бирине барабар болуп, төмөндөгүдөй теңдеме алынат:

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{C_A^{v_A} \cdot C_B^{v_B}}{C_C^{v_C} \cdot C_D^{v_D}} \quad (9.8)$$

мында  $K$  -химиялык тең салмактуулуктун турактуулугу. (9.8) теңдемеге окшогон теңдемелер, *массалардын таасир этүү законунун* математикалык туюнтмасы болуп саналат.

### Химиялык тең салмактуулук. Кайталанма реакциялар

Бир эле учурда карама-каршы багытта жүргөн реакциялар кайталанма реакциялар деп аталат. Эң жөнөкөй кайталанма реакция төмөндөгүдөй түрдө жазылат



Мында  $k_1$  жана  $k_2$  түз жана тескери багытта жүргөн реакциялардын турактуулуктары. Заттардын концентрацияларынын өзгөрүшү ажыроо жана топтолуу кубулуштарынан көз каранды. Кайталанма химиялык процесстерде түз реакция да, тескери реакция да белгилүү ылдамдыкта жүрүп турат. Мындай системаларда белгилүү бир убакыттын ичинде түз реакциянын ылдамдыгы тескери реакциянын ылдамдыгына барабар болушу мүмкүн, б.а.  $\vartheta_{\text{түз}} = \vartheta_{\text{теск.}}$ . Түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктары бири-бирине барабар болгон системанын абалы химиялык *тең салмактуулук* деп аталат.

Химиялык тең салмактуулук учурунда системадагы заттардын саны өзгөрүлбөйт. Мындан химиялык реакция жүрбөй, токтоп калды деген тыянак чыгарууга болбойт. Реакция жүрүп турат бирок бир эле учурда карама-каршы багытта, бирдей ылдамдыкта жүрөт. Мындай тең салмактуулук динамикалык тең салмактуулук деп аталат.

Химиялык тең салмактуулукта түз жана тескери багыттагы реакциялардын ылдамдыктары бири-бирине барабар болгондо химиялык тең салмактуулуктун турактуулугу үчүн төмөндөгүдөй массалардын таасир этүү закону орун алат (9.6 -жана 9.7-теңдемелерди карагыла  $k_1$   $k_2$ )

$$(9.9)$$

Тең салмактуулук абалда турган системага таасир этүүчү факторлорду өзгөртсө тең салмактуулук өзгөрткөн тарапка карама-каршы багытты көздөй жылат.



Күкүрт (IV) оксидинин  $SO_2$  концентрациясын көбөйтсөк тең салмактуулук оңго  $SO_3$  түн пайда болуу жагына жылат. Температураны төмөндөткөндө тең салмактуулук оңго жылат, анткени реакция жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт. Басымды көбөйткөндө тең салмактуулук оңго, б.а. аз көлөм тарапка жылат.

### Ле Шательенин принциби

Реакцияга кирген заттар менен пайда болгон заттардын концентрациялары химиялык тең салмактуулуктун турактуулугуна таасирин тийгизбейт. Эгер пайда болгон заттар реакциядагы үзгүлтүксүз чыгарылып турса (пайда болгон газ же чөкмө системадан чыгарылып турса), анда система тең салмактуулук абалга келбей жаны - жаңы продукталар (пайда болгон заттар) пайда боло берет. Ал эми кайталанма реакцияларда тең салмактуулуктун турактуулугун чоңойтуу (температураны өзгөртүү менен) же туруктуу температурада реакцияга кирген заттардын басымын же концентрациясын көбөйтүү менен пайда болгон заттардын чыгышын жогорулатууга болот.

1884 - ж. Ле Шателье химиялык тең салмактуулукту жылдыруунун жалпы принцибин негиздеген:

*Эгер химиялык тең салмактуулукта турган системага, ага таасир этүүчү кандайдыр бир параметрдин (P, C, T ж.б.) чоңдугун өзгөртсө, анда тең салмактуулук системанын баыштык абалын калыбына келтирүүчү шартты көздөй жылат.*

**Температуранын таасири.** Температураны жогорулатканда кайталанма реакциянын тең салмактуулугу энергияны кошуп алуу, б.а. эндотермикалык процесс жакты көздөй жылат. Бул Вант-Гоффтун аныктамасы Ле-Шательенин принцибинин айрым жекече корутундусу болуп саналат. Мисалы, аммиактын синтездөлүү реакциясын карап көрөлү:





Температураны жогорулатканда бул реакциянын тең салмактуулугу энергияны (жылуулукту) бөлүп чыгаруусу б.а. эндотермикалык процесс болгон аммиактын ажыроо багытын көздөй солго жылат. Мисалы, 300°C жана 20 МПа болгон шартта аммиактын чыгышы 64 % болсо, ал эми 600°Cда ошол эле басымда болгону 8%.

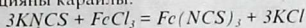
**Басымдын таасири.** Ле Шательенин принциби боюнча басымды чоңойткондо кайталанма химиялык реакциянын багыты системанын көлөмүнүн азаюу жагын көздөй жылат. Жогоруда каралган аммиакты синтездөө реакциясында басымды чоңойткондо тең салмактуулук оң жакка, б.а. продуктынын чыгуу жагын көздөй жылат. Мисалы, 300°C жана басым 100 МПа болгон шартта аммиактын чыгышы 92 % ке чейин жетет.

Реакция учурунда системанын көлөмү канчалык аз өзгөрсө, ошончолук басым тең салмактуулукка аз таасир этет. Ал эми реакция учурунда системанын көлөмү менен басымы өзгөрбөгөн учурларда басым тең салмактуулукка таасирин тийгизбейт, мисалы,

$$N_{2(g)} + J_{2(g)} = 2HJ_{(g)}, \quad Q(298^{\circ} \text{K}) = 9,25 \text{ кДж}$$

реакциясында көлөм өзгөрбөгөндүктөн басымды чоңойтсо же азайтса ал тең салмактуулукка таасирин тийгизбейт.

**Концентрациянын таасири.** Химиялык тең салмактуулукта турган системага кандайдыр бир реакцияга катышып турган затты кошсо, анда тең салмактуулук кошулган заттын азаюу багытын көздөй жылат. Мисалы, төмөндөгүдөй тең салмактуулукта турган гомогендик реакцияны карайлы:



$$K_c = \frac{[Fe(NCS)_3][KCl]^3}{[KNCS]^3[FeCl_3]}$$

мында  $K_c$  - химиялык тең салмактуулуктун константасы; «[ ]» белги концентрацияны, б.а. белгинин ичинде жазылган заттын концентрациясын белгилөө үчүн колдонулат.

Бул тең салмактуулукта турган системага  $KNCS$  - тузун кошкондо, химиялык тең салмактуулук онду көздөй жылат, ж.б. темирдин тиоцианаты менен калийдин хлориди пайда болуу жагын көздөй жылат. Тең салмактуулукту жылдыруунун эселиги, кошулган заттын стехиометриялык коэффициентине жараша болот.  $FeCl_3$  жана  $KNCS$  туздары бирдей концентрацияда жана бирдей өлчөмдө кошулса,  $FeCl_3$  кө караганда  $KNCS$  тең салмактуулукту бир топ эсе теренирээк жылдырат.

**Катализатордун таасири.** Катализатор түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктарын бирдей өлчөмдө ылдамдаткандыктан, химиялык тең салмактуулукка таасир этпейт. Катализатор тең салмактуулуктун орноо убакытын гана тездетет.

### Параллель реакциялар

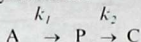
Эгерде зат бир эле учурда бир нече багытта реакцияланса, анда мындай реакциялар параллель реакциялар деп аталат, мисалы:



Параллель реакцияларда реакциянын жүрүү шартын өзгөртүү менен реакциянын багытын тиги же бул жакка өзгөртүүгө болот.

### Удаалаш реакциялар

Удаалаш реакциялардын эң жөнөкөй түрү төмөндөгүдөй схема аркылуу жазылат:



Биринчи баскычтан пайда болгон продукты ( $P$ ), экинчи баскычтын баштапкы зат болсо, анда реакция жалпы жолунан удаалаш реакциялар деп аталат. Мында  $P$ - аралык зат;  $C$  - пайда болгон зат же реакциянын продуктысы. Заттардын концентрацияларынын убакыттан болгон көз карандылыктары  $k_1$  менен  $k_2$  нин маанилеринен көз каранды.

### Реакциянын ылдамдыгынын температурадан көз карандылыгы

Реакциянын ылдамдыгынын турактуулугуна температура чоң таасирин тийгизет, температура өскөн сайын анын мааниси өсөт.

*Көпчүлүк учурларда, температураны  $10^\circ\text{C}$ ка чоңойткондо ылдамдыктын турактуулугу  $2 \div 4$  эсе өсөт (Вант-Гоффтун эрежеси):*

$$\gamma = \frac{K_{t+10}}{K_t} \approx 2 \div 4 \quad (9.10)$$

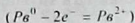
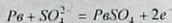
мында  $\gamma$  - температуралык коэффициент;  $K_t$  менен  $K_{t+10}$  температура  $t$  жана  $t + 10$  болгон учурдагы реакциянын ылдамдыктарынын турактуулуктары.

### ? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар

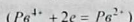
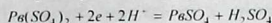
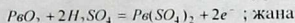
1. Химиялык реакцияга катышып анын ылдамдыгын өзгөрткөн зат кайсы?  
а) электродиттер; б) катализаторлор; в) эриткичтер; г) электродит эместер; д) флюстар;
2. Суутек менен кычкылтектин аралашмасын ширетилген айнек идиштин ичинде  $300^\circ\text{C}$  температурада кармаса, бир канча күндөн кийин суу пайда болот. Эгерде температураны  $500^\circ\text{C}$ га жеткирсе, анда суу бир канча сааттын ичинде пайда болот. Көрсөтүлгөн тажрыйбада эмненин таасиринен реакциянын ылдамдыгы өзгөрдү?  
а) реакцияга кирген заттардын концентрациясы; б) температура; в) реакцияга кирген заттардын бетиин чоңдугуна; г) катализатор; д) реакцияга кирген заттардын табигатына;
3. Берилген шарттарда өз ара карама-каршы жүрүүчү химиялык реакциялар кандай реакциялар деп аталат?
4. Химиялык реакциялардын ылдамдыгына туура келүүчү математикалык формула кайсы?  
а)  $v_1 = v_2 \gamma \frac{t_2 - t_1}{10}$ ; б)  $v = \frac{m}{\rho}$ ; в)  $\omega(x) = \frac{m(x)}{m}$ ; г)  $M = \frac{m}{v}$ ; д)  $v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ ;
5. Капиталанма реакцияны көрсөткүлө:

Аккумулятор ток булагы катарында иштегенде (разряддалуу) электроддордо тескери багыттагы процесстер жүрөт:

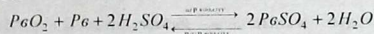
*Аноддо кычкылдануу:*



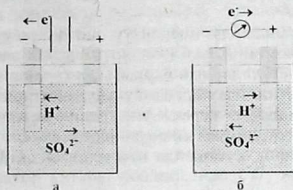
*Катоддо калыбына келүү*



Аккумулятор иштегенде жалпы жолунан төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



Демек, заряддоо процессинде күкүрт кислотасынын концентрациясы чоңоет. Разряддалуу процессинде электролит суюлуп, анын тыгыздыгы төмөндөйт.



1.16-сүрөт. Заряддалуу жана разряддалуу учурунда аккумулятордун иштөө схемалары.

Коргошундуу аккумулятордун иштөө мисалында анда жүргөн химиялык реакциянын багытын өзгөртүү мүмкүнчүлүгүн көрдүк. Элементтин Э.К.К үнө каршы Э.К.Ктүү таасир этүү менен гальваникалык элементте жүргөн ар кандай электрохимиялык реакцияны карама-каршы багытта жүргүзүүгө болот. Мындай элемент электролизор сыяктуу иштеп калат.

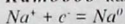
## Электролиз

*Сырткы ток булагынын жардамы менен электроддогу жүргөн кычкылдануу жана калыбына келүү реакциялар - электролиз деп аталат.*

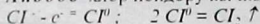
Эгерде гальваникалык элементте химиялык энергия электрдик энергияга айланса, ал эми электролиз учурунда тескери процесс электрдик энергия химиялык энергияга айланат. Электролиз учурунда аноддо кычкылдануу, ал эми катоддо калыбына келүү процесстери жүрөт. Активдүү металлдардан жасалган аноддордо, алар кычкылдануу менен эритмеге өз иондорун бөлүп чыгарат. Электролизде инерттүү эрибеген электроддор да колдонулат. электроддук процесс учурунда инерттүү анод химиялык составын өзгөрбөйт жана алар электрондордун донору - акцептору ролун

аткарат. Инерттік электрод катарында графит, платина, алтын ж.б. колдонулат. Мисал катарында  $NaCl$  дун балкытмасына матырылган инерттик электроддогу электролизди карап көрөлү.  $NaCl$  балкытмасында ( $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ )  $Na^+$  жана  $Cl^-$  иондору электроддук реакцияга катышат:

**Катоддо** калыбына келүү процесси жүрөт:

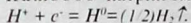


**Аноддо** хлор иондору кычкылданат:



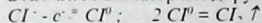
Ал эми  $NaCl$  дун суудагы эритмесинин электролизи башкача механизм менен жүрөт:

**Катоддо** натрий эмес суутек калыбына келет:

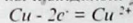


Бул реакция катоддун жанындагы мейкиндиктеги эритмеде  $Na^+$  иондорунун менен  $OH^-$  иондорунун топтолушуна алып келип, каустикалык соданын алынышына шарт түзөт. Ал эми аноддо жогорудагыдай эле хлор бөлүнөт:

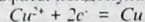
Б. а. **аноддо** хлор иондору кычкылданат:



Өнөр жайларда кээ бир металлдарды (щелочтуу, щелочтуу жер металлдарды, бериллий, магний, алюминий, ж.б.) өндүрүп алууда электрохимиялык жол колдонулат. Бул металлдардын бардыгы күчтүү калыбына келтиргичтер болуп саналгандыктан, алардан да күчтүүрөөк болгон калыбына келтиргичти пайдаланышыбыз керек. Анод жана катод катарында жез колдонгондо, жез электрохимиялык рафинназдоо жолу менен тазаланат. Тазаланбаган жезди анод катарында пайдаланганда, аноддо жез кычкылданып эритмеге өтөт:



Ал эми таза жез катоддо калыбына келет (электролит катарында жез сульфаты колдонулат):



Тазаланбаган жез анодундагы таштандылар (металл эместер) шлак катарында чөкмөгө түшүп, металлдар эритмеде кала берет.

Сандык жактан электролиз Фарадейдин закондорунун жардамы менен жазылат. Фарадейдин закону:

*Электроддордо эриген же бөлүнүп алынган заттардын саны электродлизер аркылуу өткөн электрдин санына барабар:*

$$m = K \cdot I \cdot t = k \cdot Q$$

мында  $I$  токтуң күчү,  $t$  - токтуң агуу убактысы;  $Q = It$  электрдин саны кабыл алынган бирдик системасынан көз каранды болгон, пропорционалдуулуктуң коэффициенти. Эгер  $Q = 1$  болсо,  $m = K$  болот.

*1 Кл электр саны өткөндө, электроддо бөлүнүп чыккан заттын массасы - электрохимиялык эквивалент деп аталат.*

**? Текшерүү үчүн көнүүгүлөр, тесттик суроолор жана мисалдар**

1. Абада жеңил кычкылдангандыктан кайсы металлды кересинде сакташат?

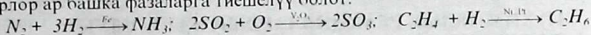


гондо турактуулук  $5 \cdot 10^6$  га жетет. Б.а. реакциянын ылдамдыгынын турактуулугу 13 тартпке өсөт. Экинчиден, фермент өзгөчө тандалма таасир этет. Жаратылыш дүйнөсүндөгү ар бир реакциянын өзүнүн тандалма ферменти болот. Мисалы, шилекейдеги амилоза крахмалды оңой жана тез бөлсө, ошол эле учурда сахарозанын бөлүнүшүн катализдей албайт.

Азыркы мезгилде 2000ден ашык ферменттер белгилүү.

### Гетерогендик катализ

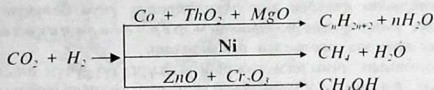
1. Гетерогендик катализде реакцияга кирген заттар менен катализаторлор ар башка фазаларга тиешелүү болот:



мында,  $Fe$ ,  $V_2O_5$ ,  $Ni$ ,  $Pt$  - катализаторлор.

2. Катализатор химиялык тең салмактуулуктун бат орношуна мүмкүнчүлүк берип, ага таасирин тийгизбейт, б.а. тең салмактуулукту жылдырбайт.

Тажрыйбада, катализаторлордун активдүүлүгү менен тандама (селективдүүлүгү) касиеттери чоң мааниге ээ. Катализаторлордун жардамы менен химиялык реакциянын ылдамдыгын, ылдамдатуу даражасын активдүүлүгү деп түшүнүшөт. Ылдамдыктын турактуулугу, реакцияга кирген заттардын айлануу даражасы, продуктанын чыгыш өлчөмү белгилүү өлчөмдөгү айланууга алып келген реакциянын убакыты же температурасы ылдамдануунун чени катарында кызмат кылат. Термодинамикалык жактан жүрүүгө мүмкүн болгон реакциянын бирин гана ылдамдатуу тандама (селективный) таасири деп түшүндүрүлөт. Мисалы, пропилен  $B_2O_3$ ,  $MoO_2$  менен акролеинге чейин кычкылданса, ал эми  $Co_3O_4$  катализатор катары колдонгондо  $CO_2$  жана  $H_2O$  го чейин кычкылданат. Же төмөндөгүдөй катализдик реакцияларды карап көрөлү:



Гетерогендик катализдик реакциялар, катуу заттардын беттеринде жүргөндүктөн, катализаторлордун эффективдүүлүгүн чоңойтуу үчүн катализаторлор майдаланат. Ошондуктан, гетерогендик катализаторлор порошок же абдан дисперцияланган порошок жана көпшөк данчалар катарында колдонулат.

Катализатордун активдүүлүгүнө таасирин тийгизген, бирдик массага туура келген салыштырма бет менен заттын ичиндеги майда боштуктардын жалпы көлөмүнө туура келген көпшөктүүлүгү катализаторлордун мүнөздүү чени болуп эсептелинет.

Көпчүлүк учурларда катализатордун жалпы бетинин чоң эмес бөлүгүн түзгөн активдүү борборлору гана катализдик процесске катышат. Аларга кристаллдардын жактарынын чокуларында же кырларында жайгашкан атомдор, өзгөчө валенттүүлүктөгү иондор; кристаллдардын

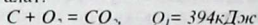
идеалдык түзүлүшүн бурмалаган бөлүктөрү жана адсорбциялык борборлор кирет. Катализге, катализдик касиетке ээ болгон кээ бир заттарды кошкондо, анын таасирдүүгү бир нече эсе жогорулагандыгы белгилүү. Мындай заттар *активаторлор* же *промоторлор* (жылдыруу, илгерлетүү деген мааниде) деп аталат. Мисалы, амиактын синтезделишинде колдонгон катализатор темирге промотор катарында бир аз өлчөмдө  $Al_2O_3$  жана  $K_2O$  кошулат. Мында  $Al_2O_3$  түзүлүш пайда кылуучу кошулма, ал эми  $K_2O$  -активдештирүүчү кошунду катарында кошулат.

## 11) ХИМИЯЛЫК РЕАКЦИЯЛАРДЫН ЖЫЛУУЛУК ЭФФЕКТИЛЕРИ

Реакция учурунда бөлүнгөн же сиңирилип алынган жылуулуктун саны химиялык реакциянын жылуулук эффектиси деп аталат.

*Жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүргөн реакциялар экзотермикалык, ал эми кошуп алуу менен жүргөн реакциялар эндотермикалык реакциялар деп аталат.*

Көмүртектин күйүү реакциясы экзотермикалык реакцияга мисал болот:



Химиялык реакциянын жылуулук эффектисинин жардамы менен белгилүү бир химиялык реакциянын сандык жактан мүнөздөөгө, жана ошондой эле реакцияга катышкан заттардын реакцияга жөндөмдүүлүгү, температурага туруктуулугун, кислоталык-негиздик жана кычкылдануу-калыбына келүү касиеттерин билүүгө болот. Химиялык реакциялардын энергетикалык эффектерин билүү менен, реакциянын жүрүү багыты менен ыктымалдуулугун билүүгө болот. Химияда система деген түшүнүк кеңири колдонулат.

*Айлана чөйрөдөн изилдөө эсе окуп үйрөнүү үчүн бөлүнүп алынган заттар эсе заттардын жыйындысы термодинамикалык система эсе жөн эле система деп аталат.*

Мисалы, колбанын ичиндеги тажрыйба жүргүзүү үчүн алынган зат системаны түзөт. Ал эми колба (айнек идиш) системанын кабыгын түзөт. Андан сырткары жайгашкан заттар «айлана чөйрө» же «сырткы чөйрө» деп аталат. Сырткы чөйрө менен система энергетикалык жана зат алмашуу боюнча байланышта болот. Бул байланыш системанын кабыгы аркылуу ишке ашып, системанын энергиясынын жана көлөмүнүн өзгөрүшүнө жол бериши же бербеші мүмкүн. Ошондуктан, система сырткы чөйрө менен өз ара аракеттениши боюнча ачык, жабык жана обочолонгон деп бөлүнөт:

*1. Система менен айлана чөйрөнүн ортосундагы кабык, энергиянын да заттардын да өтүшүн камсыз кылса анда мындай система ачык система деп аталат.* Мисалы, стакандагы суу бууланганда системанын массасы менен энергиясы өзгөрөт.

*2. Система менен сырткы чөйрөнүн өз ара аракеттенүү учурунда системанын кабыгы алардын ортосунда бир гана энергиялык жактан байла-*

нышта болууга мүмкүнчүлүк берсе, система жабык система деп аталат. Мисалы, пробка менен жабылган пробиркадагы суу.

3. Системанын кабыгы система менен сырткы чөйрөнүн ортосунда механикалык жумуштуу аткарылышына, заттардын алмашуусуна жана энергия алмашуусуна мүмкүнчүлүк бербесе, анда мындай система обочолонгон система деп аталат. Мисалы, термоетун ичине куюлган ысык суу көп убакытка чейин өзүнүн жылуулугун сактай алат.

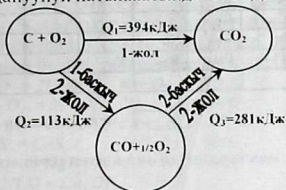
Агрегаттык абалдары боюнча система гомогендик жана гетерогендик деп бөлүнөт. Гомогендик система бир фазадан турса, ал эми гетерогендик система эки же андан көп фазалардан түзүлөт. Музу бар суу гетерогендик системага мисал боло алат.

### Гессин закону

Гессин закону төмөндөгүдөй айтылат:

*Реакциянын жылуулук эффектиси пайда болгон заттар менен реакцияга кирген заттардын абалдарынан гана көз каранды, ал эми реакциянын жүрүү жолунан көз карандысыз бири-бирине барабар болот.*

Гессин законун 1.11-сүрөттө көрсөтүлгөн реакцияларды колдонуу менен түшүндүрүүгө аракет кылабыз. Эгерде системанын баштапкы абалы катарында 12 г көмүртек менен 32 г кычкылтекти алсак, анда 1 моль  $CO_2$  (көмүр кычкыл газы) пайда болгондо 394 кДж жылуулук бөлүнүп чыгат. Демек, реакциянын жылуулук эффектиси 394 кДж. Ушул эле реакцияны 2-жол менен жүргүзсөк, реакциянын 1-баскычында 1 моль  $CO$  (ис газы) пайда болгондо 113 кДж жылуулук бөлүнүп чыгат. 2-баскычында ис газын андан ары күйгүзсөк, реакциянын 1-баскычында реакциялык системада ашыкча калган кычкылтек менен кычкылдануунун натыйжасында 281 кДж жылуулук бөлүнүп чыгат.



1.11-сүрөт

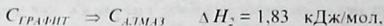
Демек, реакцияны 1-жол менен жүргүзгөндө система 394 кДж энергияны бөлүп чыгарса, ал эми 2-жол менен жүргүзгөндө да жалпы жолунан ошончо энергия (113 кДж + 281 кДж) бөлүнүп чыгат:

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 = 113 \text{ кДж} + 281 \text{ кДж} = 394 \text{ кДж}$$

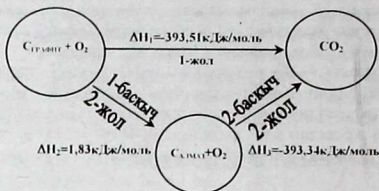
Графиттин алмазга айланышына керек болгон жылуулуктун санын, аларды күйүү реакцияларынын жылуулуктарынан эсептелишин көрсөтөлү (1.12-сүрөт).

$$C_{\text{ГРАФИТ}} + O_2 = CO_2, \quad \Delta H_1 = -393,51 \text{ кДж/мол,}$$

$$C_{\text{АЛМАЗ}} + O_2 = CO_2, \quad \Delta H_2 = -395,34 \text{ кДж/мол,}$$



Демек, графиттин алмазга өтүү процессинде анча чоң эмес жылуулук талап этилет.



1.12-сүрөт

## 12) МЕТАЛЛДАР МЕНЕН МЕТАЛЛ ЭМЕСТЕРДИН ХИМИЯСЫ

Менделеевдин мезгилдик системасында металл эместерге 22 элемент таандык. Аларга суутек; 3-мезгилден бор; 4- мезгилден көмүртек менен кремний; 5- мезгилден азот, фосфор жана мышьяк; 6- мезгилден кычкылтек, күкүрт, селен жана теллур; 7- мезгилден фтор, хлор, бром, иод жана астат; 8- мезгилден гелий, неон, аргон, криптон, ксенон жана радон кошулат (1.6- таблица).

1.6- таблица

Менделеевдин мезгилдик системасында металлдар менен металл эместердин алган орду

|    |    |       |         |    |    |    |    |  |
|----|----|-------|---------|----|----|----|----|--|
| Li | Be |       |         |    |    |    |    |  |
| Na | Mg |       |         | Al |    |    |    |  |
| K  | Ca | Sc    | Ti...Zn | Ca | Ce |    |    |  |
| Rb | Sr | Y     | Zr...Cd | In | Sn | Sb |    |  |
| Cs | Ba | La-Lu | Hf...Hg | Tl | Pb | Bi | Po |  |
| Fr | Ra | Ac-Lr | Ku...   |    |    |    |    |  |

- металл эместер

Эми металлдар менен металл эместердин өзгөчө касиеттерине токтоло кетели.

*1. Жөнөкөй заттардын физикалык касиеттери.* Кадимки температурада металл эместер газ (суутек, азот, кычкылтек, фтор, хлор, инерттүү газдар), суюк (бром), жана катуу (көмүртек, кремний, күкүрт, фосфор, йод, селен, теллур, астат, бор) түрүндө болот. Ал эми металлдар сымпаптан (суюк) башкасы металлдык жалтырактык касиетке ээ болгон негизинен кристалл түрдөгү катуу заттарга таандык. Металлдар ийилгич, жылуулукту жана электр тогун жакшы өткөрөт. Ал эми металл эместер төмөнкү жылуулук жана электр өткөрүмдүүлүккө ээ. Катуу түрүндөгү металл эместер морт келет.



2. *Жөнөкөй заттардын түзүлүшү.* Металл эместер бир атомдуу (инерттүү газдар), эки атомдуу ( $O_2, F_2, Cl_2, H_2$ ), көп атомдуу ( $O_3, P_4, S_8, S_6$ ), полимердик  $P_n, S_n$ ) түзүлүштөргө ээ. Металл эместердин кристаллдык торчолорунун түйүндөрүндө атом эмес молекулалар турат. Кээ бир гана металл эместер: көмүртек, кремнийдин катуу түрүндөгү кристаллдык торчолору атомдордон турат.

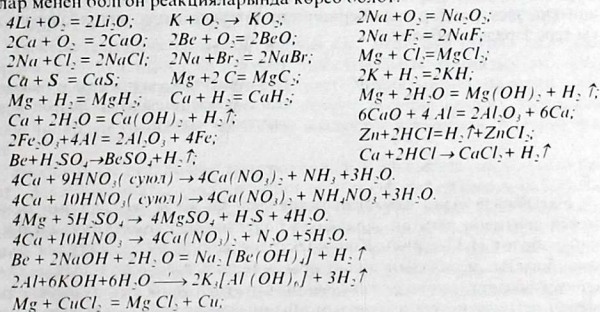
Металлдардын кристаллдык торчолорунун түйүндөрүндө иондордон түзүлөт, ал эми валенттик электрондор иондордун заряддарын жоюштуруп жогорку кыймылдуулукка ээ болуп кристаллдык торчолордун көлөмүндө эркин кыймылдуулукка ээ болот.

3. *Жөнөкөй заттардын электрондук түзүлүшү.* Металлдардын сырткы электрондук катмарларында 1-3 электрондор жайгашып, реакция учурунда алар башка атомдорго, иондорго жана молекулаларга валенттик электрондорун оңой берип жиберүү касиеттерине ээ. Металлдар металл эместерге караганда кичине иондошуу энергиясына ээ. Металлдардын иондошуу энергиясы канчалык кичине болсо, ошол металл ошончолук реакцияга жөндөмдүү келет. Металлдардын реакцияга болгон жөндөмдүүлүгү группалар боюнча, алардын катар номерлеринин өсүшү менен күчөйт.

Металл эместердин сырткы электрондук катмарларында 4-8 электрондор жайгашып, реакция учурунда алар башка атомдордон, иондордон жана молекулалардан электрондоруу кошуп алып, туруктуу болгон инерттүү газдардын сырткы электрондук түзүлүшүнө ээ болот. Суутектин сырткы электрондук катмарында 1 жана бордо 3 электрон жайгашкан.

### Металлдардын химиялык касиеттери

1. Металлдар сырткы валенттик электрондорун оңой бергендиктен алар калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ болот. Бул касиеттерин кычкылтек, галогендер, суутек, кычкылдар, суу менен, кислоталар жана башкалар менен болгон реакцияларында көрсө болот:

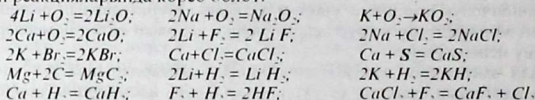


Бирок бул реакцияларда металлдардын химиялык активдүүлүктөрү ар башка. Натрий, калий, кальцийге окшогон металлдар металл эместер, суу жана кислоталарга менен компаталык шартта аракеттенсе, ал эми бериллий, алюминий ж.б. ысытканда гана реакцияга кирет. Алтын, платина ж.б. металлдар күчтүү кычкылдандыргычтар менен да абдан жай аракеттенет. Бериллий, алюминий, титан абада кычкылдык катмар (пленка) менен капталгандыктан, алар ар кандай химиялык өз ара аракеттенүүшүлөргө туруктуу болуп калат.

Жогорудагы химиялык реакцияларга түшүндүрмө берүүгө аракет кылгыла.

### Металл эместердин химиялык касиеттери

Металл эместер металлдардан айырмаланып электрондорду кошуп алууга жөндөмдүү болгондуктан, алар кычкылдандыргыч касиеттерге ээ болот. Бул касиетте металлдар менен ошондой эле бири-бири менен болгон реакцияларында көрсө болот:



Бул реакцияларга түшүндүрмө берүүгө аракет кылгыла.

### 13) ЭЛЕКТРОХИМИЯНЫН НЕГИЗДЕРИ

Сууга салынган металл таякчасын карап көрөлү. (1.13-сүрөт). Эч бир эрибеген зат болбогондуктан, кандай гана металл болбосун сууда бир аз саңда болсо да эриши же калыбына келип турушу мүмкүн. Эритмеге салынган металлдар жалпы жолунан электроддор деп аталат. Эгер металл эрисе эритмеге нейтралдык атомдор эмес, заряддалган металл иондору өтүп металлдын сырткы бети оң заряддалат. Ал эми металлда эркин ашыкча электрондор кала беришинин натыйжасында, металлдын ич жагы тере зарядка ээ болот.

+ - - +  
 + - - +  
 + - - +  
 + - - +  
 + + + +

1.13-сүрөт. Металл (электрод) таякчасын сууга салганда пайда болгон кош электрдик катмар

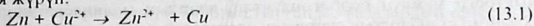
Натыйжада сууга салынган металлдын ич жагы тере, ал эми металл менен эритмени чеги оң зарядка ээ болуп *кош электрдик катмар* пайда болот (1.13-сүрөт). Кош электрдик катмардагы электрдик талаанын багыты, металлдын андан ары эришине тоскоолдук кылат. *Электронсйтралдуулуктун шартынын бузулушунун* жана металл менен эритменин чегинде потенциалдардын айырмасынын пайда болушунун негизинде металлдын айрым иондору эритменин көлөмүнө диффузияланба-

стан, эритменин металл менен чектеш бетинде жыйылат. Металлдын суудагы аз эригичтигине карабастан гидратташкан металлдардын катиондорунан турган бул эки өлчөмдүү беттик эритменин концентрациясы абдан чоң мааниге ээ болушу мүмкүн. Сууга салынган бардык металлдарда кош электрдик катмарлардын пайда болуу механизмдери бирдей, мында металл электрод тере заряддалып анын жанындагы беттик эритме гидратташкан металлдын оң иондорунан түзүлөт. Металл иондорунун беттик концентрациялары металлдын жаратылышына жараша ар кандай мааниге ээ болушу мүмкүн.

Эгер металл электродун өзүнүн тузунун эритмесине салынса, металл - эритменин четиндеги процесстер жогоруда каралгандай эле болот. Айырмасы, металл иондору эритмеде болгондуктан металл - эритменин чегиндеги процесстер тез жүрүп кош электрдик катмардын пайда болушуна аз убакыт сарпталып, тең салмактуулук бат орнойт жана аны менен катар металл менен эритменин ортосундагы электрдик потенциалдардын айырмасы ошончолук тез өзүнүн туруктуу маанисине жетет. Мында өзүнүн тузунун эритмесине салынган металл (электроду) менен чектеш эритменин чегинде кычкылдануу-калыбына келүү реакциясы жүрдү. Мындай эки фазанын ортосундагы химиялык кубулуштарды электрохимия окутат.

### Гальваникалык элементтер

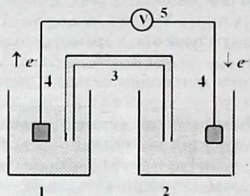
Ар кандай кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларын бири-биринен айырмаланган химиялык жана электрохимиялык жол менен жүргүзүүгө болот. Ошондуктан химиялык жана электрохимиялык реакциялардын айырмачылыктарын билүү зарыл. Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларында, реакцияга кирген бөлүкчөлөрдүн кагылышуусу химиялык механизмдин негизги шарты болуп эсептелет. Мисалы, цинк пластинкасын жездин (II) тузунун эритмесине салганда төмөндөгүдөй реакция жүрүп:



Электрондор цинктен жездин ионуна  $\text{Cu}^{2+}$  өтөт. Бул учурда электрондордун жолунун кыскалыгы менен багытсыздыгы химиялык механизмдин кошумча шарттары болуп эсептелет. Химиялык механизмдин негизинде кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына катышкан бөлүкчөлөрдүн химиялык энергиясы жылуулук катарында бөлүнүп чыгат.

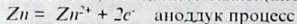
Ушундай эле реакцияны электрохимиялык жол менен жүргүзүүгө болот. Электрохимиялык механизмдин негизинде кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына катышкан бөлүкчөлөрдүн химиялык энергиясы электрдик энергияга айланат. Б.а. электрохимиялык механизмдин негизинде кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына катышкан бөлүкчөлөрдүн химиялык энергиясы жылуулук энергиясына айланбайт. Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларын электрохимиялык жол менен жүргүзүү үчүн эки электроддук системадан турган электрохимиялык

чыңжыр чогултулуп, кычкылдандыргыч менен калыбына келтиргич бөлүнөт, б.а. жез жана цинк металлдарынан жасалган металл электроддорун өздөрүнүн туздарынын эритмелерин кармаган стакандарга салынат. Натыйжада 1.14-сүрөттө көрсөтүлгөндөй гальваникалык элемент чогултулат.

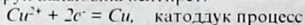


1.14-сүрөт. Электрохимиялык чынжырдын түзүлүшү. 1 – цинк пластинкасы салынган стакан; 2 – жез пластинкасы салынган стакан; 3 – электролиттик көпүрөчө; 4 – электроддук өткөргүч; 5 – вольтметр

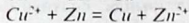
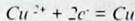
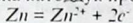
Бул системада 1-стакандагы цинк пластинкасы эрип,  $Zn^{2+}$  түрүндө эритмеге өтөт, б.а. цинк металлы (анод) кычкылданат (1.14-сүрөт):



Ал эми аноддо пайда болгон электрондор биринчи тектеги өткөргүчтөрдүн (4) жардамы менен цинктен жез пластинкасын көздөй берилет. Жез пластинкасына келген электрондор 2-стакандагы жездин иондорун калыбына келтирет:



Металл менен эритменин чегиндеги электрдик потенциалдардын айырмасы эритмедеги туздун концентрациясынан көз каранды. Бул чоңдук андан сырткары ың алдын металлдын жаратылышынан, температурадан жана башкалардан көз каранды. Азыркы мезгилде эритменин чегиндеги мындай электрдик потенциалдардын айырмасы - **электроддук потенциал** деп аталат. Электроддук потенциалдын абсолюттук маанисин аныктоого мүмкүн болбогондуктан, алардын маанилери шарттуу түрдө алынган стандарттык суутектик электродко салыштырмалуу аныкталат. Жыйынтыктап айтканда жогоруда көрсөтүлгөн реакция аноддук жана катоддук процесстердин суммасынан турат:



(13.2)

Кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларын электрохимиялык жол менен жүргүзүү үчүн, система туюк болушу зарыл. Б.а. система аркылуу электрдик ток өтсүн үчүн туздун эритмесинен жасалган электролиттик көпүрөчө (3) жана электроддук өткөргүч (4) кошулуп чогултулат. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына таасирин тийгизбестен, система аркылуу электр тогу өтсүн үчүн 1- жана 2- стаканларга  $U$  - түрүндөгү айнектен жасалган идиштин ичине электролиттин эритмеси куюлуп, 1.14-сүрөттө көрсөтүлгөндөй абалда салынат. Мындай учурда 13.1-реакциясы электрохимиялык механизм менен жүрүп, б.а. гальвани-



калык элементте жүргөн химиялык реакциянын (13.2 - реакция) энергиясы электрдик энергияга айланат.

*Химиялык реакциянын энергиясын электрдик энергияга айландыруучу системалар - гальваникалык элементтер деп аталат.*

Демек, биринчиден электрохимиялык механизмде электрондор бир багыттуу кыймылда болсо, экинчиден чөйрөдө химиялык реакцияга кирген бөлүкчөлөр түздөнтүз биригишпейт.

Мындай гальваникалык элементтерде:

- 1) 1 - жана 2 - стакандагы электролиттер б.а. реакцияга кирген заттардын эритмелери электр тогун өткөрүүгө шарт түзүп, электр өткөргүчтөрдүн *II-тибинс* кирет;
- 2) Сырткы чынжырдын (1.13-сүрөт, 4) жардамы менен электрон алмашуу реакцияларына катышкан металл өткөргүчтөр (*Cu* менен *Zn*) электроддор болуп эсептелинет;
- 3) Эки электроддун ортосундагы электрондордун өтүшүн камсыздандырган металл өткөргүч сырткы чынжыр деп, ал өткөргүчтүн *I-тибин* түзөт.

Гальваникалык элементтер электрохимияда толук каралат. Аккумуляторлор жана батерейкалар турактуу ток булактарына кошулуп, жалпы жолунан гальваникалык элементтерге таандык.

Электрохимия иондук системалардын физикалык - химиялык касиеттерин, ошондой эле заряддалган бөлүкчөлөр ( $e^-$  же иондор) катышкан фазалар арасындагы чектердин беттик түзүлүштөрүн, касиеттерин жана ошол фазалардын ортосундагы заряддалган бөлүкчөлөрдүн өтүү механизмдерин окутат. Электрдик зарядды алып жүрүүчү электрондор же иондор, заряддалган эки өткөргүчтү (иондук же электродук) тийиштиргенде, жалпысынан алганда тең салмактуулук абалда болбойт. Электрондор же иондор концентрациясы чоң жактан кичине жакты көздөй жылат. Тактап айтканда, электрондор же иондор эки фазаны (мисалы металл менен эритмени) байланыштырганда, фазалардын ортосунда кош электрдик катмар пайда болгондуктан, алар тең салмактуулукта болбойт жана заряддалган бөлүкчөлөр концентрациясы чоң жактан кичине жакты көздөй жылат. Ошонун негизинде бир фаза оң, ал эми экинчи фаза терс зарядка ээ болот. Мисалы, 1.13-сүрөттө цинк пластинкасынын ички бети терс зарядка, ал эми ага жанаша турган эритменин бети оң зарядка ээ болуп, терс жана оң заряддардын катмары пайда болот. Мындай кош иондук катмар *кош электрдик катмар* деп аталып, конденсатордун эки обкладкасындай эле бир катмары оң ал эми экинчи катмары терс зарядка ээ болот. Кош электрдик катмар эки фазанын чегинде жайгашып, заряддалган бөлүкчөлөр бир фазадан экинчи фазага өтүп турат. Эки фазада бул заряддалган бөлүкчөлөрдүн бир фазадан экинчи фазага жана тескерисинче экинчи фазадан биринчи фазага өтүү ылдамдыктары теңелгенде тең салмактуулук абал орнойт. Заряддалган бөлүкчөлөрдүн бөлүнүшүнөн пайда болгон кош электрдик катмарлардын ортосунда б.а. эки фазанын ортосунда электрдик потенциалдардын айырмасы пайда

болот. Бул электрдик потенциалдардын айырмасы тең салмактуулук орногондо туруктуу мааниге ээ болуп төмөндөгүдөй формуланын жардамы менен аныкталат:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{Z_n F} \ln C_M \quad (13.3)$$

мында  $Z_n$  - электрди алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн элементардык зарядынын чоңдугу же электроддук реакцияга катышкан электрондордун саны (13.2-реакцияны кара);  $C_M$  - өзгөрүлмөлүү фазадагы электрди алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн б.а. потенциал аныктоочу иондордун концентрациясы (мисалы  $Cu^{2+}$  жана  $Zn^{2+}$  иондордун эритмедеги концентрациялары);  $R$  - универсалдык газ турактуулугу;  $T$  - абсолюттук температура;  $F$  - фарадейдин саны;  $\varphi$  - электрдик потенциалдардын айырмасы;  $\varphi^0$  - чоңдугу изотермикалык турактуулук, ал электроддук реакцияга катышкан заттардын активдүүлүктөрү 1 моль/л (температура  $25^\circ C$ ,  $298 K$ ), басым  $1,013 \cdot 10^5 Pa$  (1 атм) болгон шартта электроддук потенциал деп кароого болот. 13.3 - теңдемеге окшогон теңдеме биринчи жолу Нернст тарабынан алынган, жана мындай теңдемелер *Нернстин теңдемеси* деп аталат.

### Электр кыймылдаткыч күч (Э.К.К.)

Эми 1.14-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин Э.К.К.үн табалы. Ал Э.К.К.нын аныктамасы боюнча оң жана сол жакта жайгашкан жез жана цинк электроддорунун электроддук потенциалдарынын айырмасына барабар. Электроддордун электроддук потенциалдары 13.2-реакциянын жана 12.6-теңдеменин негизинде төмөнкүгө барабар:

$$\varphi_{Cu} = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{\theta}{2} \lg C_{Cu^{2+}} \quad (13.4)$$

$\varphi_{Cu}$  - жез электродунун электроддук потенциалы.

$\varphi_{Zn}$  - цинк электродунун электроддук потенциалы.

1.14-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элемент Даниэль - Якобинин элементи деп аталат жана анын Э.К.К. 13.3- жана 13.4-теңдемелердин айырмасы катарында аныкталынат.

$$E = \varphi_{Cu} - \varphi_{Zn} = E^0 + \frac{\theta}{2} \lg \frac{C_{Cu^{2+}}}{C_{Zn^{2+}}} \quad (13.5)$$

мында  $E^0 = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0$

1.7-таблицадан жез менен цинк электроддорунун стандарттык потенциалдарынын маанилеринин бул теңдемеге койсо, 1.13-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин стандарттык Э.К.К. нын мааниси алынат:

$$E^0 = 0,337V - (-0,763) = 1,1 V$$

Э.К.К. нын маанисинин оң болушу 12.1-реакциясы оңдон сол жакты көздөй өз алдынча жүрөт дегендикке жатат.

Гальваникалык элементтин Э.К.К.нын жардамы менен төмөндөгүдөй формуланын негизинде 13.1-реакциясы үчүн Гиббстин эркин энергиясынын өзгөрүшү аныкталынат.

$$\Delta G^0 = -nFE^0$$

Даниэль - Якобинин элементи үчүн  $\Delta G^0$  дун мааниси төмөндөгүдөй аныкталынат ( $n = 2$ ;  $F = 96485 \text{ К}$ ;  $E^0 = 1,1 \text{ В}$ )  $\Delta G^0 = -96485 \cdot 2 \cdot 1,1 = -212267 \text{ Дж/моль} = -212 \text{ кДж/моль}$ .  $\Delta G^0$  дун абдан чоң терс мааниси *жез калыбына келет дегендикке жатат*. Демек,  $E^0$ нин мааниси боюнча, Гиббстин эркин энергиясы сыяктуу эле реакциянын багыты аныкталынат.

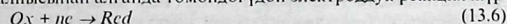
### Электроддук потенциал. Электроддор

13.3-теңдемени ондук логарифм түрүндө жазып алса ыңгайлуу болот:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{\theta}{Z} \lg C_M \quad (13.5)$$

Тең салмактуулук абалдагы эки фазанын ортосундагы потенциалдардын айырмасы б.а. электрдик потенциалдын мааниси ошол фазалардагы заряддарды алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн концентрациясы жана ал бөлүкчөлөрдүн заряддарынын чоңдуктары менен аныкталынат.

Эритме менен ага салынган металл электродунун чектери аркылуу электрди алып жүрүүчү электрон болот. Эритмеге металлды салганда, жалпысынан алганда төмөндөгүдөй электроддук реакция жүрөт:



$n$  - электроддук реакцияга катышкан электрондордун саны,  $Ox$  жана  $Red$  реакцияга катышкан заттардын кычкылданган жана калыбына келген бөлүктөрү (мисалы 1.14-сүрөттө 1 - стакандагы система үчүн  $Ox - Zn^{2+}$ , ал эми  $Red - Zn$ ). Электроддук реакция (оксид - реакция) 13.6-теңдемеге окшогон кычкылдануу - калыбына келүү жарым реакциялар менен берилсе 13.7-теңдеме жалпы жолунан электроддук реакциялар үчүн төмөндөгүдөй жазылат:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{\theta}{n} \lg \frac{C_{Ox}}{C_{Red}} \quad (13.8)$$

мында,  $C_{Ox}$  жана  $C_{Red}$  - заттардын кычкылданган жана калыбына келген бөлүктөрүнүн концентрациялары, жана  $\varphi^0$  - стандарттык электроддук потенциал (кээде стандарттык кычкылдандыргыч потенциал) деп аташат.

*Бири-бирине тийишилген эки фазанын электрдик потенциалдарынын айырмасы ( $\varphi$ ) электроддук потенциал деп аталат.*

Электроддук потенциалдын абсолюттук маанисин так аныктоого болбойт, анын маанисин стандарттык суутектик электроддун маанисине салыштырып аныкталынат жана стандарттык суутектик электроддун мааниси шарттуу түрдө ( $P_{H_2} = 1 \text{ атм}$ ,  $T = 298 \text{ К}$  жана  $C_{H^+} = 1 \text{ моль/л}$  болгондо) нөлгө барабар делип алынат.

Стандарттык электроддук потенциалдардын таблицасынан металлдардын чыңалуу катары келип чыгыт. 1863-жылы Н.Н.Бекетов метал-

лдардын чыңалуу катарын – металлдардын сүрүп чыгаруу катары деп атагандыгы бизге белгилүү.

1.7-таблица

Кээ бир металлдардын стандарттык электроддук потенциалдары

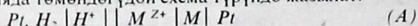
| Электроддук реакциялар | $\varphi^0 B$ | Электроддук реакциялар       | $\varphi^0 B$ |
|------------------------|---------------|------------------------------|---------------|
| $Li^+ + e^- = Li$      | -3.045        | $Cd^{2+} + 2e^- = Cd$        | -0.403        |
| $Rb^+ + e^- = Rb$      | -2.925        | $Co^{2+} + 2e^- = Co$        | -0.277        |
| $K^+ + e^- = K$        | -2.922        | $Ni^{2+} + 2e^- = Ni$        | -0.25         |
| $Ba^{2+} + 2e^- = Ba$  | -2.900        | $Sn^{2+} + 2e^- = Sn$        | -0.136        |
| $Ca^{2+} + 2e^- = Ca$  | -2.87         | $Pb^{2+} + 2e^- = Pb$        | -0.126        |
| $Na^+ + e^- = Na$      | -2.714        | $Fe^{3+} + 3e^- = Fe$        | -0.036        |
| $Mg^{2+} + 2e^- = Mg$  | -2.363        | $H^+ + e^- = \frac{1}{2}H_2$ | 0.000         |
| $Al^{3+} + 3e^- = Al$  | -1.66         | $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$        | 0.337         |
| $Ti^{2+} + 2e^- = Ti$  | -1.63         | $Cu^+ + e^- = Cu$            | 0.521         |
| $Mn^{2+} + 2e^- = Mn$  | -1.18         | $Hg^{2+} + 2e^- = 2Hg$       | 0.798         |
| $Zn^{2+} + 2e^- = Zn$  | -0.763        | $Ag^+ + e^- = Ag$            | 0.799         |
| $Cr^{3+} + 3e^- = Cr$  | -0.71         | $Au^{3+} + 3e^- = Au$        | 1.065         |
| $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$  | -0.44         | $Au^+ + e^- = Au$            | 1.358         |

Металлдардын чыңалуу катары, металлдардын стандарттык электроддук потенциалдарынын маанилери боюнча түзүлгөн. Анын маанилери 1.7-таблицада берилген. Стандарттык электроддук потенциал деген эмне? Ал өз кезегинде металлдардын электроддук потенциалдары боюнча аныкталат.

Электроддук потенциалга 1953-жылы *JUPAK* (Таза жана прикладдык химия боюнча Эл аралык союз) төмөндөгүдөй аныктама берген:

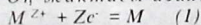
*Кычкылдануу - калыбына келтирүү жарым реакциялар жүргөн электрод менен стандарттык суутектик электроддон түзүлгөн гальваникалык элементтин электрдик кыймылдаткыч күчү (Э.К.К) - электроддук потенциал деп аталат*

Эми металлдардын электроддук потенциалдарын түшүнүү үчүн 1.15-сүрөттө көрсөтүлгөн кайталанма гальваникалык элементти карайлы. Бул гальваникалык элементтин сүрөттөлүшүн жалпы химияда же электрохимияда төмөндөгүдөй схема түрүндө жазылат:

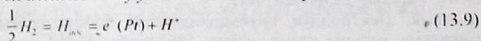


Бул схемадагы эки таякча ( $||$ ) эки эритменин ортосунда пайда болгон диффузиялык потенциалдын жоюлушкандыгын билдирет. Ал үчүн иондордун кыймылдуулуктарынын маанилери боюнча бири-бирине жакын иондордон ( $K^+$ ,  $Cl^-$ ) турган, мисалы  $KCl$  дон даярдалган туз көпүрөчөсү колдонулат. Түз көпүрөчө көпчүлүк учурларда  $U$  - түрүндөгү айнек түтүкчөлөрүнөн жасалат (1.15- сүрөт, 3) Ал элементте төмөндөгүдөй электроддук реакциялар жүрөт.

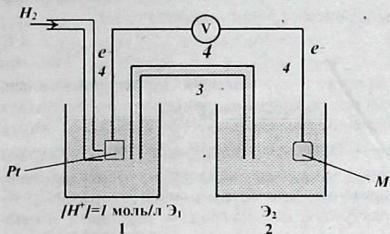
*Оң жактагы изилденүүчү электроддо:*



*Сол жактагы суутектик электроддо:*







1.15-сүрөт. Суутектик электрод менен изилденүүчү электроддон түзүлгөн гальваникалык элемент 1-суутектик электрод; 2-изилденүүчү электрод; 3-туз көпүрөчө; 4-вольтметр; Э<sub>1</sub> -1-эритме Э<sub>2</sub> -2- эритме

13.9 - реакция суутек электродунда жүрөт. Анын электроддук потенциалы төмөндөгүдөй туюнтма боюнча аныкталынат:

$$\varphi_{H_2} = \varphi_{H_2}^0 + \theta \lg \frac{C_{H_2}}{\sqrt{P_{H_2}}} \quad (13.10)$$

мында:  $\theta = 2,3RT/F$ .  $R$  - универсалдык газ турактуулугу;  $T$  - абсолюттук температура;  $F$  - фарадейдин саны;  $\varphi$  - электрдик потенциалдардын айырмасы.  $\theta = 2,3RT/F$  көбөйтүндүсү абсолюттук температурага пропорциялаш болгон чоңдук. Аны электрохимиялык бирдик (1 В<sup>э</sup>кв же 1 мВ<sup>э</sup>кв) менен туюнтулган абсолюттук температура катары караса болот. 25° С да  $\theta = 59 \text{ мВ} = 0,059 \text{ В (вольт)}$  барабар. 13.9 - реакцияда, суутектин калыбына келген бөлүгү  $H_2(H_{\text{адс}})$ , ал эми кычкылданган бөлүгү  $H^+$ .  $H_{\text{адс}}$  бөлүкчөсүнүн концентрациясын аныктоого мүмкүн болбогондуктан,  $H_2$  молекуласынын парциалдык басымы ( $P_{H_2}$ ) колдонулат (13.10 - теңдемени кара).  $P_{H_2}$  - электродко берилүүчү суутек газынын парциалдык басымы.  $C_{H_2} = 1$  жана  $P_{H_2} = 1$  атмосфера болгон шартта 1.15-сүрөттө көрсөтүлгөн суутек электроду стандарттык суутектик электрод (С.С.Э) катарында иштей баштайт. Мындай шартта суутек электродунун электроддук потенциалы стандарттык суутектик электроддун (С.С.Э) потенциалына барабар болуп калат, же 13.10 - теңдемеден төмөнкү теңдеме келип чыгат:

$$\varphi_{H_2} = \varphi_{H_2}^0 = 0 \quad (13.11)$$

*Практикада активдүүлүгү бирге ээ болгон кислотанын  $\alpha_{\pm} = 1$  (теориялык жактан  $\alpha_{\pm} = 1$  болгон шарт колдонсо болмок) эритмесине салынган платинага 1 атм. басымда суутек газы берилсе, анда мындай электрод - стандарттык суутектик электрод деп аталып, -  $\varphi_{H_2}^0$  стандарттык суутектик электроддун потенциалы шарттуу түрдө бардык температурада нөлгө барабар делип алынат.*

Демек, стандарттык суутектик электроддун потенциалы нөлгө барабар, ал дайыма гальваникалык элементтин терс уюлуна туташтырылат (1.15-сүрөт) жана элементи схема түрдө көрсөткөндө сол жагына жазылат (элемент А).

Изилденүүчү оң жактагы металл электродунун электроддук потенциалы (1.15-сүрөт, 2) төмөндөгүдөй теңдеме боюнча аныкталынат:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2.3RT}{Z \cdot F} \ln C_M \quad (13.12)$$

мында  $Z$  - электрди алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн (же потенциал аныктоочу иондун заряды) элементардык зарядынын чоңдугу же электроддук реакцияга катышкан электрондордун саны (13.12- реакцияны кара);  $C_M$  - өзгөрүлмөлүү фазадагы (эритмедеги) электрди алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн б.а. потенциал аныктоочу иондордун концентрациясы (мисалы  $Cu^{2+}$  жана  $Zn^{2+}$  иондорунун эритмедеги концентрациялары);  $\varphi^0$  - чоңдугу изотермикалык турактуулук, ал электроддук реакцияга катышкан заттардын активдүүлүктөрү 1 моль/л (температура  $25^\circ C$ ,  $298K$ ), басым  $1.013 \cdot 10^5 Pa$  (1 атм) болгон шартта электроддук потенциал деп кароого болот. Мындай шартта 13.12 - теңдемеден

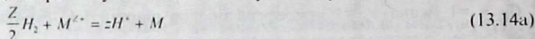
$$\varphi = \varphi^0 \quad (13.13)$$

болуп калат. 13.12 - теңдемеге окшогон теңдемелер биринчи жолу Нернст тарабынан алынган, ошондуктан, мындай теңдемелер Нернстин теңдемелери деп аталган.

Кычкылдануу - калыбына келүү жарым реакциялары жүргөн изилденүүчү электроддор дайыма оң жагына жазылат (1.14-сүрөт, 2 жана элемент А). 11.1-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин Э.К.Ку ( $E$ ) диффузиялык потенциалы жоюлган учурда оң жана сол жактагы платинанын ички потенциалдарынын айырмасына барабар:

$$E = \varphi_{оң} - \varphi_{сол} \quad (13.14)$$

Гальваникалык элементтеги жүргөн жалпы реакция б.а. 1- жана 2- реакциялардын суммасы төмөндөгүдөй болуп калат:



-оң жактагы электроддогу жүргөн реакция, ал эми ( $Z/2$ )  $H_2 \rightarrow zH^+ + ze^-$  сол жактагы жүргөн реакция.

Оң жактагы электроддук системага жооп берген электроддук реакция кыскача  $M^{z+}/M$  деп белгиленип, анын потенциалы шарттуу түрдө нөлгө барабар деп алынган стандарттык суутектик электроддун потенциалына салыштырмалуу аныкталынат. Стандарттык электроддук потенциал мындай белгиленет:  $\varphi^0_{M^{z+}/M}$  (мында индекс түрүндө жазылган:  $M^{z+}/M$  - (13.14b)-реакцияга окшогон электроддук реакциялардын кыскача жазылышы болуп саналат). Электроддук потенциалдын  $\varphi$  мааниси, эритмеге салынган металл менен эритменин ички потенциалдарынын айырмасына барабар. Электроддук потенциалдардын абсолюттук маанилерин аныктоого мүмкүн болбогондуктан, анын потенциалы стандарттык суутектик электроддун электроддордун потенциалына салыштырмалуу аныкталынат. Ошондуктан, жогорку шарт кабыл алынган. Анткени

электроддордун потенциалдарынын айырмасын гана б.а. элементтин Э.К.К.үн аныктоого мүмкүн. Мисалы 1.15 - сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин Э.К.Кү 13.12-жана 13.13- теңдемелердин негизинде төмөндөгүгө барабар болот:

$$E = \varphi - \varphi_{H_2} = E^0 + \frac{\theta}{n} \lg C_{M^{n+}} - \theta \lg \frac{C_{H_2}}{\sqrt{P_{H_2}}} \quad (13.15)$$

мында,  $E^0 = \varphi^0 - \varphi_{H_2}^0$  стандарттык Э.К.К. Эгер сол жактагы электрод, стандарттык суутектик электрод-болсо, анда 13.13-теңдеменин негизинде 13.15 - теңдеме жөнөкөйлөнүп төмөндөгүдөй формага келет:

$$E = E^0 + \frac{\theta}{n} \lg C_{M^{n+}} \quad (13.16)$$

Стандарттык потенциалдардын таблицасынын жардамы менен ар кандай гальваникалык элементтерде жүргөн химиялык реакциялардын теңдемелерин түзүп, ал реакциянын багытын жана толук жүрүү мүмкүнчүлүгүн айтууга болот.

Электроддук потенциал, системанын кычкылдандыргыч касиетин мүнөздөйт: ал эритменин канчалык кычкылдандыргыч касиети чоң болсо, ошончолук чоң болуп, ал эми эритменин калыбына келтирүүчү касиетинин өсүшү менен төмөндөйт. Ошондуктан, көпчүлүк учурларда, эгерде металлдардын атомдору электроддук реакцияларга катышпаса, б.а. металл электроддун донору жана акцептору болгон учурларда, мындай электроддун потенциалын кычкылдандыргыч потенциал делинет. Электроддук потенциалдын мааниси температурадан, электроддук реакцияга катышкан редокс-системанын жаратылышынан жана бул системага кирген заттардын салыштырмалуу өлчөмүн жана алардын абалынан көз каранды.

Гальваникалык элементтин Э.К.К.нын жардамы менен төмөндөгүдөй формуланын негизинде реакция үчүн Гиббстин эркин энергиясынын өзгөрүшү аныкталынат.

$$\Delta G^0 = - nFE^0$$

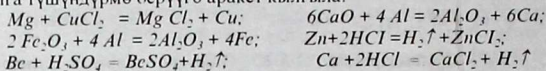
Даниэль - Якобинин элементи үчүн  $\Delta G^0$  дун мааниси төмөндөгүдөй аныкталынат ( $n = 2$ ;  $F = 96485 \text{ К}$ ;  $E = 1,1 \text{ В}$ )  $\Delta G^0 = - 96485 \cdot 2 \cdot 1,1 = - 212267 \text{ Дж/моль} = - 212 \text{ кДж/моль}$ .  $\Delta G^0$  дун абдан чоң терс мааниси жез калыбына келет дегендикке жатат. Демек,  $E$  нин мааниси боюнча, Гиббстин эркин энергиясы сыяктуу эле реакциянын багыты аныкталынат.

Демек, стандарттык потенциалдардын таблицасынын жардамы менен ар кандай гальваникалык элементтерде жүргөн химиялык реакциялардын теңдемелерин түзүп, ал реакциянын багытын жана толук жүрүү мүмкүнчүлүгүн айтууга болот. (13.16) теңдеме кайталанма электроддун жана эритменин составынан ( $P, T = \text{const}$  болгондо) болгон көз карандылыктарын көрсөткөн жалпы теңдеме болуп саналат

Стандарттык электроддук потенциалдардын таблицасынан, металлдардын чыңалуу катары келип чыгат:

Li, Rb, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Ti, Mn, Zn, Cr, Fe, Cr, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, Fe(H), Sn, Cu, Ag, Hg, Pt, Au →

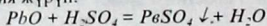
Бул катар боюнча металлдардын химиялык активдүүлүгү төмөндөйт; металл иондорунун кычкылдандыруу жөндөмдүүлүгү өсөт; металлдардын калыбына келтирүү жөндөмдүүлүгү начарлайт. Бул касиеттерди төмөндөгүдөй реакциялардын мисалында көрсө болот. Силер ар бир мисалга түшүндүрмө берүүгө аракет кылгыла.



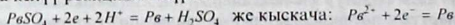
Металлдардын жогорудагы чыңалуу катарын биринчилерден болуп 1863-жылы Н.Н.Бекетов түзгөн. Ал аны металлдардын сүрүп чыгаруу катары деп атаган.

### Турактуу ток булактары

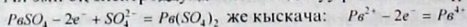
Активдүү же инерттүү электроддордон түзүлгөн гальваникалык элементтер химиялык ток булактары болуп саналат. Мындай энергиянын булактары иштегенде химиялык энергия түздөн - түз электрдик энергияга айланат. Химиялык ток булактары аккумуляторлор жана гальваникалык элементтер деп бөлүнөт. Сырткы ток булактарынын жардамы менен аккумулятордогу химиялык энергияларды б.а. кычкылдануу калыбына келүү реакцияларын кайра калыбына келтирип, алардын иштөө мөөнөтүн көп жылдарга созсо болот. Ал эми гальваникалык элементтерде электроддордун бири эрип жок болгондуктан (мисалы, Даниель - Якобинин элементинде цинк), аларды бир гана жолу колдонулат. Кайталанма химиялык ток булагы - кислоталык аккумулятордун иштөө принцибин карап көрөлү. Коргошундуу кислотанын аккумуляторунун электроддору коргошундун оксидинин  $PbO$  пастасынан престелип жасалат. Электрод катарында - 30% түү ( $d = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) күкүрт кислотасы колдонулат. Электроддорду күкүрт кислотасына салганда, төмөндөгүдөй реакция жүрүп:



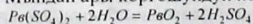
Анын беттеринде начар эрүүчү - коргошундун сульфаттары пайда болот. Мындай абалда эки электрод тең бирдей составга ээ болуп, кычкылдануу калыбына келүү реакциясы токтоп, аккумулятор иштебей калат (1.16а-сүрөт). Аны иштетүү үчүн ал аркылуу турактуу ток өткөрүү менен заряддалат. Аккумулятор заряддалганда терс электродунда калыбына келүү реакциясы жүрөт:



Ал эми оң электроддунда кычкылдануу реакциясы жүрөт:



Мындан ары коргошундун кош оксиди пайда болот:



Демек, заряддалгандан кийин аккумулятордун электродунун бири коргошун, экинчиси коргошундун кош оксиди менен капталат. (1.16б-сүрөт).



а)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ; б)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ ; в)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ ; г)  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 393,5 \text{ кДж}$ ;

д)  $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 117,7 \text{ кДж}$ ;

6. Эки пробиркага бирдей цинктин кичинекей бөлүкчөлөрүн салып, бирине массалык үлүшү 20% күкүрт кислотасын, экинчисине массалык үлүшү 10% болгон күкүрт кислотасын куюшкан. Көрсөтүлгөн тажырайбанын негизинде кандай тыянакка келүүгө болот?

7. Химиялык тең салмактуулук кайталанма реакциянын учурунда онго жылса, анда реакциянын чыгуу продукту:

а) өзгөрбөй кала берет; б) азаят; в) көбөйөт же азаят;

г) көбөйөт, азаят же өзгөрбөй кала берет; д) көбөйөт;

8. Тең салмактуулук түз реакция жакка жылышынын шартын көрсөткүлө:

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl} + 184,5 \text{ кДж}$

а) температуранын төмөндөшү; б) температуранын жогорулашы; в)  $\text{HCl}$ дун концентрациясынын көбөйүшү; г)  $\text{H}_2$  концентрациясынын азайышы; д)  $\text{Cl}_2$  концентрациясынын азайышы;

9. Реакция төмөнкү схема боюнча жүрөт:  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ .  $\text{NO}$ -нун баштапкы концентрациясы 0,8 моль/л, 20 сек өткөндөн кийин 0,2 моль/л ге азаят. Реакциянын орточо ылдамдыгын аныктагыла. (моль/л·с)

10. Температураны  $10^\circ\text{C}$  ка жогорулатканда реакциянын ылдамдыгы 3 эсеге көбөйөт. Реакциянын ылдамдыгын 27 эсеге төмөндөтүш үчүн температураны кандай өзгөртүш керек?

11. Реакция төмөнкү схемада жүрөт:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ .

Реакциянын ылдамдыгына кандай таасир этет, эгерде: 1)  $\text{N}_2$  концентрациясын эки эсеге көбөйтсө; 2)  $\text{N}_2$  концентрациясын эки эсеге көбөйтсө жана  $\text{O}_2$  нин концентрациясын эки эсеге азайтса?;

12. Тең салмактуулук абалындагы системада:  $2\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$  баардык заттардын концентрациясы бирдей: А заты -4 моль/л, В заты -2 моль/л, С заты -2 моль/л. А жана В заттарынын алгачкы (моль/л) концентрациясын аныктагыла.

13. Реакцияга кирген заттардын биринин концентрациясынын убакыт бирдигинде өзгөрүшү эмнени аныктайт?

14. Төмөнкүдөй схемадагы  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$  реакцияны жүргүзүш үчүн беш пробиркада көлөмү бирдей болгон, бирок  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ түн концентрациясы менен айрымаланган реакцияга кирүүчү заттардын аралашмасы даярдалган:

1-пробиркада - 3 моль/л, 2-пробиркада - 2,5 моль/л, 3-пробиркада 2 моль/л, 4-пробиркада -1,5 моль/л, 5-пробиркада - 1 моль/л. Кайсы пробиркада чөкмө тез пайда болот? Пробирканын номерин көрсөткүлө.

15. Химиялык реакциялардын ылдамдыгы кандай бирдик менен туюнтулат?

16. Бир пробиркага жемирдин күкүмүн, экинчисине ошондой эле массадагы темирдин таарындасын салып, туз кислотасын кошот. Жүргөн реакциянын ылдамдыгы кайсы шартка көз каранды болоорун көрсөткүлө.

а) реакцияга кирген заттардын табигатына байланыштуу; б) реакцияга кирген заттардын беттеринин чоңдугуна; в) катализаторлорго; г) реакцияга кирген заттардын концентрациясына;

17. Эгерде температураны  $10^\circ\text{C}$ га жогорулатканда реакциянын ылдамдыгы эки эсеге көбөйсө, температураны  $20^\circ\text{C}$ дан  $40^\circ\text{C}$ га чейин көтөргөндө реакциянын ылдамдыгы канча эсеге көбөйөт?

18. Химиялык реакциялардагы химиялык тең салмактуулуктун жылышуусуна таасир этүүчү бардык шарттарды көрсөткүлө:

19. Көмүр кычкыл газынын чыгышын азайта турган бардык шарттарды көрсөт:  $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2 + 570,3 \text{ кДж}$

20.  $20^\circ\text{C}$ да эки реакция бирдей ылдамдыкта жүрөт. Температураны  $10^\circ\text{C}$ га жогорулатса, биринчи реакциянын ылдамдыгы 4 эсеге, экинчисиники 2 эсеге көбөйөт.  $60^\circ\text{C}$ да биринчи реакциянын ылдамдыгынын экинчи реакциянын ылдамдыгына болгон катышын аныктагыла.

21. Температураны  $10^\circ\text{C}$ ге жогорулатканда кайсы бир реакциялардын ылдамдыгы 4 эсеге көбөйөт. Реакциянын ылдамдыгын 16 эсеге көбөйтүш үчүн температураны канчага жогорулатыш керек?

22. Реакция  $A+2B=C$  схемада жүрөт В-заттын баштапкы концентрациясы 6 моль/л. Эгерде реакциянын башталышынан 10 с өткөндөн кийин С заттын концентрациясы 2 моль/л барабар болсо, реакциянын ортого ылдамдыгын аныктагыла (моль/л·с).
23. Реакцияда аммиактын көбүрөөк чыгышына таасир эте турган баардык шарттарды көрсөткүлө:  $N_2+3H_2 \leftrightarrow 2NH_3+90.12 \text{ кДж}$ .

## 10) КАТАЛИЗ

*Химиялык реакциянын ылдамдыгын ылдамдатып, реакциянын акырында өзгөрүүсүз калган заттар катализаторлор деп аталат.*

Катализатор катышкан кубулуш катализ деп аталат. Реакциянын механизмдери менен кинетикасын окутуучу илим физикалык химиянын бир тармагы болуп саналат.

Реакциялардын ылдамдыгын ылдамдатуу үчүн катализаторлор абдан аз өлчөмдө кошулгандыктан, анын өлчөмү баштапкы же пайда болгон заттардын концентрацияларын билинерлик өлчөмдө өзгөрбөгөндүктөн, катализатордун концентрациясы формалдуу түрдө стехиометриялык теңдемеде эске алынбайт. Катализаторлор химиялык тең салмактуулуктун тез орношуна шарт түзүп, анын абалына таасирин тийгизбейт.

Катализ химияда жана химиялык өндүрүштө өтө кеңири пайдаланылат. Мисалы, платина же ванадий (V) оксидин катализатор катары катыштыруу менен гана күкүрт (IV) оксидинен  $SO_2$  күкүрт (VI) оксидин  $SO_3$  ала алабыз.

Турмушта көпчүлүк химиялык процесстерди акырындатууга туура келет. Бул учурларда реакциянын ылдамдыгын басаңдатуучу заттарды ингибиторлорду пайдаланабыз. Ингибиторлор металлдарды коррозиядан сактоодо кеңири колдонулат.

Катализ негизинен экиге бөлүнөт. Реакцияга кирген заттар менен катализ бир фазада болсо гомогендик, ал эми ар башка фазаларга тиешелүү болсо гетерогендик катализ болот.

### Ферменттик катализ

Ар кандай организмдин жашоо тиричилиги үчүн зарыл болгон биологиялык реакциялар, ферменттердин катышуусу менен жүрөт. Ферменттер (лат. *fermentum* - ачыткыч деген мааниде) түзүлүшү боюнча белоктук жаратылышка ээ жана бардык жандык клеткалардын составында болгон биологиялык катализаторлор болуп саналат. Ал пептидик байланыш менен байланышкан аминокислоталарынан турат. Ферменттин молекуласында  $COOH$ ,  $NH$ ,  $OH$ ,  $SH$  ж.б., жана ошондой эле гидрофобдуу группалар болот. Ферменттер өзгөчө мүнөздүү касиеттерге ээ. Биринчиден ар кандай жасалма катализ менен жетишүүгө мүмкүнчүлүк болбогон ылдамдыкты бир нече эселенткен ылдамдыкка алып келүүгө шарт түзөт. Мисалы,  $Fe^{3+}$  иону менен катализденген суутектин пероксидинин ажыроо турактуулугу  $56 \text{ кмоль}\cdot\text{м}^{-3}\cdot\text{с}$  болсо, ал эми катализа менен катализденгенде реакциянын турактуулугу  $3,7\cdot 10^7 \text{ кмоль}\cdot\text{м}^{-3}\cdot\text{с}$  болот. Б.а. ферменттин катышуусу менен реакция болжол менен миллион эсе тез жүрөт. Кислотанын таасири менен болгон мочевианын гидролизинин ылдамдыгынын турактуулугу  $7,4\cdot 10^{-7}$  болсо, ал эми ферментти колдон-

- а) Mg; б) Mn; в) K; г) Ag; д) Cu;  
 2. Металлдар суу менен аракеттенишкенде кайсы зат калыбына келет?  
 3. Металлдардын (Na, Cu, Al, Fe, Ni, Hg, Sn Ag) кайсылары кислоталардан суутекти сүрүп чыгарат?  
 4. Жогорку электр өткөрүмдүүлүккө ээ, жылуулук өткөргүч, ийилчээк, чоюлчаак элементтер кандай аталат?  
 5. Кайсы металлдын эрүү температурасы эң төмөн?  
 а) Cu; б) Zn; в) Pb; г) Mg; д) Hg;  
 6. Элементтердин ичинен металлдарын толук көрсөткүлө: Na, Ba, C, Fe, P, Cu, S, Cr, Ti  
 7. Берилген кошумчалардын ичинен кайсы туздардан темир металлды сүрүп чыгарат?  
 1. ZnSO<sub>4</sub>; 2. NiCl<sub>2</sub>; 3. CuCl<sub>2</sub>; 4. Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; 5. MgCl<sub>2</sub>; 6. AgNO<sub>3</sub>  
 8. Төмөндөгүлөрдүн кайсынысы кошумчаларда жалаң оң кычкылдануу даражасына ээ?  
 а) металл эместер; б) металлдар; в) металлдар менен металл эместер;  
 9. Төмөнкү элементтердин эң активдүүсү кайсы?  
 а) Na; б) K; в) Li; г) Cs; д) Rb;  
 10. Литийди цинктен кайсы касиети боюнча бири-биринен айырмалашат?  
 11. Алюминий оксиди төмөнкү заттардын кайсынысы менен реакцияга кирет?  
 а) NaCl, HCl; б) HCl, NaOH; в) CaCO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>; г) NaNO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; д) HCl, CO<sub>2</sub>;  
 12. Электрондук формуласы ...3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>3</sup>4s<sup>2</sup> болгон элемент кайсы?  
 12. Эмне үчүн металлдар электр тогун өткөрөт?  
 13. Эмне үчүн металлдар турук эмес?  
 14. Мезгилдик системанын V, VI, VII группасынын металлдарынын көп сандагы эркин электронду кристаллдык торчодогу өзүнчө иондордун катмарынын бекемдигин камсыз кылып турат, алардын эркин кыймылына жолтоо болот. Металлдардын ушуга себептүү өзгөчөлүгү кайсы?  
 15. Мезгилдик системанын негизги подгруппасындагы өтө жумшак металлдар жайгашкан группанын номерин көрсөткүлө.  
 16. Металлдардын химиялык реакциялардагы эң жалпы касиети болуп кайсы жөндөмдүүлүгү эсептелет?  
 а) электрондорду берүү менен оң заряддалган иондорго айланат; б) электрондорду берет же алат да терс же оң заряддалган иондорго айланат; в) инерттүүлүктү көрсөтөт; г) электрондорду кабыл алуу менен терс заряддалган иондорго айланат;  
 17. Кайсы металл суу менен бөлмө температурасында аракеттенишет?  
 18. Төмөнкү элементтердин ичинен эң күчтүү калыбына келтиргичти көрсөткүлө: Ag, Al, Mn, Fe, C  
 19. Кайсы элементтин иондоштуруу энергиясы кичине?  
 а) Ca; б) Mg; в) Sr; г) Be; д) Ba;  
 20. Щелочтуу металлдарды электролиздөө жолу менен алууда катод эмнеден жасалат?  
 21. Эгерде и.ш. 18 г литийди сууда эритсек канча көлөм суутек бөлүнүп чыгат?  
 22. Темир оксидинен (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) темирди калыбына келтириш үчүн кайсы заттарды колдонуубуз?  
 23. Темир кенинде 80% Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> жана 10% SiO<sub>2</sub> бар, ал эми калгандары башка бирикмелер. Темирдин жана кремнийдин массалык үлүштөрү канча?  
 24. Каллийди өнөр жайда кандай жолдор менен алабыз?  
 25. Al-ди өнөр жайда кандай жолдор менен алабыз?  
 26. 2 кг алюминийди алыш үчүн 4 кг алюминийдин оксиди кетет. Теориялык жактан канча % Al алууга болот?  
 27. Хромдун (III) оксидинен алюминотермиялык жол менен 4 моль Cr алыш үчүн канча Al алышыбыз керек?  
 28. Мезгилдик системанын кайсы топторунда эң морт металлдар жайгашкан?  
 а) I, II; б) V, VI, VII; в) I, VII; г) I, II, III; д) II, VI;  
 29. Металлдарды электрохимиялык чыңалуу катарына жайгаштырууда төмөнкү факторлор эске алынат:  
 1. Иондоштуруу энергиясы.; 2. Кристаллдык торчонун ажыроо энергиясы.;  
 3. Иондордун гидратташуу энергиясы;  
 а) 3; б) 2; в) 1; г) 1, 2; д) 2, 3;  
 30. Fe, Ca, Na, Cu, Ag ичинен концентрацияланган күкүрт кислотасын күкүрттүү суутекке чейин калыбына келтире ала турган элементтерди көрсөткүлө.  
 а) Fe, Ca; б) Cu, Ag; в) Fe, Cu, Ag; г) Fe, Ca, Na; д) Ca, Na;  
 31. Берилген Li, K, Fe, Ni, Cu, Hg элементтеринин ичинен кайсылары азот кислотасын аммиакка чейин калыбына келтирет?  
 32. K, Ca, Zn, Fe, Cu, Ag элементтеринин кайсылары суу менен ысыгуу аркылуу аракеттенишкенде оксидди пайда кылат?  
 33. Кайсы металлдар оор металлдарга кирет?

|                      | Na   | Cu   | Ca   | Ba   | Pb    | Zn   |
|----------------------|------|------|------|------|-------|------|
| ρ, г/см <sup>3</sup> | 0,97 | 8,96 | 1,54 | 3,76 | 11,85 | 7,13 |

34. Марганец оксидинен (IV) алюминотермиялык жол менен 5 кг алюминийди колдонуп 5 кг марганец алышкан. Продуктунун чыгышы теориялык жактан канча % ти түзөт?
35. 1,6 г натрий менен суу өз ара аракеттенишкенде алынган гидроксиддин массасын жана суутектин көлөмүн аныктагыла?
36. Массасы 8,5 г шёлочтуу металл менен ашыкча алынган сууну аракеттенгенде и.ш. 1,12 л Н<sub>2</sub> бөлүнүп чыгат. Бул кайсы металл?
37. 1,86 г магний менен алюминийдин куймасын суюктулган азот кислотасында эриткенде 560 мл азот (II) оксиди бөлүнүп чыккан. Куйманын % тик составы кандай?
38. Массасы 20 г болгон цинк менен магнийдин куймасына ашыкча алынган шёлочтун эритмесин таасир кылганда 5,6 л суутек бөлүнүп чыккан. Бул куймадагы магнийдин массалык үлүшү канча?
39. Массасы 18 г алюминий оксиди көлөмү 60 мл, массалык үлүшү 30% ( $\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$ ) ке барабар болгон NaOHтын эритмесине эритилди. Реакциядан калган шёлочтун эритмесинин концентрациясы канча?
40. Массасы 300 г болгон туз кислотасынын 14,6 % түү эритмесин нейтралдаштыруу үчүн канча моль жана канча массадагы натрий гидроксиди туура келет?
41. 16 г CuSO<sub>4</sub> менен 12 г KOH аракеттенгенде канча Cu(OH)<sub>2</sub> алынат? Кайсы зат реакцияга кирбей ашыкча калат?
42. Мезгилдик системанын кайсы тобунун негизги тобунда жалаң металлдар жайгашкан?
- а) VIII; б) IV; в) V; г) VI; д) I;
43. Мезгилдик системанын негизги тобундагы эң күчтүү калыбына келтиргичтер жайгашкан топтун номерин көрсөткүлө.
- а) III; б) I; в) VIII; г) VI; д) VII;
44. Берилген реакциялардын кайсынысы жүрүшү мүмкүн эмес?
- а) Fe + CuSO<sub>4</sub> → FeSO<sub>4</sub> + Cu; б) Cu + FeSO<sub>4</sub> → CuSO<sub>4</sub> + Fe; в) Zn + CuSO<sub>4</sub> → ZnSO<sub>4</sub> + Cu; г) Zn + FeSO<sub>4</sub> → ZnSO<sub>4</sub> + Fe; д) Cu + 2AgNO<sub>3</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2Ag;
45. Кайсы металл кандай шарт болсо да кычкылтек менен реакцияга кирбейт?
- а) Cr; б) Ag; в) Mn; г) Cu; д) Hg;
46. Төмөнкү металлдардын кайсынысы жогорку температурада суу менен аракеттенишет?
- а) Li; б) K; в) Fe; г) Al; д) Cu;
47. Кайсы металл концентрацияланган азот кислотасында эрибейт?
- а) Ag; б) Cu; в) Pb; г) Sn; д) Al;
48. Кайсы электрлотиттин суудагы эритмеси менен темир реакцияга кириши мүмкүн?
- а) KCl; б) MnSO<sub>4</sub>; в) Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; г) ZnSO<sub>4</sub>; д) HCl;
49. Жардамчы топчонун металлдарынын химиялык активдүүлүгү жогортон төмөн карай кандайча өзгөрөт?
50. Al менен Cu дин куймасына натрий гидроксидин ашыгы менен алып ысытканда 2,24 л газ бөлүнүп (и.ш.) . Эгерде куйманын массасы 10 г болсо анда проценттик составы кандай?
51. Атомдорунун түзүлүшү боюнча металлдарга кире турган элементтер:
- а) s-элементтери; б) s-, p-элементтери; в) s-, p-, d-, f-элементтери; г) d-, f-элементтери; д) s-, d-элементтери;
52. Металлдардын торчолорундагы эркин кыймылдуу электрондордун болушу, металлдарга мүнөздүү болгон төмөнкү кайсы касиетти түшүндүрөт
- а) катуулугун; б) чоюлгучтугун; в) жылуулук өткөргүчтүгүн; г) ийилгичтигин; д) морттугун;
53. Чыналуу катарында суутектен кийин жайгашкан металлдар күкүрт кислотасы менен реакцияга киргенде берилген заттардын кайсынысын калыбына келтирет?
- а) суутек; б) күкүрт; в) суутек же күкүрт; г) кычкылтек; д) күкүрт же кычкылтек;
54. Концентрацияланган азот кислотасын 8 г жезге таасир кылганда канча массадагы газ бөлүнүп чыгат?
55. Массасы 14 г темир, массасы 6,4 г күкүрт менен аракеттенгенде канча г темир (II) сульфиди пайда болот?
56. Массасы 21,7 кг хром (III) оксидинен алюминотермиялык жол менен калыбына келтирип, канча массадагы таза хром алууга болот?
57. Хромдун төмөнкү кошумчаларынын кайсынысы чыныгы металлдык касиетти көрсөтөт?
- а) Cr(OH)<sub>2</sub>; б) Cr(OH)<sub>3</sub>; в) CrO<sub>2</sub>; г) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>;
58. Жездин күмүш менен болгон куймасы кайсы кислотада эрийт?
- а) HCl; б) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; в) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; г) HNO<sub>3</sub>; д) H<sub>2</sub>S;
59. Кайсы металл туз кислотасынын эритмесинен суутекти сүрүп чыгара албайт?
- а) Mg; б) Al; в) Na; г) Hg; д) Ca;
60. Марганец оксиддери MnO, MnO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Аларга кандай касиеттер мүнөздүү?
- а) бардык оксиддер негиздик; б) бардык оксиддер кислоталык; в) MnO-негиздик, MnO<sub>2</sub>-амфотердик, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>-кислоталык; г) MnO-кислоталык, MnO<sub>2</sub>-амфотердик, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>- негиздик; д) бардык оксиддер амфотердик;
61. Чыналуу катарында литий калий менен натрийдин алдында жайланышкан. Бул болсо алардын мезгилдик системадагы ордуна туура келбейт. Бул эмне менен түшүндүрүлөт?

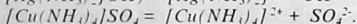
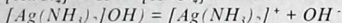
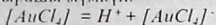


62. Ca, Zn, Fe, Ni, Ag, Pt катардан жезди анын туздарынын эритмелеринен сүрүп чыгаруучу металлдарды көрсөткүлө.
63. 1. Металлдардын ичинен эң жеңил: 2. Металлдардын ичинен эң оору: 3. Эң тез эрүүчү металл: 4. Эң жогорку температурада эрий турган металл кайсы экенин көрсөткүлө:  
 а) 1. Na; 2. Fe; 3. Li; 4. V; б) 1. Os; 2. Li; 3. Hg; 4. W; в) 1. Li; 2. Os; 3. Hg; 4. W;  
 г) 1. Al; 2. Fe; 3. Na; 4. Fe; д) 1. Al; 2. Pb; 3. Sn; 4. Cr;
64. Массасы 8 г темир хлор менен аракеттенгенде пайда болгон темир (III) хлориди 200 г сууга эриткенде кандай массалык үлүштөгү заттын эритмеси пайда болот?
65. Келечекте Кыргызстандын Чаткал өрөөндөрүндө казылып алынуучу кендер кайсылар?  
 а) Cu; б) Hg; в) Pb; г) Al; д) Au;
66. Төмөнкү реакциянын натыйжасында кайсы газ алынат?  $Cu + HNO_{3(конц)} =$
67. Темирдин калыбына келиши төмөнкү схема боюнча жүрөт:  $Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 \rightarrow FeO \rightarrow Fe$   
 2 т темир кенишин составында 80% темир оксиди кармалып жүрөт. практикалык чыгышы 92% болсо, канча темир алабыз?
68. Сукултулган азот кислотасы менен 6,4 г таза жезди кошуп ысытканда канча г  $Cu(NO_3)_2$  алынат?

#### 14) КОМПЛЕКСТИК БИРИКМЕЛЕР

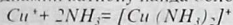
Эритмелерде же катуу заттар менен газ түрүндөгү заттардын ортосунда жүрүүчү ар кандай кычкылдануу-калыбына келүү, орун алмашуу жана кошулуу реакцияларында, кадимки шарттарда тиги же бул фазада өз алдынчалыгын сактаган элементтердин атомдорунан турган ар кандай группалар же иондор катышат:  $CO$ ,  $OH$ ,  $NO_2$ ,  $NH$ ,  $CJ$ ,  $CNS$ ,  $H_2O$ , ж.б. Бул группалар металлдардын нейтралдуу атомдору же иондору менен кошулуп, андан да татаал молекулаларды же иондорду пайда кылат:  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ,  $[Fe(CO)_5]$ ,  $[Ag(NH_3)_2]OH$ ,  $H[AuCl_4]$

Ал бирикмелер сууда төмөндөгүдөй электролиттик диссоциацияга ажырашы мүмкүн:

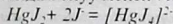


Биринчиден бул таатаал бирикмелердин ичинен  $H[AuCl_4]$  кислоталар түрүндө,  $[Ag(NH_3)_2]OH$  негиздер түрүндө,  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$  туздар түрүндө диссоциацияга ажырагандыгы байкалып турат. Экинчиден диссоциациянын негизинде пайда болгон таатаал түзүлүштөгү иондор эритмеде өз алдынчалыгын сактайт:  $[AuCl_4]^-$ ,  $[Ag(NH_3)_2]^+$ ,  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ . Ушундай иондор комплекстик иондор жана алар пайда кылган бирикмелер комплекстик бирикмелер деп аталды. Буга окшогон комплекстик иондор төмөндөгүдөй реакциялардын негизинде пайда болот:

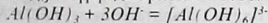
Жездин ионунун суудагы эритмеси менен аммиакты аралаштырганда жездин диамин катиону пайда болот:



Маида кристаллдуу  $HgJ_2$  тузунун кызыл чөкмөсүнүн суудагы эритмесине  $KJ$  тузунун эритмесин кошкондо, эритмеде тетраиодомеркурат аниону пайда болуу менен бирге чөкмө эрип түссүз боло баштайт.



Сууда аз эрүүчү  $Al(OH)_3$  чөкмөсү,  $OH^-$  -ионунун таасири астында  $[Al(OH)_6]^{3-}$  түрүндө эритмеге өтөт:



Жогоруда каралган татаал бирикмелер же иондор жөнөкөй кошулмалардан физикалык жана химиялык касиеттери боюнча айырмалангандыктан, комплекстик же координациялык бирикмелер деп аталды. "Комплекстик бирикме", "координациялык кошулма" же "комплекс" деген терминдер бири-бирине синонимдер болуп саналат жана бирдей мааниде колдонулат.

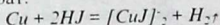
Комплекстик бирикмелердин жаратылышы жана түзүлүшү жөнүндөгү эң биринчи көз караш *А.Вернердин координациялык теориясында* берилген.

### Комплекстенүү реакциялары

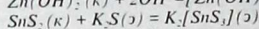
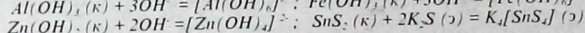
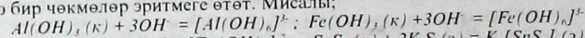
*Комплекстик бирикмелерди пайда кылуучу реакциялар комплекстенүү реакциялары деп аталат.*

Комплекс пайда кылуучу реакцияларды бул жерде биз -комплекстенүү реакциялары деп атадык. Комплекстенүү реакциялары элементтердин кошулмалары менен жөнөкөй заттардын касиеттеринин өзгөрүшүнө алып келет.

Комплекстенүү реакцияларынын натыйжасында, мисалы, кычкыл чөйрөдө ( $\text{HClO}_4$ ) *J* ионунун катышуусунда жез ээрип суутекти бөлүп чыгарат:

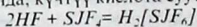


Комплекстенүү реакциялардын натыйжасында эригичтиги аз болгон кээ бир чөкмөлөр эритмеге өтөт. Мисалы;



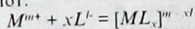
мында,  $\kappa$  - катуу (же кристалл),  $\varepsilon$  - эритме,  $\gamma$  - газ,  $\sigma$  - суюк фазаларга таандык дегенди түшүндүрөт.

Тетрафтордуу кремний менен начар кислота - фтордуу суутек кошулганда, күчтүү кислота суутектин гексафторосиликаты пайда болот:



### Координациялык теориянын негиздери

Жалпы жолунан комплекстенүү реакциясын төмөндөгүдөй көрсөтсө болот:



мында *M*-компексти пайда кылуучу атом же ион, *L*-Лиганда, *x*-анын саны же координациялык сан, *m*<sup>+</sup> менен *l*<sup>-</sup>-бөлүкчөлөрдүн заряддары.  $m \geq lx$  болгондо комплекстик бирикме нейтралдуу, ал эми  $m \geq lx$  жана  $m \leq lx$  - болгондо, комплекстик бөлүкчө катион же анион түрүндө болот. *Комплекстенүүчү бөлүкчө (атом, ион же молекула) башка иондорду же молекулаларды өзүнүн айланасында координациялайт (эжайгаштырат).*

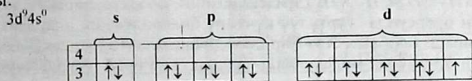
Көпчүлүк учурда комплекстендирүүчү бөлүкчө бир атомдуу металлдын же металл эместин оң иондору болуп саналат, мисалы,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $[\text{JCl}_4]$ . Тере зарядка ээ болгон комплекстендирүүчү бөлүкчө аз кездешет.

Жалпы жолунан комплекстендирүүчү бөлүкчөнү *борбордук атом* (ион) деп коюшат.

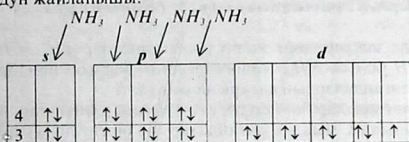
Комплекстик кошулмаларды дээрлик бардык элементтер пайда кылышат. VIIIA-группанын элементтеринин да комплекстик бирикмелери бар, мисалы, 400°C га чейин ысытууга туруштук берген цезийдин октафтороксенаттын (+VI) сары түстөгү кристаллдары алынган.

Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын комплекстик бирикмелери сейрек кездешет. Төмөндөгүдөй s-элементтердин иондорунун комплекстик бирикмелери көп кездешет:  $Cu^{2+}$ ,  $Ag^{+}$ ,  $Au^{+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Pt^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Co^{3+}$ ,  $Co^{2+}$  ж.б.

Жездин (II) иону 4 молекула амиак менен донордук - акцептордук байланыш пайда болушун карап көрөлү. Жездин (II) ионунун электрондук конфигурациясы жана электрондордун орбиталдар боюнча жайланышы:

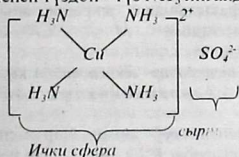


Амиактын молекуласындагы жупташкан электрондор ( $:NH_3$ , электрондордун донорлору) жездин (II) иону 4 - мезгилдеги бош орбиталдарын (электрондордун акцепторлору) толуктайт, б.а. : жездин комплекстик ионундагы  $[Cu(NH_3)_4]$  донордук - акцептордук байланыштагы электрондордун жайланышы:

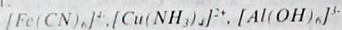


Демек, жездин (II) иону амиактын 4 молекуласы менен 4 донордук - акцептордук байланыш пайда кылды.

Комплекстик кошулмалар ички жана сырткы сфералардан турат. Ички сфера координациялык сфера деп аталат. Ички сфераны борбордук атом менен түздөн-түз байланышкан лигандалар түзөт, мисалы,  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ -комплексинин ички сферасында  $Cu^{2+}$  (борбордук атом) иону менен түздөн - түз  $NH_3$  лигандалары менен байланышкан:



Комплекстик бирикмелердин формулаларында ички сфера квадраттык кашаа менен  $\square$  белгиленет:  $K_2[Fe(CN)_6]$ ,  $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ ,  $K_2[Al(OH)_6]$ . Координациялык сфера комплекстик кошулмалардын эритмелеринде сакталат. Жогоруда келтирилген комплекстик бирикмелер, эритмеде комплекстик иондорду пайда кылуу менен диссоциацияланат:



*Лигандалар - түздөн-түз химиялык байланыштын негизинде борбордук атомго (ионго) координацияланган иондор же молекулалар болуп эсептелет.*

Лиганда катарында галогендер,  $CN^-$ ,  $NCS^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $OH^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $C_2O_4^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $CH_3COO^-$  - иондору жана  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CO$ ,  $N_2H_4$  (гидразин),  $C_5H_5N$  (пиридин)  $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$  (этилендиамин) молекулалары болот. Лигандалардын ортосунда түртүлүү күчтөрү болгондуктан, алардын ортосунда байланыш болбойт. Кээ бир координацияланган молекулалык лигандалардын ортосунда молекулалар аралык, көпчүлүк учурда суутектик байланыш болушу мүмкүн.

Көпчүлүк учурларда борбордук ион менен өзүнүн бир атому аркылуу байланышкан лигандалар көп кездешет. Мындай лигандалар монодентаттуу деп аталат.

*Борбордук ион менен химиялык байланышты пайда кылуу саны лигандалардын дентанттуулугу (сыйымдуулугу) деп аталат.*

Жогоруда келтирилген көпчүлүк лигандалар ( $H^+$ ,  $CH_3COO^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $CN^-$ ,  $NCS^-$ ,  $H_2O$ ,  $CO$ ,  $NH_3$ , галогендердин бардык иондору ж.б.) монодентанттуу лигандалардын катарына кошулат.

Ал эми лигандалар борбордук атом менен, өзүнүн бир нече атомдору менен байланышса, мындай лигандалар полидентанттуу лигандалар деп аталат. Полидентанттуу лигандалар борбордук атом менен байланышкан группаларынын санына жараша би-, три-, тетрадентанттуу деп бөлүнөт.  $C_2O_4^{2-}$ ,  $S_2O_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ , ж.б. окшогон эки заряддуу иондор бидентанттык лигандалардын катарына кошулат.

Комплекстендирүүчү менен өзүнүн ар кандай атомдору аркылуу байланыш пайда кылган Лигандалар *амбидентанттык* лигандалар деп аталат. Аларга, мисалы,  $NCS^-$ ,  $CN^-$ ,  $NO_2^-$ , таандык. Тиоцианат иону комплекстендирүүчү бөлүкчөнүн жаратылышына жараша, аны менен азот  $M \leftarrow NCS^-$  же күкүрт атомдору  $M \leftarrow SCN^-$  аркылуу координациялык байланышты пайда кылат.

*Борбордук атомдун (иондун) лигандалар менен пайда кылган химиялык байланыштарынын саны - координациялык сан (К.С) деп аталат.*

Эгер борбордук атом (ион) монодентанттуу лигандалар менен байланышса, анда координациялык сан (кыскача К.С) лигандалардын санына барабар болот. Мисалы,  $[Cu(NH_3)_2]^+$ ,  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ -комплекстик



иондорунда жездин  $K.C = 2$ , цинктин  $K.C = 4$ , ал эми жездин кычкылдануу даражасы +1 ге, цинктики +2 ге барабар.

Борбордук атом менен байланышкан полидентанттуу лигандалардын саны, координациялык сандан лигандын дентанттуулугуна болгон катышына барабар.

Борбордук иондун координациялык санынын мааниси, анын жаратылышынан, кычкылдануу даражасынан, лигандалардын жаратылышынан жана комплекстенүү реакцияларынын шартынан (температура, эриткичтин жаратылышы, борбордук ион менен лигандалардын концентрациясы) көз каранды. (1.8-таблица).

1.8-таблица

Комплекстик бөлүкчөлөрдүн түзүлүшү

| Гибриддешүү | Түзүлүшү       | Комплекстендирүүчү борбордук атомдор                            |
|-------------|----------------|---|
| sp          | Сызыктуу       | $Ag^+, Hg^{2+}, Cu^{2+}$  |
| $sp^3$      | Тетраэдрдик    | $Fe^{2+}, Co^{2+}, Zn^{2+}$                                     |
| $sp^2d$     | Жалпак квадрат | $Cu^{2+}, Pt^{2+}, Pd^{2+}, Ni^{2+}, Au^{3+}$                   |
| $sp^3d^2$   | Октаэдрдик     | $Ni^{2+}; Fe^{3+}, Co^{3+}, Cr^{3+}, Pt^{4+}, Pd^{4+}, Al^{3+}$ |

Комплекстердин жаратылышына жараша координациялык сан ( $K.C$ ) 2 ден 12 ге чейин өзгөрүшү мүмкүн. Бирок 3, 7, 8, 9, 10, 11, 12 болгон координациялык сан абдан аз кездешет. 4 жана 6 болгон координациялык сан көп кездешет.

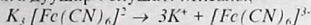
Комплекстик бөлүкчөлөрдүн түзүлүшү менен жаратылышы, лигандалардын жаратылышынан, координациялык сандан, гибриддешүүнүн түрүнөн көз каранды. Өз кезегинде гибриддешүүнүн түрү борбордук атомдун (иондун) электрондук түзүлүшүнөн көз каранды.

### Комплекстик бирикмелердин эритмелериндеги иондук теңдештиктер

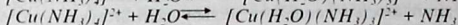
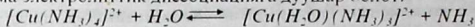
Комплекстик бирикмелер өзүнүн эритмелеринде жаратылышы, эриткичтин жаратылышы жана сырткы шарттарга жараша ар кандай айланыштарга дуушар болушат: комплекстик тышкы сферанын иондоруна комплекстердин электролиттик диссоциациясы, бир лиганддын экинчи лигандга орун алмашуу реакциясы, протолиз реакциясы, кычкылдануу-калыбына келүү реакциясы ж.б.

Комплекстик бирикмелер электролиттер, электролит эместер жана начар электролиттер деп башка бирикмелер сыяктуу эле үч группага бөлүнүшөт. Электролит эместерге бир ички сферадан турган бирикмелер кирет. Аларга металлдардын карбонилдери,  $\pi$ -комплекс, хелаттар жана циклдик комплекстер кирет.

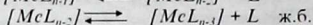
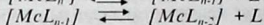
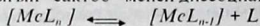
Тышкы сфералык иондору бар комплекстерди сууда эриткенде, комплекстик жана тышкы сфералык ионго толук электролиттик диссоциацияга дуушар болушат. Мисалы,



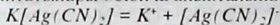
Комплекстик иондор көбүнчө начар электролиттердин катарына кирет жана алар өзүнүн лигандалардын сууга алмаштырып баскычтуу кайталанма электролиттик диссоциацияга дуушар болот.



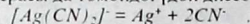
Жөнөкөйлөтүлгөн түрдө комплекстик иондун  $[MeL]$  электролиттик диссоциациясыланганда комплекстик бөлүкчөнүн ички сферасын өз алдынчалыгын сактоо менен диссоциацияга ажырайт:



Комплекстик бирикмелердин туруктуулугу алардын пайда болуу константатылары боюнча аныкталынат.



Бул процесс менен кошо бир аз өлчөмдө болсо да, комплекстин ички сферасы да төмөндөгүдөй диссоциацияга ажырайт:



Бул акыркы тең салмактуулукка массалардын таасир этүү законун колдонуп, комплекстин туруксуздук константасы  $K_{ТЗ}$  алынат:

$$K_{ТЗ} = \frac{C_{Ag^+} \cdot C_{CN^-}^2}{C_{[Ag(CN)_2]^-}} = 10^{-22}$$

мында  $C_{Ag^+}$ ,  $C_{CN^-}$ ,  $C_{[Ag(CN)_2]^-}$  -  $Ag^+$ ,  $CN^-$  жана  $[Ag(CN)_2]^-$  иондорунун тең салмактуулуктагы концентрациялары. Кээде туруксуздуктун константасынын ордуна, ага тескери чоңдук болгон комплекстин туруктуулугунун константасы ( $K_{ТР}$ ) колдонулат:  $K_{ТР} = 1/K_{ТЗ}$

Бул константалар комплекстик бөлүкчөлөрдүн туруктуулуктарынын мүнөздүү чоңдуктары болуп саналат. Комплекстик бөлүкчөнүн туруксуздук константасы канчалык кичине болсо, комплекстин туруктуулук константасы чоң болуп, комплекс ошончолук туруктуу болот.

Бардык комплекстик бирикмелердин ичинен көбүнчө металлдардын карбонилдери жана катионгалогендер өтө уулуу болушат. Газ абалындагы металлдардын карбонилдери, айрыкча никелдин жана темирдин карбонилдери адамдын организминде (өпкөгө, ж.б.) зыян келтирет. Алар менен ууланганда айрыкча нерв системасы бузулат. Аз өлчөмдө көзгө, жогорку дем алуу жолдоруна жана өпкөгө зыян келтирет. Гидриддик комплекстер кислоталар менен кошулуп кетсе, өтө уулуу газдар бөлүнүп чыгып, нымдуу абада күйүшү мүмкүн.

Өнөр жайларда комплекстик бирикмелер заттарды синтездөөдө, бөлүп алууда жана тазалоодо кеңири колдонулат. Алар реагент катарында аналитикалык химияда пайдаланылат. d - элементтердин комплектери катализатор катарында ар түрдүү реакцияларда колдонулат. Мисалы, олефиндерди кычкылдандырууда, метанолдон уксус кислотасын алууда, этиленди гидрлөөдө, полимерлешүү реакцияларында, эфирди алууда колдонулат.

Ошондой эле комплекстик бирикмелер электрохимиялык өнөр жайларда да колдонулат. Мисалы, алюминийди алууда, алтын, күмүш, хром, никель, жезди жалатканда жана фотоматериалдарды иштеткенде колдонулат.

Комплекстик бирикмелер биохимиялык процесстерде чоң роль ойнойт. Мисалы, *Mg*, *Fe* жана *Сотын* комплекстик бирикмелери болуп хлорофил, гемоглобин, витамин *B*<sub>12</sub> эсептелинет.

## 2-БӨЛҮК. ЭЛЕМЕНТТЕРДИН ХИМИЯСЫ

### 15) СУУТЕК

Суутек кээ бир химиялык касиеттери боюнча элементтердин мезгилдик системанын *IA* жана *VIIA* группага элементтерине көп окшоштуктары бар. Ошондуктан, аны мезгилдик системанын *IA* жана *VIIA* группаларына кошо жазышат. Химиялык касиеттери боюнча суутек элементтердин металлдык да, металл эместик да касиеттерин көрсөтөт. Химиялык байланышты пайда кылууга жөндөмдүү болгон *1s-AO* да (*AO*-атомдук орбиталь) жалгыз электрону бар, б.а.  $1s^1$  - электрондук конфигурацияга ээ. Ошондуктан, суутекти +1 жана -1 кычкылдануу даражаларын көрсөтүшү боюнча *щелочтуу металлдар* менен *галогендерге* окшоштурушат. Жалпы жолунан суутек өзгөчө касиеттерге ээ, ошондуктан аны башка группаларга кошпой өзүнчө караган маанилүү. Касиети боюнча +1 заряддуу суутектин ионунуна (протон) окшогон эч бир башка катион жок. Щелочтуу металлдардын сырткы катмарларындагы жалгыз электрондорун, ядродон анын ички катмарларындагы электрондор экрандап турат. Ал эми суутектин атомунда андай экрандоо эффекти жок. Ошондуктан суутек өзгөчө касиеттерге ээ. Суутектин атомардык түрдө эмес эки атомдон турган ( $H_2$ ) молекулалык абалы туруктуу.

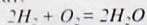
**Жаратылышта таралышы.** Суутек жаратылышта эң кеңири таралган элементтердин катарына кирет. Суу, нефть, жаратылыш газы жана башка ар кандай органикалык заттар суутектин негизги бирикмелери болуп саналат.

Жаратылыштагы суутек негизинен үч изотоптон турат:  $H$  - протий (99,984%) жана  $H = D$  - дейтерий (0,016%). Ал эми суутектин радиоактивдүү изотобу  $H = T$  - тритий атмосферанын жогорку катмарларында азоттун же кээ бир газдардын атомуна коомостук нурлардын нейтрондорунун таасири астында дайыма пайда болуп турат жана ал электронду бөлүп чыгаруу менен гелийдин жеңил изотобуна айланат. Суутек жөнөкөй зат ( $H_2$ ) түрүндө жана бир аз иондошкон ( $H^+$ ,  $H_2^+$ ) абалында атмосферанын жогорку катмарларында кездешет.

**Молекулалык суутектин касиеттери.** Суутек - жытсыз, даамсыз жана түссүз газ.  $25^\circ C$ да 1 л сууда 0,017 л суутек эрийт. Абадан 14,4 эсе жеңил. Кадимки шартта суутек идеалдык газ сымал болот. Бардык үч агрегаттык абалында тең суутек молекула  $H_2$  түрүндө болот. Суутектин молекулалар ортосундагы байланыш начар болгондуктан, ал төмөнкү эрүү ( $-259,2^\circ C$ ) жана кайноо ( $-252,8^\circ C$ ) температурасына ээ.  $H_2$  молекуласынын туруктуу болушуна карабастан, инертүү газдардан башка көпчүлүк элементтер менен суутек бирикмелерди пайда кылат.

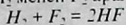
#### Суутектин химиялык касиеттери

1. **Металл эместер менен болгон кошулмалары.** Суутек абада күйөт, бирок кычкылтек менен болгон аралашмасы учкундан жарылат:

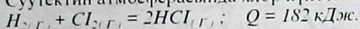




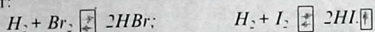
$H_2$  менен  $F_2$  аралашмасы караңгыда да жарылат:



Суутектин атмосферасында хлор күйөт:

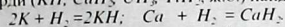


Бром жана иод менен болгон реакциясы кайталанма реакцияга кирет:

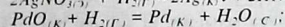
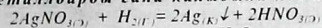


Суутек күкүрт жана селен менен  $H_2S$  жана  $H_2Se$  пайда кылуу менен ысытканда гана жүрөт. Суутек - азот, көмүртек жана кремний менен катализаторсуз жана ысытуусуз түздөн түз реакцияга кирбейт.

2. **Металлдар менен болгон кошулмалары.** Титан, цирконий, уран, щелочтуу жана щелочтуу жер металлдар суутек менен кошулуп гидриддерди ( $KH$ ,  $CaH_2$ ,  $UH_3$ ,  $TiH_2$ , ж.б.) пайда кылуу менен реакцияга кирет:



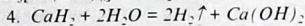
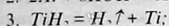
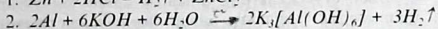
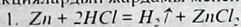
3. **Кадимки шарттарда металлдардын чыңалуу катарында молекулалык суутек, суутектен кийинки ( $Hg$ ,  $Ag$ ,  $Pd$ ,  $Au$ ) металлдарды гана калыбына келтирет:**



Мындан кийин индекс түрүндөгү белгилер (к)- катуу, (с)- суюк, (г)-газ, (э)- эритме деп окулат.

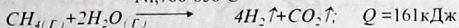
Молекулалык суутекке караганда атомардык суутектин калыбына келтиргичтик касиети абдан жогору жана бөлмөлүк температурада 18-25°C да көпчүлүк кычкылдары ( $Ag_2O$ ,  $Bi_2O_3$ ,  $CuO$ ,  $HgO$ ,  $PbO$ , ж.б.) металлга чейин калыбына келтирет.

**Суутектин алынышы.** Суутек лабораториялык шартта төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:

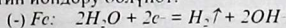


Булардан, суутекти алуунун эң жеңил ыкмалары 1, 2 - реакцияларга таандык.

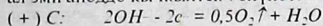
Өнөр жайда суутек негизинен жаратылыш газынан алынат. Мисалы, 700 - 850°C да ысытылган никель катализатору аркылуу суунун буусу менен кошо метан өткөрүлгөндө:



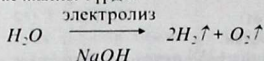
Суутекти алуунун эң негизги жолу болуп натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөө болуп саналат б.а таза суутек электрохимиялык жол менен суудан алынат. Суунун электрдик өткөрүмдүүлүгүн чоңойтуу үчүн  $NaOH$  кошулат. Электролиздин жүрүшүндө катоддо суутектин иондору бөлүнөт:



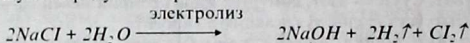
ал эми аноддо кычкылтек бөлүнөт:



же жалпы түрдө:



Ушундай электрохимиялык жол менен Кыргызстандын Ташкөмүр шарында кремнийди өндүрүүдө керек болгон суутек менен кычкылтек алынат. Хлор жана каустикалык сода өндүрүүчү заводдордо эң таза суутек кошумча продукт катарында алынат:

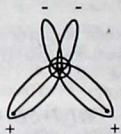


Келечекте фотохимиялык жол - күндүн энергиясын колдонуу менен сууну ажыратып суутекти ала баштайт деп божомолдошот.

## Суу

Кадимки абалда суу түссүз, даамсыз  $4^\circ\text{C}$  да эң жогорку тыгыздыкка ээ болгон ( $1\text{г}/\text{см}^3$ ), суюктук. Суу эң көп колдонулган суюктук болуп саналат. Суунун жылуулук сыйымдуулугу  $1\text{ калл}/\text{град}$ .

Суутектин кычкылы болгон суу жаратылышта эң кеңири таралган кошумча. Суунун түзүлүшү 2.1-сүрөттө көрсөтүлгөн. Суунун молекулалары бири-бири менен дээрлик туруктуу суутектик байланыштарды пайда кылуу менен  $(H_2O)_n$  -курамындагы полимерди пайда кылат, мында  $n \geq 1-9$ . Суюк суунун курамында  $(H_2O)_n$ ,  $(H_2O)_q$  ж.б. түзүлүштөгү *полигидролдор* аныкталган. Температуранын жогорулашы менен суутектик байланыш начарлап, *n*дин саны азайат. Суунун буулары мономердик суунун молекулаларынан  $H_2O$  турат. Муздун курамындагы ар бир кычкылтек экиден суутектик байланышты пайда кылуу менен башка суунун экиден молекулалары менен суутектик байланышты пайда кылуу кристаллдашат. Суунун полимердик түзүлүшү, анын өзгөчө касиеттеринин пайда болушуна алып келген, мисалы жогорку эрүү жана кайноо температураларына ээ болушу.

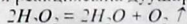


2.1-сүрөттө. Суунун молекуласынын түзүлүшү.

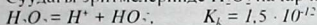
## Суутектин пероксиди

Суутектин пероксиди - агыш-көк түстөгү, эрүү температурасы  $0,3^\circ\text{C}$ ; кайноо температурасы  $+152^\circ\text{C}$  болгон коймолжун суюктук. Молекулалар арасында суутектик байланышты пайда кылгандыктан суу менен ар кандай катышта аралаша алат.

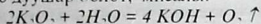
Суутектин пероксиди сактаганга турукеуз келет, оңой эле диспропорция реакциясына дуушарланат, кээде бул реакция жарылуу менен жүрөт:



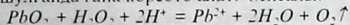
Суудагы эритмелеринде  $H_2O_2$  начар кислота:



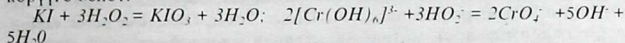
Суутек пероксидинин туздары пероксиддер деп, ал эми кычкыл туздары гидропероксиддер деп аталат. Пероксиддер сууда эригенде ажыроого дуушар болот, мисалы:



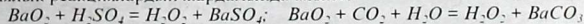
Суутектин пероксиди кычкылдандыргычтык да калыбына келтиргичтик да касиеттерге ээ, бирок калыбына келтиргичтик касиетти күчтүү кычкылдандыргычтар ( $KMnO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $Cl_2$ ,  $PbO_2$ ,  $K_2Cr_2O_7$ , ж.б.) менен кошулганда гана көрсөтө алат. Мисалы:



Кычкылдандыргыч касиетин төмөнкү реакциялардын мисалында көрүүгө болот:



Суутектин пероксиди өнөр жайда аммоний сульфатын күкүрт кислотасында электролиздөө жолу менен алынат. Лабораторияда төмөнкү химиялык реакциялардын жардамында алынат:



**Колдонулушу.** Соңку мезгилдерде суутекти “отун” катарында колдонууга көп көңүл бурулууда. Суутектин жылуулукту пайда кылуу жөндөмдүүлүгү 142 кДж/г болсо, ал эми нефти менен жаратылыш газыныкы бар болгону 45-50 кДж/г. Өнөр жайда суутек аммиакты, туз кислотасын, метанолду жана синтетикалык суюк отундарды алууда, майларды гидрлөөдө; төмөнкү сорттогу нефтинин фракцияларын гидрокрекингдөөдө колдонулат. Дейтерий менен тритийдин аралашмалары термоядролук отун катарында колдонулат. Суутек *Ge*, *W*, *Mo* жана *Re* металлдарын, алардын пероксиддеринен жана фториддеринен алууда, жогорку молекулалуу спирттерди, нейлон жана капронду өндүрүүдө колдонулат. Гидриддер органикалык жана органикалык эмес заттарды синтездөө, металлургиялык өнөр жайда калыбына келтиргич реагент катарында жана ошондой эле ракеталык отундардын компоненттери болуп саналат.

## 16) I ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Литий, натрий, калий, рубидий, цезий жана франций -литийдин подгруппасын түзүп, s - элементтердин тобуна кирет. Бул элементтердин кээ бир физикалык касиеттери 2.1-таблицада келтирилген. Таза түрүндө натрий жана калий күмүш сымал ак түстөгү металл, жумшак болгондуктан бычак менен оңой кесилет. Металлдардын эрүү температурасы литийден цезийди карай төмөндөйт. Атомдордун эң сырткы энергетикалык деңгээлинде бирден электрон бар -  $ns^1$ . Химиялык аракеттенишүүдө вален-

ттик электрондорун берип, кошулмаларында +1 ге барабар болгон туруктуу кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Щелочтуу металлдардын бардыгы - күчтүү калыбына келтиргичтер. Алар металл эместердин дээрлик бардыгы менен түздөн-түз кошулуп, көпчүлүк учурларда иондук байланыштагы бирикмелерди пайда кылат. Жалпысынан щелочтуу металлдардын катар номерлеринин өсүшү менен иондошуу энергиясы азайып, металлдык касиеттери күчөйт.

**Щелочтуу металлдардын минералдары.** Щелочтуу металлдар жаратылышта эркин түрүндө кездешпейт. Литийдин төмөндөгүдөй минералдары белгилүү: сподумен  $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$ , амблигонит  $LiF \cdot Al(PO_4)$ . Натрий менен калий ар түрдүү кошулмалардын составына кирет. Алардын эң маанилүүлөрүнүн бири натрийдин хлор менен болгон кошулмасы  $NaCl$ . Анын кендери Белоруссияда, Украинада, Уралда, Австриянын Зальцбург районунда, АКШнын Техас, Оклахома деген райондорунда көп таралган. Натрийдин хлориди ошондой эле деңиз суусунда жана туздуу булактарда эриген абалда болот. Анын таш тузунан  $NaCl$  (галит) сырткары төмөндөгүдөй минералдары: тенардит  $Na_2SO_4$ , глаубер тузу  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , глауберит,  $Na_2SO_4 \cdot CaSO_4$ , чили селитрасы  $NaNO_3$ , сода  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ , бура  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , трона  $Na_2CO_3 \cdot NaHCO_3 \cdot 2H_2O$  жана альбит  $NaAlSi_3O_8$  белгилүү. Ал эми калийдин минералдарынан сильвин  $KCl$ , карналлит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , каинит  $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ , селитра түрүндө  $KNO_3$ , тоо тектердин составында ортоклаз  $KAl[Si_3O_8]$  кездешет. Кыргызстанда Токтогул, Чоңалай райондорунда  $NaCl$  галит минералынын кендери жайгашкан.

2.1-таблица

Щелочтуу металлдардын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери

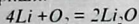
|  | Li                  | Na              | K               | Rb                  | Cs                  | Fr              |
|--|---------------------|-----------------|-----------------|---------------------|---------------------|-----------------|
| Электрондук формуласы                        | 2s <sup>1</sup>     | 3s <sup>1</sup> | 4s <sup>1</sup> | 5s <sup>1</sup>     | 6s <sup>1</sup>     | 7s <sup>1</sup> |
| Атомдук радиусу, пм менен                    | 0,155               | 0,189           | 0,236           | 0,248               | 0,268               | 0,280           |
| Иондошуу энергиясы, кДж/мол                  | 520                 | 496             | 419             | 403                 | 375                 |                 |
| Иондук радиус, М*, пм менен                  | 0,068               | 0,098           | 0,133           | 0,149               | 0,165               | 0,178           |
| СТЭ  | 0,95                | 0,90            | 0,80            | 0,80                | 0,75                | -               |
| Жер кыргышында таралышы, масс. үлүш, % менен | $3,4 \cdot 10^{-3}$ | 2,64            | 2,6             | $1,5 \cdot 10^{-2}$ | $3,7 \cdot 10^{-4}$ | -               |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup>                 | 0,53                | 0,97            | 0,86            | 1,53                | 1,90                | ≈2,34           |
| Эрүү температурасы, °С                       | 180,5               | 97,9            | 63,5            | 39,3                | 28,5                | ~ 20            |
| Кайноо температурасы °С                      | 1340                | 886             | 771             | 690                 | 672                 | 650             |

\* (СТЭ) - сальвингтырмалуу терс электрүүлүгү

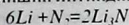
Рубидий жаратылышта эң сейрек кездешүүчү элемент, ал өзү минерал пайда кылбайт, дайыма - алюминосиликаттар менен биргеликте кездешет, мисалы, леподолит, цезий поллуцит  $Cs_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$  деп аталган минералдарды пайда кылат.



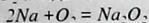
**Щелочтуу металлдардын химиялык касиеттери.** Литий өзгөчө касиеттери боюнча башка щелочтуу металлдар менен суутектен айырмаланып турат. Мисалы, кычкылданганда мүнөздүү кычкылды  $Li_2O$  бериши:



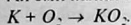
Бөлмө температурасында литий азот менен гана түздөн - түз аракеттенишип литийдин нитритин пайда кылат.



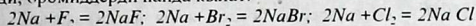
Натрий газа кычкылтекте күйгөндө негизинен натрийдин пероксиди  $Na_2O_2$  пайда болот:



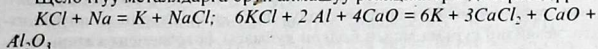
Ал эми калий кычкылданганда супероксиди пайда болот:



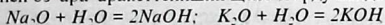
Щелочтуу металлдар фтордун, хлордун атмосферасында жана бромдун буусунда жарылуу менен реакцияга кошулуп, фториддерди, хлориддерди, бромиддерди пайда кылат:



Щелочтуу металлдарга орун алмашуу реакциялары да мүнөздүү:



**Щелочтуу металлдардын кычкылдары жана гидроксиддерди.** Щелочтуу металлдардын кычкылдары ( $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Rb_2O$ ,  $Cs_2O$ ) - жогорку температурага туруктуу келген заттар. Алар суу менен өз ара аракеттенишип щелочторду пайда кылышат:



Щелочтуу металлдардын гидроксиддери:  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$  жана  $CsOH$  катуу, ақ түстөгү, салыштырмалуу жеңил эрий турган заттар. Алардын эрүү температурасы  $LiOH$  -445<sup>0</sup>Сдан,  $CsOH$  -272,3<sup>0</sup>Сга чейин төмөндөп барат. Булар ( $LiOH$ тан башкасы) жылуулукту бөлүп чыгаруу менен сууда оңой эрийт. Натрийдин гидроксидин алуунун эң негизги жолу болуп натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөө болуп саналат. Электролиздин жүрүшүндө катоддо суутектин иондору бөлүнөт жана ошол эле учурда катоддо натрийдин иону менен гидроксид иондору чогулат, б.а. натрийдин гидроксидинин суудагы эритмеси алынат.

**Колдонулушу.** Техника жана айыл чарбасы үчүн щелочтуу металлдардын жана алардын туздарынын мааниси өтө чоң. Литий термоэдролук энергетикада, авиаракетада жана космос өндүрүшүндө атайын куймаларды алуу үчүн колдонулса, цезий Cs - ракеталык кыймылдаткычтарда жана генераторлордо колдонулат. Адам баласынын жашоо тиричилиги үчүн натрийдин, калийдин хлориддеринин жана алардын башка бирикмелеринин мааниси өтө чоң. Натрий адам менен жаныбарлардын организминде эң керектүү негизги элементтердин бири. Медицинада на-

трийдин бирикмелери дары-дармек катарында колдонулат, мисалы,  $NaCl$ ,  $Na_2SO_4$ . Натрийдин хлориди жаныбарлардын жана адам баласынын турмуш тиричидигинде тамак - аш продуктасы катарында гана эмес, соданы жана натрий сульфатын өндүрүүдө, натрийдин гидроксидин жана перкычкылын, ошондой эле хлордуу суутек кислотасын жана хлорду алууда эч негизги сырьё болуп саналат. Натрийдин гидроксиди -  $NaOH$ , химиялык өнөр жайдын негизги продуктуларынын бири болуп саналат. Аны нефт продуктулары - бензин, керосинди тазалоодо, самынды, жасалма жибекти, кагазды өндүрүүдө; текстиль, тери, химиялык өнөр жайларда, ошондой эле турмуш тиричиликте көп колдонушат.

Натрийдин куймалары авиация кыймылдаткычтарында жана ядролук энергетикада жана установкаларда жылуулук алып жүргүч катарында колдонулат. Metallургияда, органикалык синтезде ж.б. калыбына келтиргич катары пайдаланылат.

$KCl$ ,  $K_2SO_4$  - жер семирткич,  $KS$ ,  $KMnO_4$  - медицинада жана ветеринарияда,  $KBr$  фотографияда,  $KF$  - металлургияда,  $K_2CO_3$  - самын жана айнек жасоодо,  $K_2P_2O_7$  жана  $K_5P_3O_{10}$  кир кетируучү каражаттарды алууда,  $KClO_3$  ширенке жасоодо,  $K_2SiF_6$  - лантаноиддерди алууда,  $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$  - кездемелерди боёодо жана фотографияда,  $KCN$  алтынды, күмүштү алууда,  $K_2Cr_2O_7$  - терилерди хромдоодо колдонулат. Ал эми рубидий менен цезий ар түрдүү фотоэлементтерди конструкциялоодо, цезийдин сурьма менен болгон куймасы фотоэлемент катары колдонулат.

## 17) ЖЕЗ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

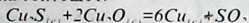
IB группанын элементтерине  $Cu$  жез,  $Ag$  күмүш жана  $Au$  алтын кирет. Алар оор металлдар. Алардын кээ бир касиеттери 2.2-таблицада келтирилген.

Тыгыздыктары жезден алтынды карай жогорулайт. Бул металлдар бири- биринен түстөрү боюнча айырмаланат: жез - кызыл, күмүш - ак, алтын - сары түстө болот.  $(n-1)d^{10}ns^1$  негизги абалындагы жалпы электрондук формуласы. Элементтердин кычкылдануу даражасы +1 деп +3 кө чейин жогорулайт жана валенттүүлүктөрү жез 1 жана 2 (кээде 3), күмүш 1 (кээде 2), алтын 1 жана 3 кө (кээде 2) чейин өзгөрөт. Жез подгруппасынын элементтеринин кычкылдары менен гидроксиддерине кислоталык жана негиздик касиеттердин өзгөрүшү төмөндөгү жалпы эрежеге баш ийет: Элементтердин кычкылдануу даражасынын өсүшү менен алардын кислоталык мүнөзү жогорулайт, ал эми группада жогортоң төмөн көздөй азаят. Бул элементтердин кычкылдануу даражасынын +1ге барабар болгон абалы эч качан аквакатиондорду пайда кылбайт. Алар үчүн сууда начар эрүүчү жөнөкөй туздар мүнөздүү:  $CuCl$ ,  $CuJ$ ,  $CuCN$ ,  $AgCl$ ,  $AgJ$ .

## IB группанын металлдарынын физика -химиялык касиеттери

| Металлдар                                   | Cu                       | Ag                       | Au                            |
|---|--------------------------|--------------------------|-------------------------------|
| Жер кыртышындагы саны массалык үлүш % менен | $3 \cdot 10^{-6}$        | $6 \cdot 10^{-6}$        | $4 \cdot 10^{-7}$             |
| Атомдордун электрондук формулалары          | $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ | $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$ | $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^1$ |
| Атомдук радиус, нм                          | 0,128                    | 0,144                    | 0,144                         |
| I-иондошуу энергиясы, эВ менен              | 7,726                    | 7,576                    | 9,226                         |
| СТЭ   | 2,0                      | 1,9                      | 2,3                           |
| Эрүү температурасы, °C                      | 1084                     | 962                      | 1064                          |
| Кайноо температурасы, °C                    | 2540                     | 2170                     | 2947                          |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup> 25°C           | 8,9                      | 10,5                     | 19,3                          |

**Металлдарды алуунун жолдору.** Жездин сульфиди менен анын бир валенттүү кычкылынын 1300°C температурада аракеттенишүүсүнөн суюк абалдагы жез алынат да аны атайын реакторлордун астына топтошот:



Андан ары алынган жезди электрохимиялык жол, б.а. электролиттик рафиндөө аркылуу жүргүзүлөт, бул учурда тазалануучу жездин пластинкасын (анод) электролиттин эритмесине ( $CuSO_4 + H_2SO_4$ ) салганда аноддук жез  $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$  иондоруна чейин кычкылданып жана андан соң эркин абалдагы жез, таза жезден даярдалган катодго жабышат.

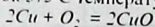
### Жез

Жез жана кошулма түрүндө (көбүнчө күкүрт, кычкылтек менен) кездешет. Жездин жаратылышта эң маанилүү төмөндөгүдөй минералдары белгилүү; халькопирит  $CuFeS_2$ , халкозин  $Cu_2S$ , ковелин  $CuS$ , малахит  $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$  же  $Cu_2(OH)_2CO_3$ , азурит  $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ , куприт  $Cu_2O$ ,  $Cu_5FeS_4$  – борнит;  $CuCO_3 \cdot 2Cu(OH)_2$  – лазурит;  $CuSiO_3 \cdot 2H_2O$  – хризаколла;  $CuSO_4 \cdot Cu(OH)_2$  – брушантит. ж.б. Жездин халькопирит деп аталган минералы Борбордук Казахстанда (Жезказган), Балхаш көлүндө жана Башкирияда эң көп таралган. Жездин туруктуу эки изотобу бар:  $^{63}Cu$  жана  $^{64}Cu$ .

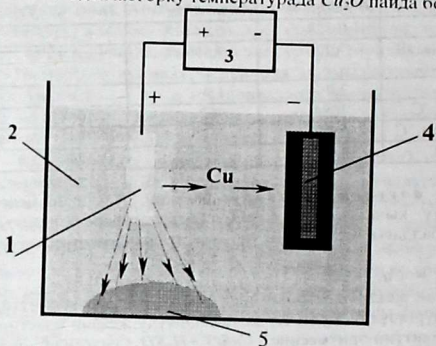
Жез - ийилгич, чоюлгуч, кызыл түстөгү металл, анын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери 2.2- таблицанда келтирилген.

**Жездин химиялык касиеттери.** Жез подгруппасынын металлдары салыштырмалуу начар калыбына келтиргичтер болуп саналат. Калыбына келтиргичтик касиет алтындан жезди көздөй жогорулайт да бул учурда күмүштүн атому бир электрон, жездин атому эки жана алтындын атому үч электрон жоготот. Бирикмелеринде +1, +2, +3 кычкылдануу даражаларына ээ. Кадимки температурада бул металлдар абанын кычкылтеги менен аракеттенишпейт, б.а. активдүүлүгү жогору эмес. Нымдуу абада закись  $Cu_2O$  же негиздик карбонат тузунун  $(CuOH)_2CO_3$  жука ка-

быкчасы менен капталат. Ал жезди андан ары кычкылдануудан сактайт. Бирок 375°C температурада ысытканда  $CuO$ го чейин кычкылданат:



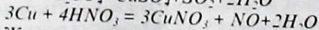
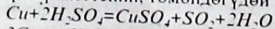
375°Cдан жогорку температурада  $Cu_2O$  пайда болот.



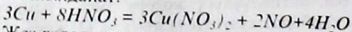
13.1-сүрөт. Жезди электрохимиялык жол менен тазалоо: 1-жез пластинкасынан жалган анод; 2-электролиттин эритмеси; 3-туруктуу ток булагы; 4-катод; 5-аноддук калдык (күмүш, алтын, платина ж.б. металлдар)

Жездин подгруппасындагы металлдар суутек, көмүртек жана азот менен да кадимки температурада аракеттенишпейт. Жез кадимки температурада галогендер, күкүрт, селен менен оңой кошулат. Ал эми суутек, азот, көмүртек менен жогорку температурада да реакцияга кирбейт. Суюлтулган күкүрт, туз кислоталары кычкылдандыргычтар жок чөйрөдө жезге таасир этпейт. Алар жогорку температурада көмүртек менен аракеттенишип карбиддерди  $Cu_2C$ , ошондой эле өтө майдаланган абалда жана 400 - 650°C температурада бул металлдар фосфор менен аракеттенишип фосфиддерди пайда кылышат. Көпчүлүк металлдар менен куймаларды пайда кылат. (I) валенттүү жездин туздары түссүз келишип, сууда эрибейт. Жеңил кычкылданышат же жездин (II) валенттүү туздарына чейин ажырайт. Ал эми (II) валенттүү жездин туздары жакшы эрийт. Жездин гидратташкан иондору  $Cu^{2+}$  - көк түстө болушат.

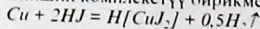
Суу жана щелочтордун суудагы эритмелери жана кислоталардын ( $HClO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ) ж.б. суюлтулган эритмелери менен жез өз ара аракеттенибесе да, концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен өз ара аракеттенип, төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат:



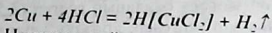
Жез суюлтулган азот кислотасында +I кычкылдануу даражасына чейин кычкылданат:



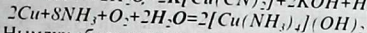
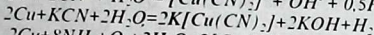
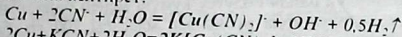
Жез галогендүү суутек кислоталары менен (HF доп башка) өз ара аракеттенишип комплекстүү бирикмелерди пайда кылат:



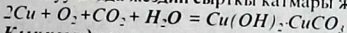




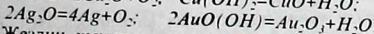
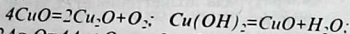
Негиздик чөйрөдө жез цианид ионунун катышуусунда суутек ионун калыбына келтирет:



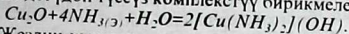
Нымдуу абада жездин сырткы катмары жашыл түскө бослот:



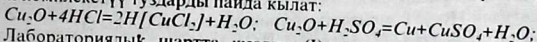
**Кычкылдары жана гидрокычкылдары.** IB группанын металлдарынын кычкылдарынын ичинен салыштырмалуу температурага туруктуусу жездин кычкылы (I). Ал эми алардын калган кычкылдары жана гидрокычкылдары температуранын жардамында ажыроого дуушар болушат:



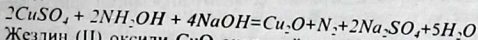
Жездин кычкылы аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенип төмөндөгүдөй түссүз комплекстүү бирикмелерди пайда кылат.



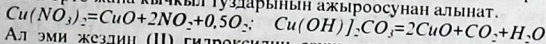
Жездин кычкылы менен гидрокычкылы кислоталарда жана щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин концентрацияланган эритмелеринде эрип комплекстүү туздарды пайда кылат:



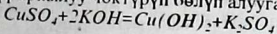
Лабораториялык шартта жездин (I) кычкылы щелочтук эритмеде анын туздарына гидразинди же гидроксиламинди таасир этүү аркылуу алынат.



Жездин (II) оксиди  $\text{CuO}$  өнөр жайда жез таарындысын абанын кычкылтеги менен  $400^\circ\text{C}$  да кычкылдандыруу аркылуу алынса, лабораторияда анын орто жана кычкыл туздарынын ажыроосунан алынат.



Ал эми жездин (II) гидроксидин өзүнүн тузуна щелочторду таасир этүү аркылуу чөктүрүп бөлүп алууга болот.



## Күмүш

Асыл металлдарга кирет. «Аргентум» латын тилинен кыргызчага которгондо «ак түстүү» дегенди билдирет. Жаратылыштагы күмүш массалык сандары: 107 (51,35%) жана 109 (48,65%) болгон эки туруктуу изотоптордун аралашмасынан турат. Күмүштүн радиоактивдүү изотопторунан жарым ажыроо мезгили:  $T_{1/2} = 253$  күн болгон  $^{110}\text{Ag}$  -изотобу практикалык жактан маанилүү. Таза күмүш мындан 3 миң жыл мурун Египетте, Персияда, Кытайда белгилүү болгон. Күмүш алтынга салыштырганда активдүү келген, жер кыртышында алтынга караганда 1,5 эсе көп ( $1 \cdot 10^{-5}\%$ ), эркин абалда аз кездешүүчү элемент. Ал эми күмүштүн күмүш жалтырагы  $\text{Ag}_2\text{S}$ , пираргирит  $3\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{Sb}_2\text{S}_3$  ж.б. минералдары Түндүк Кавказда

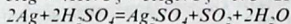
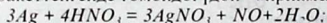
(Орджоникидзеде), Алтайда жана Орто Азияда таралган. Айрыкча алтын, жез, коргошун кен байлыктары менен бирге кездешет. Күмүштүн кендери Орто Азияда, Сибирде, Ыраакы Чыгышта; чет өлкөлөрдө – Мексикада, АКШда, Австралияда, Канадада кездешет. Байыркы Египетте күмүш алтынга салыштырмалуу жогору бааланып келген (2,5:1 катышында болгон). Ал мезгилде алтындан тенгелер, кооздук үчүн буюмдар жасалса, күмүштөн суунун сактоо үчүн идиштер даярдалган. Рубль жана тыйын деген сөздөрдүн пайда болуусу күмүш менен байланышкан. XVIII кылымда Киевдик орустарда рубль деп массасы 200 гр. болгон күмүштүн куймасы пайдаланылган. Ошол куйманы майда бөлүктөргө бөлгөндө тыйындар келип чыккан. Алгачкы тыйындар 1534ж. Россияда даярдалган.

Таза күмүш – өтө жумшак, ак түстөгү металл; жылуулукту жана электр тогун башка металлдарга караганда жакшы өткөрөт. анын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери 2.2.-таблицада келтирилген.

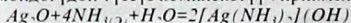
I, II, жана III валенттүү күмүштүн бирикмелери белгилүү. Хлор менен нымдуу чөйрөдө 80°Cда, ал эми кургак хлор менен 300°Cда реакцияга кирет; фтор менен жогорку температурада аракеттенишет. Суутек жана азот менен күмүш түздөн-түз бирикпейт.

Кадимки температурада кычкылдандыргыч катышпаса HCl, HBr, HI күмүшкө таасир этпейт.

Күмүш концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен аракеттенгенде төмөндөгүдөй бирикмелер пайда болот:



Күмүштүн кычкылы аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенип төмөндөгүдөй түссүз комплекстүү бирикмелерди пайда кылат.



Күмүштүн кычкылы менен гидрокычкылы кислоталарда жана щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин концентрацияланган эритмелеринде эрип комплекстүү туздарды пайда кылат.

$Ag_2O$  аммиактуу эритмесине ацетонду жана спиртни таасир эткенде нитрид  $Ag_3N$  пайда болот.  $AgNO_3$  эритмесине гидразинди таасир этүүдөн азиди -  $AgN_3$  алынат. Бөлмө температурасында күмүштүн күкүмүнө же күмүштүн туздарынын эритмесине ацетиленди таасир этүүдөн  $Ag_2C_2$  – карбиди алынат. Өтө жогорку температурада күмүш фосфор менен  $Ag_3P$  пайда кылат.. Күмүшкө органикалык кислоталар жана жегичтер таасир этпейт. Нитраттар, сульфаттар, тиосульфаттар жана металлдардый хлориддери күмүш менен эриген (балкыган) абалында гана реакцияга киришет. Күмүштүн нитраты, фториди, перхлораттан башка туздары түссүз жана уу. Күмүш суюлтулган, ысык концентрацияланган күкүрт кислотасында күмүштүн сульфатын жана күкүрттүү ангидридди пайда кылат. Азот кислотасы менен бөлмө температурасында нитратты жана азоттун кычкылдарын пайда кылат. Күмүш негизинен пирометаллургиялык жол менен коргошун жана жез концентраттарынан эритилип алынат.

Күмүштү таза эмес жезди, коргошунду жана цинкти электролиз жолу менен тазалоо процессинде, бөлүп алышат.

### Алтын

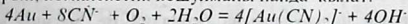
Моноизотоптуу элемент. Асыл металлдардын катарына кирет. Алтын сары түстөгү жалтырак, жумшак, созулгуч металл. Атомдук радиусу  $1,44\text{Å}$ ; иондук радиусу  $1,37\text{Å}$ ; тыгыздыгы  $19,32\text{г/см}^3$ ; балкып эрүү температурасы  $1064^\circ$ ; кайноо температурасы  $2947^\circ$ ; магниткетке тартылбайт.

Байыртадан белгилүү элемент. Өз учурунда Карл Маркс минтип жазган: «Адамзат турмушунда алтын металлдардын ичинен 1-си болуп эсептелинет. Байыркы Египетте мындан миң жыл мурда Кытай, Индия, Месопотамия өлкөлөрүндө кеңири колдонуп келген. Грецияда VIII, Арменияда алтын акчалар б.з.ч. I кылдымда пайда болгон. Алтындан башка металл адамзат тарыхында чоң роль ойногон эмес. Анткени, алтындын аркасында дүйнөдө көптөгөн кыйраткыч согуштар тутанып зор кыйроолорго алып келген».

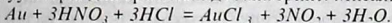
Жаратылышта эркин абалда уюган кристалл түрүндө, кээде майда кум топуракка аралашкан абалда жолугат. Жер кыртышында  $5 \cdot 10^{-7}\%$ . Сейрек кездешүүчү минералы болуп коловит  $\text{AuTe}_2$  эсептелет, ал Түштүк Сибирде, Казахстандын Степняк шаарларына жакын жерлерде таралган. Өндүрүштүк маанидеги кендери Россияда Чыгыш жана Батыш Сибирде, Якутияда, Забайкальде, Красноярск крайында, Уралда кеңири таралган. Кыргызстанда алтын кендери: Кумтөр, Жерүй, Макмал, Солтонсары. Чет өлкөлөрдөгү алтындын бирден бир ири кени Түштүк Африкада табылган (дүйнөлүк алтындын  $5\%$ ин өндүрөт). Кыргызстанда алтын өндүрүү жылына 14-17 тоннага жетет. Мындан сырткары Америка, Канада, Австралия ири алтын өндүрүүчүлөр болуп саналат.

Алтындын химиялык активдүүлүгү начар; кычкылтек, суутек, азот жана көмүртек менен жогорку температурада да кошулбайт. Алтындын күкүмдөрүн хлор менен  $140 - 150^\circ\text{C}$  ысытуудан хлордуу алтын  $\text{AuCl}_3$  алынат. Ал алтынды башка заттардан бөлүп алуунун баштапкы продукциясы болуп саналат. Химиялык бирикмелеринде I - III валенттүүлүктү көрсөтөт. Бирикмелери туруксуз.

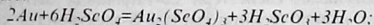
Цианиддин катышуусунда абадагы кычкылтек алтынды кычкылдандырып, комплекстик кошулманы пайда кылат.



Алтын падыша арагында (1 көлөм азот 3 көлөм түз кислотасынын аралашмасы), күкүрт жана азот кислотасынын аралашмасында жана циандуу натрийдин эритмесинде гана эрийт. Мисалы:

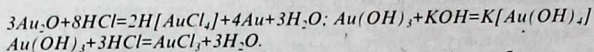


Алтын бир гана концентрацияланган селен кислотасы менен аракеттенет:



Алтындын кычкылы менен гидрокычкы кислоталарда жана щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин концентрацияланган эритмелеринде эрип комплекстүү туздарды пайда кылат:





Алтын-сымап менен амальгаманы пайда кылат. Анын бул касиети кенден бөлүп алууда колдонулат.

**Колдонулушу.** Бул металлдардын ичинен эң маанилүүсү болуп жез эсептелет. Жез эң көп санда электротехникада (электр зымдарын даярдоодо) колдонулат. Анткени анын электр каршылыгы аз болгондуктан электр энергиясынын жоголушу да ошончолук аз болот. Жез колонун кошулмасынын негизги составдык бөлүгүн түзөт, анын 9:1 катыштагы куймасы чоюлгучтукка жана бекемдикке ээ болот. Мындан сырткары жездин цинк менен болгон куймасы латунь, никель менен болгон куймасы *мельхиор* жана *нейзильбер* деп аталып, кооз буюмдарды жасоодо колдонулат. Ал эмя-күмүш жана алтын өтө баалуу буюм катарында зергер өндүрүшүндө кеңири колдонулат.

Күмүш негизинен куйма түрүндө колдонулат. Күмүштүн куймасы зергердик жана турмуш-тиричиликте колдонулуучу буюмдарды, тыйындарды, лабораториялык идиштерди жасоодо, металлдарды жана радиодеталдарды каптоодо колдонулат. Күмүштүн басымдуу бөлүгү күмүш-цинк аккумуляторлорун жасоодо колдонулат. Күмүш органикалык эмес жаңа органикалык синтезде катализатор катары да колдонулат. Күмүштүн иону бактерияларды жок кылат. Анын абдан аз концентрациясы ичүүчү сууну тазалайт.

Алтын өтө баалуу буюм катарында зергер өндүрүшүндө жана валюта катарында, микроэлектроникада, стоматологияда, химиялык өндүрүштө катализатор катарында кеңири колдонулат. Лабораториялык приборлор менен жана аспаптардын тетиктерин жасоодо, айнектен, форфордон жана металлдардан жасалган үлгүлөрдү каптоодо колдонулат. Алтындын коллоиддик эритмелери медицинада антисептик катарында колдонулат.

## 18) II ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

IIА группанын негизги подгруппасына бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba жана радий Ra таандык. Бериллийден башкасы кескин металлдык касиетке ээ. Эркин абалдарында ак түстөгү жылтырак металлдар, щелочтуу металлдарга караганда бир топ катуу жана эрүү температуралары жогору. Тыгыздыгы боюнча радийден башкасы жеңил металлдарга киришет. IIА группанын элементтеринин кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери 2.3-таблицада келтирилген. Подгруппанын бардык элементтеринин сырткы S-электрондук катмарында экиден, ал эми ички катмарларында бериллийден сырткары бардыгында сегизден, бериллийде 2 электрон орун алган. Сырткы катмардагы эки электрондор атомдордон салыштырмалуу оңой ажырап, эки заряддуу катионду пайда кылышат. Ушул себептен химиялык активдүүлүгү боюнча булар щелочтуу металлдардан кийин турушат.



Щелочтуу металлдар сыяктуу химиялык касиеттери боюнча абада тез кычкылданышат, ал эми бөлмө температурасында суудан суутекти сүрүп чыгарышат. Бирок бериллий менен магний суу менен өтө жай аракеттенишет, себеби, пайда болгон гидроксиддери сууда начар эришип реакциянын андан ары жүрүшүн начарлатат. Калган металлдардын гидроксиддери сууда бир топ жакшы эришине байланыштуу, алар суу менен активдүү аракеттенишет.

Негизги подгруппага кирген кальцийди, стронцийди жана барийди *щелочтуу жер металлдар* деп аташат. Себеби алардын гидроксиддери натрийдин жана калийдин гидроксиддери сыяктуу щелочтук касиетке ээ болушат, ал эми бул элементтердин кычкылдарды алюминийдин жана оор металлдардын кычкылдары сыяктуу кыйынчылык менен балкып эригендигинен - жерлер деп аташат (мурун оор металлдарды жана алюминийди жалпысынан - *жерлер* деп аташчу).

### Бериллий, магний жана кальций

*Жаратылышта таралышы.* **Бериллий.** Бериллий аябай бекем, морт, ак түстөгү жеңил металл. Туруктуу I изотобу бар  ${}^9\text{Be}$ , жасалма изотопторунун ичинен радиоактивдүү индикатор катарында колдонулуучу  ${}^7\text{Be}$  ( $T_{1/2} = 53$  күн) өтө маанилүү. Минералдарынын арасынан  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$  - берил жана  $\text{Be}_2\text{SiO}_4$  - фенакит көп учурайт.

2.3- таблица

IIА группанын металлдарынын физика-химиялык касиеттери

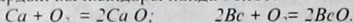
|                                  | Be      | Mg     | Ca     | Sr     | Ba     | Ra     |
|----------------------------------|---------|--------|--------|--------|--------|--------|
| Жер кыртышындагы массасы % менен | 0,00038 | 2,0    | 3,3    | 0,034  | 0,065  |        |
| Электрондук формуласы            | $2s^2$  | $3s^2$ | $4s^2$ | $5s^2$ | $6s^2$ | $7s^2$ |
| Атомдук радиусу, нм              | 0,113   | 0,160  | 0,197  | 0,215  | 0,221  | 0,235  |
| $M^{2+}$ ионунун радиусу, нм     | 0,034   | 0,074  | 0,104  | 0,120  | 0,138  | 0,144  |
| Атомдун иондошуу потенциалы      |         |        |        |        |        |        |
| $M \rightarrow M^+$ , эВ         | 9,32    | 7,65   | 6,13   | 5,7    | 5,21   | 5,28   |
| $M^+ \rightarrow M^{2+}$ , эВ    | 18,21   | 15,03  | 11,87  | 11,03  | 10,00  | 10,15  |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup>     | 1,85    | 1,74   | 1,54   | 2,63   | 3,76   |        |
| Эрүү температурсы, °C            | 1285    | 650    | 842    | 770    | 727    | -695   |
| Кайноо температурсы, °C          | 2970    | 1095   | 1495   | 1390   | -1687  | -1500  |

**Магний** магнезит  $\text{MgCO}_3$  жана доломит  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$  минералдарында кеңири кездешет. Магнийдин сульфаттары жана хлориддери каиниттин  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  жана карнолиттин  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  минералдарынын составына киришет. Мындан тышкары деңиз сууларынын шордугу да магнийдин ионуна  $\text{Mg}^{2+}$  байланыштуу болот. Жаратылыштагы изотоптору:  ${}^{24}\text{Mg}$  (78,6%),  ${}^{25}\text{Mg}$  (10,11%),  ${}^{26}\text{Mg}$  (11,29%).

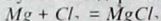
**Кальций** гипстердин  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  жана фосфаттардын  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  составдарында учурайт. Кальций касиети боюнча чоюлгуч, катуу, ак түстөгү металл. Кальций жаратылышта эң кеңири таралган элементтерге

кирип жер кыртышынын 3% (масс.) түзүп, O, Si, Al, Fe ден кийинки 5-орунда турат. Жаратылышта кальцийдин туруктуу 6 изотобу бар:  $^{40}\text{Ca}$  (96,97%),  $^{42}\text{Ca}$  (2,09%),  $^{43}\text{Ca}$  (0,667%),  $^{46}\text{Ca}$  (0,184%),  $^{41}\text{Ca}$  (0,135%) жана  $^{40}\text{Ca}$  (0,003%).

**1. Жөнөкөй заттар менен болгон реакциялары.** Металлдардын бардык кошулмаларынын кычкылдануу даражалары +2 барабар болушат. Щелочтуу-жер металлдарды күйгүзгөн мезгилде дайыма алардын кычкылдары пайда болот:



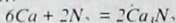
Бул металлдар галогендер менен оңой реакцияга кирет:



Щелочтуу-жер металлдар суутек менен бириккенде гидриддерди пайда кылышат:



Щелочтуу-жер металлдардын өзгөчө бир касиети, булар бөлмө температурасында эле азот менен аракеттенишип нитриддерди пайда кылышат:



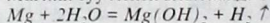
Бул металлдар күкүрт, көмүртөк ж.б. металл эместер менен реакцияга кирет:



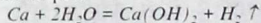
Жогорку температурада бериллий көпчүлүк металлдар менен кошулуп бериллиттерди, азот менен нитриддерди –  $\text{Be}_3\text{N}_2$ , көмүртөк менен карбиддерди пайда кылат –  $\text{Be}_2\text{C}$ .

**Металлдардын суу менен болгон реакциялары.** Бериллий суу менен аракеттенишпейт, анткени металлдын бетиндеги кычкылдык пленкасы аны андан ары кычкылдануусуна тосколдук кылат.

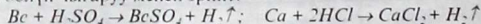
Магний суу менен ысытканда гана суу менен кошулат:



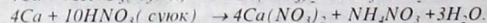
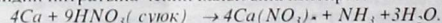
Калган металлдар суу менен кадимки шарттарда эле активдүү реакцияга кирет:



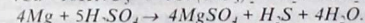
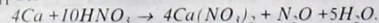
**Металлдардын кислоталар менен болгон реакциялары.** Металлдар плавик, туз, күкүрт кислоталарынын суюлтулган эритмелеринде суутекти бөлүп чыгаруу менен эрийт:



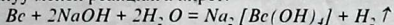
Суюлтулган азот кислотасында металлдар азоттуу амиакка же аммонийдин нитратына чейин калыбына келтирет:



Бериллийден башка металлдар концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен аракеттенишип негизинен төмөндөгүдөй реакциялар жүрөт:

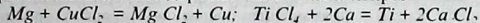


**Металлдардын щелочтор менен болгон реакциялары.** Магний менен щелочтуу жер-металлдар щелочтор менен реакцияга кирбейт. Бериллий щелочтордун суудагы эритмелеринде гидроксобериллаттарды пайда кылуу менен реакцияга кирет:

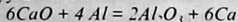


Бериллий амфотердүү мүнөзгө ээ.

**Металлдардын туздар менен болгон реакциялары.** Магний менен щелочтуу жер-металлдар бир топ металлдарды алардын туздарынан жана кычкылдарынан калыбына келтирет:



Кальцийди эритилген  $\text{CaCl}_2$ ни электролиздөө менен алууга болот. Андан башка жол менен - вакуумда алюминотермиялык жол менен да алууга болот:

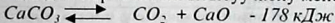


**Кычкылдары менен гидрокычкылдары.**

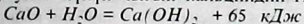
Бериллийдин кычкылы  $\text{BeO}$  - ак түстөгү, аябай кыйынчылык менен балкып эрүүчү зат. Өнөр жайда жогорку температурага туруктуу материал катарында колдонулат.

Магнийдин кычкылы  $\text{MgO}$  - ак, борпоң порошок. Магнезитти  $\text{MgCO}_3$  күйгүзүп алынгандыгына жараша аны күйгүзүлгөн магнезит деп да аташат.  $3000^\circ\text{C}$  балкып эригине байланыштуу магнийдин кычкылынан жогорку температурага чыдамдуу материалдарды - тигелдерди, түтүкчөлөрдү, отко чыдамдуу кыштарды даярдашат. Магнийдин гидроксиди  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  - магнийдин туздары щелочтор менен аракеттенишкенде ак чөкмө түрүндө пайда болот, сууда начар эрийт. Бериллийдин гидроксидинен айырмаланып негиздик касиетке ээ.

Кальцийдин кычкылы  $\text{CaO}$  - ак түстөгү зат, ысытууга аябай чыдамдуу ( $2600^\circ\text{C}$  балкып эрийт). Техникада кальцийдин оксиди өчүрүлбөгөн же күйгүзүлгөн акиташ деп аталат. Аны атайын шахталык мечтерде кальцийдин карбонатын ысытуу жолу менен алышат;



Акиташты суу менен аралаштырган мезгилде белгилүү сандагы жылуулук бөлүнүп чыгып кальцийдин гидроксиди пайда болот;



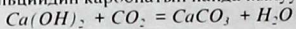
Реакцияны *акиташты өчүрүү* деп белгилешет, ал эми пайда болгон продуктуну техникада *өчүрүлгөн акиташ* деп аташат.

Бериллийдин гидроксиди  $\text{Be}(\text{OH})_2$  амфотердик мүнөзгө ээ. Сууда эрибейт, бирок кислоталар менен щелочтордо жеңил эрийт:



Кальцийдин гидрокычкылы  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  - сууда начар эриген күчтүү негиз;  $20^\circ\text{C}$  1 л сууда болгону 1,56 г эрийт. Кальцийдин гидрокычкылынын каныккан эритмеси *акиташ суусу* деп аталат. Ачык абада акиташ суусу көмүр кычкыл газын сиңирип алуунун натыйжасында эрибес кальцийдин карбонатын пайда кылуу менен бозоруп кетет. Өчүрүлгөн акиташ курулушта кеңири колдонулат. Анын кум жана суу менен болгон

аралашмасы акиташ эритмеси деп аталып бириктирүүчү зат катары кыш менен дубал урууда колдонулат. Мындан тышкары өчүрүлгөн акиташ шыбак иштеринде да колдонулат. Акиташ катыган мезгилде биринчи составындагы суу бууланат, андан соң абадагы көмүр кычкыл газын кальцийдин карбонатын пайда кылуу менен сиңирип алат:



Щелочтуу металлдардын туздарынан айырмаланышып щелочтуу-жер металлдардын туздары (карбонаттар, сульфаттар, фосфаттар ж.б.) сууда начар эришет.

### Стронций жана барий

Стронций менен барий жаратылышта негизинен сульфаттар жана карбонаттар түрүндө - целестин  $SrSO_4$ , стронцианит  $SrCO_3$ , барит  $BaSO_4$  жана витерит  $BaCO_3$  минералдарынын составында кездешет. Стронций жана барий жер кыртышында 0,04 жана 0,05% (масс.) түзүшөт, б.а. кальцийге салыштырганда бир топ аз. Булардын металлдары аябай активдүү келишип абада тез эле кычкылданышат, суу менен өтө тез реакцияга кирет (айрыкча барий) жана көпчүлүк элементтер менен түздөн түз аракеттенишет.

Стронций менен барийдин кычкылдары  $SrO$  жана  $BaO$ . Кальцийдин кычкылына окшош болушуп перкычкылын пайда кылышат. Барийдин пероксиди  $BaO_2$  500°C барийдин кычкылын абада күйгүзгөндө пайда болот, ал эми андан ары жогорку температурада кайрадан кычкылга жана кычкылтекке ажырайт.

Стронций менен барийдин гидрокычкылы  $Sr(OH)_2$  жана  $Ba(OH)_2$  кальцийдин гидрокычкылына салыштырмалуу сууда жакшы ээрип күчтүү негиз болушат; 20°C 1 л сууда 8 г  $Sr(OH)_2$  жана 38г  $Ba(OH)_2$  эришет. Барийдин гидрокычкылынын каныккан эритмеси барит суусу деп аталып көпчүлүк учурда  $SO_3$ ,  $CO_2$  сиңирүүчү реактив түрүндө колдонулат.

Стронцийдин жана барийдин туздары да кальцийдин туздарына окшош келишет. Булардын карбонаттары менен сульфаттары  $SrCO_3$ ,  $BaCO_3$ ,  $SrSO_4$  жана  $BaSO_4$  сууда начар эришип эритмеге чөкмө түрүндө түшүшөт.

**Колдонулушу.** Жогоруда каралып кеткен IIА группанын элементтери жана алардын кошулмалары өнөр жай менен айыл чарбада кеңири колдонулат. *Mg*, *Be*, *Ca*, *Sr* сыяктуу элементтердин стратегиялык мааниси чоң. Бериллий өнөр жайда негизинен куймаларды алуу үчүн колдонулат. Мисалы: никель менен бериллийдин 2-4 % катнаштагы куймасы коррозияга аябай туруктуу болот. Мындан тышкары атом реакторлорунда, авиацияда, ракета жана космос техникасында колдонулат. Ошондой эле хирургиялык аспаптарды жана пружиналарды жасоодо колдонулат. Алюминий менен бериллийдин куймасы самолет курууда кеңири колдонулат.

Металлдык магнийди куймаларды алууда колдонулат. Эгерде магнийге башка металлдарды кошсо, анын куймасынын механикалык са-



паттары кескин түрдө өзгөрөт, б.а. куймасы бир топ катуу, бекем жана коррозияга туруктуу болот. Магнийдин куймаларынын тыгыздыгы төмөн болгондуктан аны ракета, самолет, авто-, мото- курууда кеңири колдонушат.

Металлдык кальций химиялык жактан аябай активдүү болгондугунан аны өнөр жайда кеңири колдонушат, мисалы: торийди, ванадийди, уранды, хромду, цирконийди, цезийди, рубидийди калыбына келтирүүдө; болоттон жана куймалардан кычкылтек менен күкүрттү жок кылууда; органикалык суюктуктарды кургатууда; вакуумдук приборлордогу газдардын калдыктарын сиңирип алууда ж.б. Кальций курулуш материалдарын - акиташты, цементти, гипсти, айнекти жана кагазды жасоого керектелет. Магnezит менен доломит отко чыдамдуу кирпичтерди, минералдык ваталарды жана фарфорду алууда колдонулат. Техникада кальцийдин коргошун менен болгон куймасы колдонулат.

Мындан тышкары IIА группанын элементтеринин пероксиддери, надпероксиддери жана озониддери суу астында сүзүүчү кайыктарда, космос кемелеринде, амфибия - танкаларында абаны регенерациялоо үчүн пайдаланылат.

## 19) II Б ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТЕРИ

Бул подгруппанын элементтеринин элементтеринин кээ бир касиеттери 2.4-таблицада берилген. Булардын тышкы катмарында экиден, ал эми ички катмарында сегизден электрондор жайгашкан. Цинк подгруппасындагы элементтердин атомдорунун радиустарынын чоң эместигине байланыштуу, булардын иондошу энергиялары жогору болуп, калыбына келтиргичтик касиеттери негизги подгруппадагы элементтерге караганда бир топ начар болот.

2.4-таблица.

IIБ группанын кошумча подгруппасынын элементтеринин кээ бир касиеттери

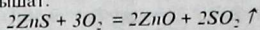
|                           | Zn            | Cd            | Hg            |
|---------------------------|---------------|---------------|---------------|
| Электрондук формуласы     | $3d^{10}4s^2$ | $4d^{10}5s^2$ | $5d^{10}6s^2$ |
| Атомдук радиусу, нм       | 0,139         | 0,156         | 0,160         |
| Иондук радиусу, нм        | 0,083         | 0,099         | 0,112         |
| M - N°, эВ                | 9,39          | 8,99          | 10,44         |
| M* - M <sup>2+</sup> , эВ | 17,96         | 16,91         | 18,75         |
| Балкып эрүү t°С           | 419,5         | 321           | -38,89        |
| Кайноо t°С                | 906           | 767           | 356,66        |
| φ°, M <sup>2+</sup> /M, В | -076          | -0,40         | +0,85         |

Цинктин, кадмийдин жана сымаптын атомдору кошулмаларда дайыма +2 кычкылдануу даражаны көрсөтөт. Комплекстик бирикмелерди пайда кылышы боюнча жез подгруппасындагы элементтерге окшош болушат.

### Цинк

Цинк жаратылышта - галмей  $ZnCO_3$  жана цинк обманкасы  $ZnS$  деген минералдардан алынат. Жер кыртышында цинктин жалпы саны

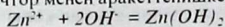
0,01% (масс.) жакын. Көпчүлүк цинк рудаларында цинктин керектүү үлүшү төмөн болгондугуна байланыштуу, аларды биринчи байытып алышат. Андан соң байытылган руданы күйгүзүп цинктин оксидин алышат:



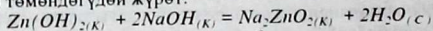
Цинк - күмүш түстөгү металл. Комнаттык температурада морт, бирок 100-150°C ысыткан мезгилде ийилгичтик касиетке ээ болуп жакшы чоюлат. Ал эми 200°C жогору ысытканда кайрадан морт абалга келет. Ачык абада оксиддик катмарча менен капталып андан ары кычкылданбайт. Суу менен аракеттенишпейт, себеби цинктин бетки катмарында сууда эрибеген гидроксид пайда болот. Суюлтулган кислоталарда цинк туздарды пайда кылуу менен жеңил эрийт. Мындан тышкары цинк бериллий жана кээ бир башка металдар сыяктуу щелочтордо эригенде амфотердик гидроксиддерди пайда кылат. Цинкти абада узакка ысытуудан анын буулары агыш-жашыл түстөгү жалын болуп күйүп  $ZnO$ го айланат.

Цинктин оксиди.  $ZnO$  - борпоң ак порошок, ысытканда сары түскө айланат, бирок муздаганда кайра ак түскө келет. Цинктин оксидинен өнөр-жайда ак түстөгү боекторду, медициналык жана косметикалык түрдүү майларды алуу үчүн кеңири колдонулат.

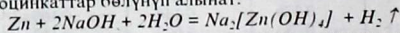
Цинктин гидроксиди  $Zn(OH)_2$ . Цинк туздарынын эритмелери щелочтор менен аракеттенишкенде ак түстөгү чөкмө түрүндө пайда болот:



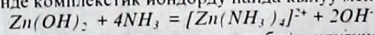
Алынган чөкмө кислоталарда цинктин туздарын, ал эми щелочтор менен цинкаттарды пайда кылуу менен жеңил эрийт. Демек, цинктин гидроксиди амфотердик кошулма, мисалы  $NaOH$  менен болгон реакциясы төмөндөгүдөй жүрөт:



Цинкаттар пайда болгондо, бериллаттар сыяктуу эле цинктин гидроксидиндеги суутек металл менен болгон орун алмашуу реакциясынан тышкары гидроксид-иондорун да кошуп алат. Мисалы, цинктин металл концентратияланган щелочтордо эриген мезгилде катуу абалда гидроксоцинкаттар бөлүнүп алынат:



Мындан тышкары цинктин гидроксиди аммиактын суудагы эритмесинде комплекстик иондорду пайда кылуу менен эрийт:



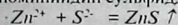
$Zn(OH)_2$  - начар электролит болгондугуна байланыштуу анын бардык туздары жана цинкаттары суу чөйрөсүндө гидролизденишет.

Цинктин сульфаты  $ZnSO_4$ . Суудагы эритмесинен кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  - цинк купоросу деп аталат. Кездемелерди босдо, гальваникалык жол менен цинктөөдө, медицинада жана цинктин башка кошулмаларын алууда колдонулат.

Цинктин хлориди  $ZnCl_2$  - сууну жеңил сиңирип алууга жөндөмдүү болгондуктан, бул тузду суусуз алуу абдан кыйын. Анын составында

дайыма 5% суу кездешет.  $ZnCl_2$  металлургияда жана металлдарды ширетүүдө колдонулат.

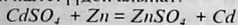
Цинктин сульфиди  $ZnS$ . Цинктин туздарын щелочтуу металлдар же алюминийдин сульфиддери менен аракеттенишкенде алынат:



Цинктин сульфиди менен оксиди люминесцендик касиетке ээ болгон заттардын группасына киришет, ал эми люминесценция кубулушу илим менен техникада кеңири колдонулат.

### Кадмий

Кадмий негизинен цинк рудаларында аралашма катарында кездешип касиеттери боюнча цинкке окшош болот. Жаратылышта таралышы боюнча цинктен бир топ аркада турат, жер кыртышында  $10^{-5}$  %ти (масс.) түзөт. Кадмий цинк өндүрүшүнүн калдыктарын күкүрт кислотасы менен иштетүүдөн алынат:



Кадмий - ак түстөгү жумшак, ийилгич жана чоюлгуч металл. Кислоталар менен реакцияга киргенде суутекти сүрүп чыгарат.

$Cd(OH)_2$  - начар электролит болгондуктан, анын туздары гидролизге учурап эритмеде кычкыл реакция берет.

Кадмийдин гидроксиди  $Cd(OH)_2$  цинктин гидроксидинен айырмаланып кислоталык касиеттери кескин билинбейт жана щелочтордо эрибейт.

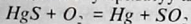
Кадмийдин туздарынын ичинен сульфиди  $CdS$  гана практикалык мааниге ээ болуп, күкүрттүү суутекти кадмийдин туздарына таасир эткенде сары түстөгү чөкмө түрүндө пайда болот. Аны -өнөр -жайда сары түстөгү боекторду жана түстүү айнектерди алуу үчүн колдонушат.

Кадмийдин бирикмелеринин суудагы жана суюлтулган кислоталардагы баардык эритмелери уулуу болушат!

### Сымап

Сымап жаратылышта аз таралган элемент, жер кыртышында болгону  $10^{-6}$  % (масс.) гана түзөт, негизинен ачык-кызыл түстөгү сымаптын сульфиди  $HgS$ , же *киновар* түрүндө кездешет. Бул минерал кызыл түстөгү боекторду алууда колдонулат.

Киновардан металлдык сымапты күйгүзүү жана андан кийинки конденсация жолу аркылуу алышат:



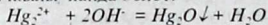
Сымап бөлмө температурасында суюк абалда кездешкен жалгыз металл. Химиялык өндүрүштө жана атомдук энергетикада кеңири колдонулат. Сымаптын өзгөчө бир касиети, көпчүлүк металлдар менен химиялык байланышка кирип суюк же катуу амальгамалык куймаларды пайда кылат. Мисалы: натрийдин амальгамасы калыбына келтиргич катары, ал эми күмүштүн амальгамасы тиштерди каптоодо кеңири колдонулушат. Айрыкча сымап алтын менен амальгаманы жеңил пайда кылат, *демек алтындан жасалган буюмдарга сымапты жакын жолотбоо керек. Сы-*

мапты темирден жасалган идиштерде сактоо болот, анткени темир менен сымап амальгаманы пайда кылбайт.

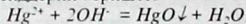
Цинк подгруппасындагы металлдардын ичинен сымаптын атомунун ионизация энергиясы жогору болгондуктан эң активсиз болуп саналат. Суюлтулган күкүрт жана туз кислоталары, щелочтор сымап менен аракеттенишпейт. Болгону азот кислотасында сымап жеңил эрийт, ал эми концентрацияланган күкүрт кислотасында ысыткан мезгилде гана аракеттенишет.

Ачык абада сымап бөлмө температурасында кычкылданбайт. Аны узак мезгил кайноо температурасына жакын алып келип ысытканда абадагы кычкылтек менен биригип кызыл түстөгү кычкылды (II)  $HgO$  пайда кылат, бул кошулмада сымаптын кычкылдануу даражасы +2 барабар. Андан ары ысытканда кычкыл кайра сымап менен кычкылтеке ажырайт. Мындан тышкары кычкылдануу даражасы +1 болгон кара түстөгү сымаптын кычкылы (I) же чала кычкылы  $Hg_2O$  Ода белгилүү.

Сымап (I) өзүнүн бирикмелеринде бири-бири менен эки валенттүү группаларды пайда кылат  $-Hg^-$  ( $-Hg-Hg^-$ ). Демек мында сымаптын жалпы валентүүлүгү экиге барабар, бирок валенттүүлүктүн бирөөсү башка сымап менен байланыш түзүүгө жумшалат. Ошондуктан бир валенттүү кислоталык калдыкты -  $R$  алып жүрүүчү сымаптын (I) туздарынын составынын эмприкалык формуласын  $HgR$  деп белгилебей  $Hg_2R_2$  деп жазуу керек (мисалы,  $Hd_2Cl_2$ ). Сымаптын дагы бир өзгөчөлүгү, анын гидроксиддерди пайда кыла албагандыгында, мисалы, сымаптын (I) туздарына щелочторду таасир эткенде бозгуч-кара түстөгү сымаптын (I) кычкылы пайда болот:

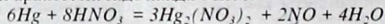


Эки валенттүү сымаптын туздары да щелочтор менен сымаптын (II) оксиддерин беришет:

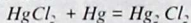


Мында сары түстөгү чөкмө пайда болот, ал эми ысытканда кызыл түстөгү сымаптын (II) кычкылынын модификациясына айланат.

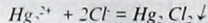
Сымаптын (I) нитраты  $Hg_2(NO_3)_2$  - сымаптын туздарынын ичинен сууда эрий турганы. Суюлтулган муздак азот кислотасы ашыкча сымап менен аракеттенгенде пайда болот.



Сымаптын (I) хлориди  $Hg_2Cl_2$ , же каломель. Сууда эрибес ак түстөгү порошок:



Мындан тышкары каломелди сымаптын бир валенттүү эрий турган туздарына туз кислотасын же натрийдин хлоридин таасир эткенде да алынат.



Сымаптын (II) нитраты  $Hg(NO_3)_2$ . Ысык азот кислотасынын ашыгы сымап менен аракеттенгенде алынат. Сууда жакшы эрийт.





ринде болсо иондук байланыш басымдуулук кылат. Бор катиондорду пайда кылбайт. Анын биринчи иондошуу энергиясы алюминийдин биринчи иондошуу энергиясынан 223 кДж га чоң.

Бордон таллийге өткөндө гидроксиддердин кислоталык касиети начарлап, негиздик касиеттеринин күчөшү байкалат. Бор - IIIA группасындагы жалгыз металл эмес болгондуктан, анын гидрокычкылы  $B(OH)_3$  - начар кислота  $H_3BO_3$ .  $Al(OH)_3$ ,  $Ga(OH)_3$  амфотердик, ал эми  $In(OH)_3$  жана  $TlOH$  негиздик касиетти көрсөтөт.

2.5-таблица

IIIA группанын элементтеринин кээ бир физикалык химиялык касиеттери

| Элементтердин касиеттери                         | B                 | Al          | Ga                  | In                  | Tl                  |
|--|-------------------|-------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| Жер кыртышындагы саны масс. үлүш боюнча, % менен | $3 \cdot 10^{-4}$ | 8,8         | $1,5 \cdot 10^{-3}$ | $1,5 \cdot 10^{-5}$ | $1,5 \cdot 10^{-5}$ |
| Электрондук формуласы                            | $2s^2 2p^1$       | $3s^2 3p^1$ | $4s^2 4p^1$         | $5s^2 5p^1$         | $6s^2 6p^1$         |
| Атомдук радиус, нм                               | 0,091             | 0,143       | 0,139               | 0,166               | 0,171               |
| $Me^{3+}$ ионунун радиусу, нм                    | 0,023             | 0,057       | 0,062               | 0,092               | 0,105               |
| $\Delta \rightarrow \Delta^+$ , эВ               | 8,298             | 5,986       | 5,998               | 5,786               | 6,108               |
| $\Delta^+ \rightarrow \Delta^{2+}$ , эВ          | 25,16             | 18,83       | 20,514              | 18,87               | 20,5                |
| $\Delta^{2+} \rightarrow \Delta^{3+}$ , эВ       | 37,93             | 28,45       | 30,71               | 28,03               | 29,83               |
| СТЭ  | 2,0               | 1,5         | 1,6                 | 1,7                 | 1,8                 |
| $\varphi(\Delta^{3+}/\Delta)$ , мВ               | -                 | -1670       | -650                | -343                | +710                |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup>                     | 2,46              | 2,70        | 5,90                | 7,31                | 11,85               |
| Эрүү температурасы, °С                           | 2040              | 660,2       | 29,8                | 156,2               | 302,5               |
| Кайноо температурасы, °С                         | 2550              | 2270        | 2070                | 2075                | 1457                |

IIIA группанын элементтери жаратылышта эркин абалда кездешпейт. Алардын ичинен кеңири таралганы алюминий болуп саналат. Ал таралышы боюнча кычкылтек менен кремнийден кийинки үчүнчү, ал эми металлдардын арасынан биринчи орунда турат. Негизги минералдары:  $H_3BO_3$  - сассолин;  $CaBSiO_4(OH)$  - даталит;  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  - бура;  $MgHBO_3$  - аппарат;  $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$  - кернит;  $Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$  - колеманит;  $MgCaB_6O_{11} \cdot 6H_2O$  - гидроборацит;  $NaCaB_3O_9 \cdot 8N_2O$  - углексит. Жаратылышта алюминий көпчүлүк учурда составы өтө татаал болгон көп сандаган алюминосиликаттарды пайда кылат. Алардын ичинен кеңири таралганы талаа шпаты (мисалы, ортоклаз  $KAlSi_3O_8$ ) болуп саналат. Алюминосиликаттардын бузулушунан (суу жана  $CO_2$ нин таасири, температуранын өзгөрүшү) каолин  $Al_4(OH)_8(Si_4O_{10})$  пайда болуп, ал андан ары бокситке жана  $SiO_2$ ге ажырап кетет. Бокситтер гидратташкан  $Al_2O_3$  түн ар түрдүү формаларынан [ $Al(OH)_3$ ,  $AlO(OH)$  ж.б.] турат. Бокситтин дүйнөлүк запасынын 50%ке жакыны Австралияда, 26%и Мароккодо топтолгон. Бокситтен башка алюминий өндүрүүнүн негизги өнөр жайлык сырьосу болуп нефелин  $(Na,K)(AlSO_4)$  жана алунит  $K[Al_3(OH)_6(SO_4)_2]$  да саналат. Алюминий өндүрүүчү чоң мамлекеттер Россия, Гренландия, Норвегия, Швеция, Кения, Австралия, Бразилия, Гвинея ошону менен бирге Орто Азияда Тажикстан эсептелет. Нефелинди пайдаланууда алюминийдин

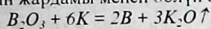
гидрокычкылынан тышкары калийдин жана натрийдин карбонаты, портландцемент, рубидий менен цезийдин туздары, металлдык галлий да алынат.

## Бор

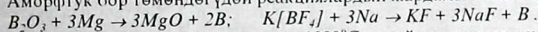
Бор боз түстөгү кристалл; металл эмес; +3 жана -3 кычкылдануу даражалары мүнөздүү. Бордун эки туруктуу изотобу бар:  $^{10}\text{B}$  жана  $^{11}\text{B}$ . Бор жөнөкөй зат түрүндө эки формада белгилүү: кристаллдык ( $t_{\text{эруу}} = 2175^{\circ}\text{C}$ ) жана аморфтук. Кристаллдык бор катуулугу боюнча алмаздан кем калышпаган, бир нече полимердик модификацияга ээ болгон кара түстөгү жөнөкөй диамагниттүү зат. Бөлмө температурасында кристаллдык бор электр тогун начар өткөрөт. Температураны  $600^{\circ}\text{C}$ га чейин жогорулатканда ал жөндөмдүүлүгүн 100 эсе көбөйтөт, ошондуктан жарым өткөргүч катары пайдаланылат. Аморфтуу бор күрөң түстөгү күкүм.

Бор өзүнүн химиялык касиеттери боюнча алюминийге караганда кремнийге бир топ жакын турат (диагоналдык окшоштук). Бор жана кремний - кислота пайда кылуучу элементтер ( $\text{H}_3\text{BO}_3$  жана  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), алардын гидридери ( $\text{B}_2\text{H}_6$  жана  $\text{SiH}_4$ ) учмалуулугу жана абада өз алдынча от алып кетүүгө жөндөмдүүлүгү менен айырмаланат. Бораттар металлдардын силикаттары сыяктуу циклдик жана сызыктуу структураны пайда кылат.

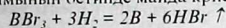
Бордун бирикмелери орто кылымдын башталышында эле белгилүү болгон. Ошол мезгилдерде бураны «тинкал» деп аташчу да аны алтын менен күмүштү ширетүүдө пайдаланышкан. Эркин түрдөгү борду биринчи жолу Гей-Люссак жана Тенар 1808-жылы төмөндөгүдөй реакциянын жардамы менен бөлүп алышкан:



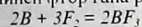
Аморфтук бор төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



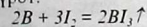
Кристаллдык бор газ чөйрөсүндө  $1200^{\circ}\text{C}$ га чейин ысытылган тантал зымынын бетинде майда кристаллдар түрүндө бөлүнүп чыгат:



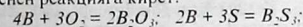
**Бордун химиялык касиеттери.** Кристаллдык бор - химиялык жактан инерттүү болгон зат. Кадимки шартта бор менен галогендердин ичинен фтор гана реакцияга кирет:



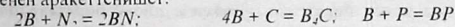
Калган галогендер менен реакция жогорку температурада гана жүрөт:



$700^{\circ}\text{C}$  дан жогорку температурада ысытканда бор кычкылтек, күкүрт менен реакцияга кирет:

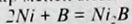


$1200^{\circ}\text{C}$ дан жогору температурада бор азот, фосфор жана көмүртек менен аракеттенишет:

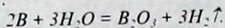




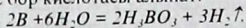
**Металлдардын бориддери.** Металлдардын бориддери татаал түзүлүштөгү стехиометриялык эмес бирикмелер болуп саналат. Металлдар менен ысытканда бориддер пайда болот, мисалы:



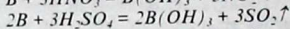
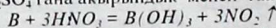
**Суу менен болгон реакциясы.** Бор суу менен да реакцияга кирет:



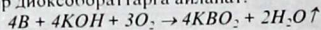
Кыпкызыл болгонго чейин ысытылган борго суунун буусун таасир этсе бор кислотасы алынат:



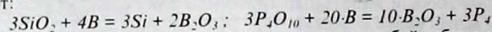
**Кислоталар менен болгон реакциялары.** Бор кайнап жаткан галоген суутектүү кислоталар менен, ал тургай фтордуу суутек менен да өз ара аракеттенишпейт. Борго азот менен туз кислоталарынын ( $HNO_3 + 3HCl$ ) аралашмасы жана ысытылган концентрацияланган  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  гана акырындык менен таасирин тийгизет:



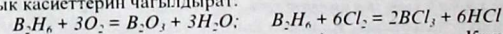
**Башка реакциялары.** Составында кычкылдандыргычы бар щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин байкып эриген эритмелеринде бор диоксобораттарга айланат:



Бор кремнийди жана фосфорду алардын оксиддеринен калыбына келтирет:

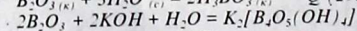
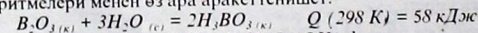


Бор суутек менен түздөн түз реакцияга кирбейт, бирок суутек менен болгон кошулмалары **борандар** деп аталат. Борандарга  $B_nH_{n+4}$ ,  $B_nH_{n+6}$  составындагы бирикмелер таандык, мында  $n \geq 2$ . Составында суутектин саны аз болгон борандар ( $B_2H_6$  жана  $B_2H_8$  ж.б.) - суу менен көз ачып жумгуча реакциялануучу, аба менен тийишкенде от алып кетүүчү газ абалындагы заттар. Төмөнкү реакциялар борандардын негизги химиялык касиеттерин чагылдырат:

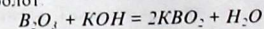


**Бордун кычкылы жана гидрокычкылы.** Кычкылдарынын ичинен кеңири белгилүүсү  $B_2O_3$ . Ал бор кислотасынын  $H_3BO_3$  ангидриди болуп саналат.  $B_2O_3$  - эрүү температурасы  $450^\circ C$  жана кайноо температурасы  $2100^\circ C$  болгон түссүз кристаллдык зат. Балкып эриген оксидди муздатканда айнек сымал абалга келет.

Суу жана щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын суудагы эритмелери менен өз ара аракеттенишет:



Бордун кычкылы  $B_2O_3$  щелочтуу металлдардын кычкылдары жана гидро кычкылдары менен балкытып эриткенде диоксобораттар пайда болот:

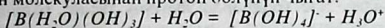




Алынуучу айнек сымал диоксидбораттардын түсү боюнча («перла бура») геологдор минералдардын составындагы тигил же бул металлдардын кычкылдарына сапаттык анализ жүргүзүшөт. Мисалы, жездин дикычкыл бораты  $Cu(BO_2)_2$  көк түстөгү айнекти элестетет.

Бор кислотасы  $H_3BO_3$  - катмарлуу структурадагы түссүз кристаллдык зат. Катмардагы кислотанын молекулалары өз ара суутектик байланыштар аркылуу, ал эми катмарлар ортосунда болсо начар молекулалар аралык күчтөр менен байланышып турат.

$H_3BO_3$  сууда начар эрийт. Суюлтулган суу эритмесинде бир негиздүү кислота түрүндө болот ( $K=5,8 \cdot 10^{-10}$ ). Протолиз процесси учурунда  $H_3BO_3$  молекуласына суунун молекуласы кошулат. Андан кийин кошулган суунун молекуласынан протон бөлүнүп чыгат:

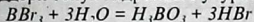


$H_3BO_3$  деги суутектин атомдору металлдардын атомдору менен баскычтуу орун алмашууга дуушар болбойт.

**Металлдардын бораттары.** Бор кислотасынын туздары силикаттар сыяктуу эле татаал чынжырлуу жана жалпак циклдик түзүлүшкө ээ болушат.

( $KBO_3$ ) дин тримери атомдору  $\sigma$ - жана ошондой эле  $\pi$ -байланыштары менен байланышкан жалпак циклдик конфигурацияга ээ болот. Бирок мындай кош байланыштуулукта кычкылтектин атомундагы терс заряддагы электрон бордун атомуна толугу менен өтпөйт. Байланыш электрондору аниондун тримеринин ичинде бардык атомдорго тегиз тиешелүү. Дикычкыл бораттардын кристаллдары чексиз сызыктуу чынжырлардан да турушу мүмкүн.

**Бордун галогениддери.** Газ абалындагы  $BF_3$  жана  $BCl_3$ , суюк  $BBr_3$  жана кристаллдык  $BI_3$  абалындагы галогениддери белгилүү. Бул бирикмелердин молекулалары жалпак түзүлүшкө ээ болушат.  $B_2Cl_6$ ,  $B_2I_4$ ,  $B_4I_4$  жана  $B_nI_n$  галогениддери алынган, мында  $I \equiv F, Cl, Br, J$ . Бордун галогениддери толук гидролизге учурайт, мисалы:

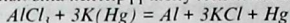


### Алюминий

Алюминий бирден бир моноизотоптуу элементтердин катарына кирет. Кычкылдануу даражасы +3. Кээде +1, +2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт (800°C жогорку газдык фазада). Алюминий - чоюлгуч келген, оңой сомдолуучу, жумшак болгон күмүш сымал ак металл. Эрүү температурасы 660°C жана кайноо температурасы 2520°C. Электр тогун жана жылуулукту жакшы өткөрөт. Коррозияга туруктуу. Электр өткөрүмдүүлүгү боюнча күмүш менен жезден кийинки үчүнчү орунда турат. Таза алюминийдин (99,996%) салыштырма салмагы 27 тыгыздыгы 2698,9 кг/м<sup>3</sup>(20°C). Жер кыртышында массалык үлүшү боюнча 8,8% ти түзүп, металлдардын ичинен таралышы боюнча 1 - орунда.

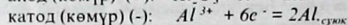
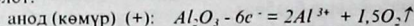
Алюминий Si, Cu, Zn, Mn жана башка элементтер менен ар түрдүү касиеттеги өтө бышык куймаларды пайда кылат.

**Алюминийдин алынышы.** Металлдык алюминий 1825-жылы Эрстед тарабынан суусуз алюминий хлоридин калийдин амальгамасы менен калыбына келтирүү жолу менен алган:



Алюминиди 1827-жылы немец химиги Ф. Велер  $AlCl_3$ нин калий менен калыбына келтирүүдөн алган. Ушул эле окумуштуу тарабынан биринчи жолу 1845-жылы металлдык алюминийдин балкыган таза эритиндиси алынган.

Алюминийдин өнөр жайлык алынуу жолу - составында  $Al_2O_3$  бар балкып эриген натрийдин гексафторалюминатын  $Na_3[AlF_6]$  электролиздөө болуп саналат. Натрийдин гексафтороалюминатын электролиттин балкып эрүү температурасын  $950-990^\circ C$  төмөндөтөт жана анын электр өткөрүмдүүгүн камсыз кылат. Электроддордо жүрүүчү татаал реакцияларды шарттуу түрдө төмөндөгүдөй теңдемелер менен туюнтууга болот:

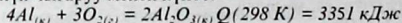


Алюминий өндүрүү электр энергиясын көп талап кылуучу процесс. Андан сырткары алюминий өнөр жайда криолитти ( $Na_2AlF_4$ ) эритилген бокситти электролиздөөдөн алынат. Электролиттин составы төмөнкүдөй: 75-90% (массасы боюнча)  $Na_3[AlF_6]$ , 5-12%  $AlF_3$ , 2-10%  $CaF_2$ , 1-10%  $Al_2O_3$ ; молярдык катышы  $NaF : AlF_3 = 2,20-2,85$ .

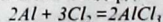
#### **Химиялык касиеттери**

**Металл эмесер менен болгон реакциялары.** Алюминий химиялык жактан активдүү болгон металл бирок, анын бети тыгыз, жука катмар - оксиддик кабыкча менен капталгандыктан абада туруктуу. Себеби, абада тез кычкылданып  $Al_2O_3$ ке айланат. Ал металлды андан ары коррозиялануудан сактайт.

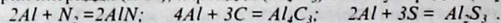
Порошок түрүндөгү алюминий абада көп сандаган жылуулукту бөлүп чыгаруу менен күйөт:



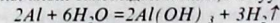
Алюминий тиешелүү галогениддерди ( $AlCl_3$ ,  $AlI_3$  ж. б.) пайда кылуу менен галогендердин чөйрөсүндө күйөт.



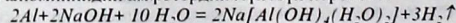
Жогорку температурада азот, көмүртек жана күкүрт менен реакцияга кирип нитриди ( $AlN$ ), карбидди ( $Al_4C_3$ ) жана сульфидди ( $Al_2S_3$ ) берет:



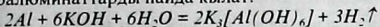
**Суу менен болгон реакциясы.** Алюминийден оксиддик кабыкчаны алып салгандан кийин, ал суу менен аракеттенет:



**Жегичтер менен болгон реакциясы.** Жегичтерде оңой эрип суутекти бөлүп чыгарат да алюминатты пайда кылат. Мына ушул касиети алюминийдин амфотердик мүнөзүн көрсөтөт.

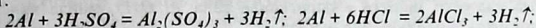


Алюминий  $KOH$  тын суу эритмелери менен аракеттенишип гидроксиалюминаттарды пайда кылат:

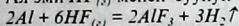


Алюминийдин оксиди жана гидроксиддери да бул касиетти толуктайт.

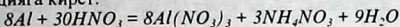
**Кислоталар менен болгон реакциясы.** Кадимки шартта концентрацияланган күкүрт жана азот кислоталарында алюминийдин бети химиялык жактан инерттүү болуп; пассивдешип калат. Бул болсо азот кислотасын алюминий цистерналарында ташууга жана сактоого мүмкүнчүлүк түзөт. Эгерде алюминийдин бетиндеги оксиддик кабыкчаны алып салса, анда алюминий жогорку химиялык активдүүлүктү көрсөтөт:



Ал эми  $HF_{(l)}$  менен суунун катышуусуз эле реакцияга кирет:



Алюминий суюлтулган (2 - 3 М) азот кислотасы менен ысытканда реакцияга кирет:



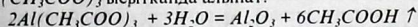
Бул шарттарда азот  $N^{+5}$  тен  $NH_4^+$  га чейин гана калыбына келбестен,  $NO$ ,  $NO_2$  жана  $N_2O$  чейин да калыбына келет. Акыркы үч газ дайыма аралашмалар түрүндө эритмеден бөлүнүп чыгып турат.

75% алюминий порошогуна жана 25%  $Fe_3O_4$  тен турган аралашма **термит** деп аталат да, ал ширетүү иштеринде пайдаланылат. Мындай аралашма күйгөндө температура  $2400^\circ C$  чейин жетет.

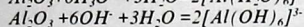
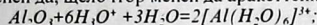
**Сүрүп чыгаруу менен жүргөн реакциясы.** Алюминий көптөгөн металлдарды алардын оксиддеринен калыбына келтирет (алюминотермия), мисалы:



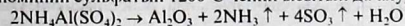
**Алюминийдин кычкылдары жана гидроксиддары.** Алюминий кычкылтек менен алюминий кычкылы  $Al_2O_3$  жана эки түрдүү гидроксиддары:  $AlO(OH)$  жана  $Al(OH)_3$  пайда кылат. Аморфтук  $Al_2O_3$  металлдык алюминий кычкылтектин атмосферасында күйгөндө,  $Al(OH)_3$ ,  $AlO(OH)$  же нымдалган алюминийдин ацетатын  $Al(CH_3COO)_3$  ысытканда алынат:



Аморфтук  $Al_2O_3$  амфотердик мүнөзгө ээ болгондуктан, кислоталар менен да, щелочтор менен да аракеттенишет:



$Al(OH)_3$ ,  $AlO(OH)$  же аморфтук  $Al_2O_3$  тү 400-600<sup>o</sup>Сдан жогору температурада ысытканда  $Al_2O_3$  түн кристаллдык ү-модификациясы пайда болот. 1000<sup>o</sup>Сдан жогорку температурада ал  $\alpha$ -  $Al_2O_3$  га (корунд) өтөт.  $\alpha$ -  $Al_2O_3$  түн эрүү температурасы 2050<sup>o</sup>Сга барабар.  $\alpha$ -  $Al_2O_3$  тү аммоний-алюминий сульфатын 1200<sup>o</sup>С чейин ысытып да алууга болот.

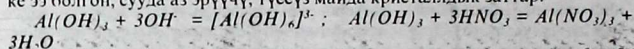




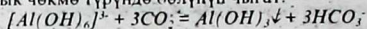
Алюминийдин кычкылдарынын беш полимердик модификациясы ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ,  $\delta$  жана  $\epsilon$ ) белгилүү.

Кристаллдык  $Al_2O_3$  кислоталар менен да, щелочтор менен да аракеттенишпейт. 200-400°C да  $HF_{(l)}$  жана  $BF_3_{(l)}$  менен гана аракеттенишип  $AlF_3$  тү пайда кылат.

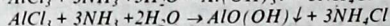
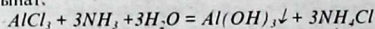
Алюминийдин гидрокычкылы  $Al(OH)_3$  жана метагидрокычкылы,  $AlO(OH)$  алюминийдин кычкылы  $Al_2O_3$  сыяктуу эле амфотердик касиетке ээ болгон, сууда аз эрүүчү, түссүз майда кристаллдык заттар:



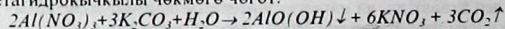
Гидрокычкылдарды алуунун шарттары өтө ар түрдүү. Гидроксоалюминатты кадимки шартта ажыратканда гана  $Al(OH)_3$  майда кристаллдык чөкмө түрүндө бөлүнүп чыгат:



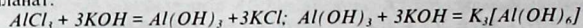
Алюминийдин туздарынын эритмелерине аммиактын суудагы эритмесин кошкондо  $Al_2O_3 \cdot xH_2O$  ак чөкмө түрүндө чөгөт. Эгерде ушул эле процессти ысытуу менен жүргүзсөк, анда кристаллдык метагидрокычкыл алынат:



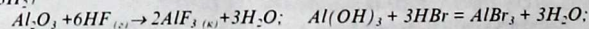
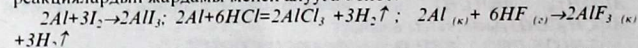
Алюминийдин туздарын  $K_2CO_3$  же  $Na_2CO_3$  менен кошуп ысытканда да метагидрокычкылы чөкмөгө чөгөт:



$KOH$  же  $NaOH$  менен аракеттенишкенде алгач  $Al_2O_3 \cdot xH_2O$  нин чөкмөсү алынат. Ал андан ары сууда эрүүчү гидрокычкылалюминатка айланат:



**Алюминийдин галогениддери.** Алюминийдин бардык галогениддери ( $AlF_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $AlBr_3$  жана  $AlI_3$ ) ысытканда сублимациялануучу касиетке ээ болгон түссүз кристаллдык заттар. Буу абалында алюминийдин галогениддери димерлер түрүндө болот. Галогениддерди төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алууга болот:



$AlF_3$  сууда эрибейт, гидролизге учурабайт, кислота жана щелочтор менен аракеттенишпейт.

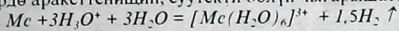
### Галлий, индий жана таллий

Галлий, индий жана таллий сейрек кездешүүчү элементтер. Булардын ичинен кеңири таралганы галлий болуп саналат.

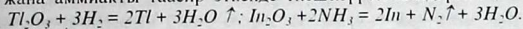
**Химиялык касиеттери.** *Ga*, *In* жана *Tl* металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутектин сол жагында (*Mg*, *Al*, *Mn*, *Ga*, *Cd*, *In*, *Tl*, *H*...) активдүү металлдардын арасында жайланышкан. Ошон-



дуктан IIIA-группанын бардык металлдары кислоталар менен активдүү түрдө аракеттенишип, суутекти бөлүп чыгарышат:



$Me_2O_3$  составындагы металлдардын кычкылдарында  $Al_2O_3$ төн  $Tl_2O_3$ кө өткөндө касиеттеринин айырмачылыгы кескин түрдө байкалат.  $Al_2O_3$  жана  $Ga_2O_3$  суутек жана аммиак менен металлдык абалга чейин кыйынчылык менен калыбына келет, ал эми  $In_2O_3$  жана  $Tl_2O_3$  суутекти жана аммиакты таасир эткенде тиешелүү металлдарга оңой айланат:



**Колдонулушу.** IIIA группанын элементтери жана алардын бирикмелери эл чарбасында кеңири колдонулат. Алюминий электр өткөргүчтөрүн жасоодо, ар түрдүү жеңил куймаларды алууда, металлдарды өндүрүүдө (алюминотермия), турмуш тиричилигинде керектелүүчү буюмдарды жасоодо кеңири колдонулат.

Бор отко чыдамдуу жана коррозияга туруктуу болгон болоттордун составына кирет. Боропластиктерди жана жарым өткөргүч материалдарды жасоодо колдонулат. Бордун жана алюминийдин оксиддери диэлектриктерди, конденсаторлорду жасоодо, атайын айнектерди керамика өндүрүүдө, глазуурларды жана отко чыдамдуу жабдууларды алууда колдонулат. Корунд жана  $\beta$ -BN абразивдик материалдар болсо,  $\beta$ -BN болотту жана чоюнду кесүүчү инструменттерди жасоодо да колдонулат. Натрийдин пербораты  $NaBO_2 \cdot H_2O \cdot 3H_2O$  текстиль өнөр жайында жүндү жана жибекти агартууда, косметикада чачты түссүздөндүрүүдө, медицинада дезинфекциялоочу каражат катарында колдонулат.

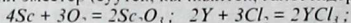
Алюминийдин кычкылы жана нитриди - металлургиялык жана электр мештеринде, тигелдерде отко чыдамдуу материалдардын негизин түзөт. Корунд жогорку температурага чыдамдуу материал болгондуктан тигелдерди жасоодо, өзгөчө сапаттагы керамиканы өндүрүүдө пайдаланылат. Составында хром аралашмасы бар корунддун монокристаллы рубин деп аталат. Теллур жана титандын аралашмасы корундга көк түс берет. Мындай материалды сапфир деп аташат. Рубиндин жана сапфирдин монокристаллды лазердик техникада, саат жасоодо, ювелирдик буюмдарды жасоодо колдонулат. Алюминий оксиди - адсорбент, катализатор, ал эми бордун оксиди жана бор кислотасы - антисептик жана фунгицид. Алюминийдин галогениддери - органикалык синтезде катализаторлор. Алюминийдин гидриди - ракетадагы күйүүчү отундун компоненти. Алюминий сульфаты кездемелерди боедо жана сууну тазалоодо колдонулат.

## 21) ШБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

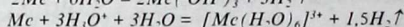
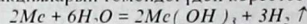
ШБ-группасынын элементтерине скандий Sc, иттрий Y, лантаноиддер [(4f- элементтер, жалпы белгилениши Ln) - лантан, церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, европий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттербий, лютеций] жана актиноиддер [(5f- элементтер, жалпы белгилениши An) - актиний, торий, протактиний,

уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделеевий, nobелий, лоуренций]. Аларга +3кө барабар болгон кычкылдануу даража мүнөздүү.

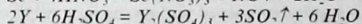
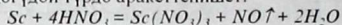
**Химиялык касиеттери.** IIIБ группанын элементтери өздөрүнүн химиялык активдүүлүктөрү боюнча алюминийден, цинктен жогору жана магнийге жакын келет. Скандий менен иттрий ысытканда көпчүлүк металл эместер (суутек, кычкылтек, галогендер, күкүрт) менен аракеттенет:



Лантандын химиялык активдүүлүгү жогору. Ал акырындык менен суутекти сүрүп чыгаруу менен сууну ажыратат, ал эми кислоталарда өзү оңой эрийт. Скандий менен иттрий лантанга салыштырмалуу бир аз активсизирээк. Бардык металлдардын суу жана кислоталар менен болгон реакцияларын төмөндөгүдөй көрсөтсө болот:



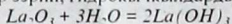
Азот жана концентрацияланган күкүрт кислотасы менен төмөндөгүдөй түрдө аракеттенишет:



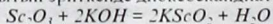
Металлдар кычкылтек менен активдүү түрдө аракеттенишип,  $Me_2O_3$  составындагы кычкылдарды пайда кылат. Азот менен стехиометриялык эмес нитриддерди  $MeN_x$ , галогендердин атмосферасында ысытканда галогениддерди  $Me\Gamma_3$  пайда кылат. Мында  $\Gamma = F, Cl, Br, J$ . Суутек менен  $MeH_2$  жана  $MeH_3$  составындагы туз сыяктуу гидриддердин эки түрүн пайда кылат.

Щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын суу эритмелери жана балкып эриген эритмелери менен аракеттенишпейт.

**Кычкылдары жана гидрокычкылдары.** IIIБ группасынын элементтеринин  $Me_2O_3$  составындагы кычкылдары - 2280 - 2450°Сда эрүүчү ак түстөгү кристаллдык заттар. Кычкылдардын жана гидрокычкылдардын негиздүүлүгү скандийден лантанга карай өсөт. Кычкылдары сууда начар ээрип, гидрокычкылдарды пайда кылат:



Скандийдин (III) кычкылы жана гидрокычкылы амфотердик касиетти көрсөтөт. Аларды щелочтуу металлдардын гидрокычкылдары менен балкытып эриткенде диоксоскандиаттар пайда болот:



### Лантаноиддер

VI жана VII мезгилдерде элементтердин электрондорунун орбиталдык кванттык саны  $l=3$ кө жооп берген энергетикалык жактан бирдей болгон жетиден  $f-AO$  бар. Ал энергетикалык деңгээлдерде ( $4f$ - жана  $5f$ -) 14төн  $[2(2l + 1)=14]$  электрон жайгашып, бул элементтер ***f*-элементтер** деп аталышат. *f*-элементтер эки топтон турат: лантаноиддер (2.6-таблица) [(*4f*-элементтер, жалпы белгилениши *Ln*) - лантан,

церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, европий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттербий, лютеций] жана актиноиддер (2.7-таблица) [(Sf-элементтер, жалпы белгилениши An) - активний, торий, протактиний, уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделеевий, нобелий, лоренций].

Лантаноиддер өздөрүнүн көпчүлүк касиеттери боюнча IIIБ группанын элементтерине окшоп кеткендиктен, аларды скандий, иттрий жана лютеций менен бирге сейрек кездешүүчү жер металлдары деген жалпы атка ээ болгон. Лантаноиддердин кээ бир касиеттери 2.6-таблица берилген.

2.6 таблица

Лантаноиддердин кээ бир касиеттери

| Элементтин аты | Символу   | Катар номери | Атомдук массасы | Балкыма температурасы | Кайноо температурасы | Атомдук радиусу, нм | 1-иондошуу энергиясы, эВ | Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup> | Электрондук формуласы                           | Кычкылдануу даражасы |
|----------------|-----------|--------------|-----------------|-----------------------|----------------------|---------------------|--------------------------|------------------------------|---|----------------------|
| Лантан         | <i>La</i> | 57           | 138,91          | 920                   | 3450                 | 0,187               | 5,61                     | 6,162                        | 4f <sup>5</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3                   |
| Церий          | <i>Ce</i> | 58           | 140,12          | 795                   | 3257                 | 0,1825              | 6,54                     | 6,789                        | 4f <sup>5</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3, +4               |
| Празеодим      | <i>Pr</i> | 59           | 140,91          | 935                   | 3212                 | 0,1828              | 5,76                     | 6,769                        | 4f <sup>6</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3, +4               |
| Неодим         | <i>Nd</i> | 60           | 144,24          | 1024                  | 3127                 | 0,1821              | 6,31                     | 7,007                        | 4f <sup>6</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3                   |
| Прометий       | <i>Pm</i> | 61           | 147             | 1027                  | 2730                 | 0,281               | 5,90                     | 7,22                         | 4f <sup>5</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3                   |
| Самарий        | <i>Sm</i> | 62           | 150,4           | 1072                  | 1752                 | 0,1802              | 5,60                     | 7,536                        | 4f <sup>6</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +2, +3               |
| Европий        | <i>Eu</i> | 63           | 151,96          | 826                   | 1597                 | 0,2042              | 5,67                     | 5,245                        | 4f <sup>7</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +2, +3               |
| Гадолиний      | <i>Gd</i> | 64           | 157,25          | 1312                  | 3233                 | 0,1802              | 6,16                     | 7,886                        | 4f <sup>7</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3                   |
| Тербий         | <i>Tb</i> | 65           | 158,93          | 1356                  | 3041                 | 0,1782              | 6,74                     | 8,253                        | 4f <sup>7</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3, +4               |
| Диспрозий      | <i>Dy</i> | 66           | 162,50          | 1406                  | 2335                 | 0,1773              | 6,82                     | 8,559                        | 4f <sup>9</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>  | +3, +4               |
| Гольмий        | <i>Go</i> | 67           | 164,99          | 1461                  | 2572                 | 0,1776              | 6,99                     | 8,779                        | 4f <sup>11</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> | +3                   |
| Эрбий          | <i>Er</i> | 68           | 167,26          | 1497                  | 2510                 | 0,1757              | 6,70                     | 9,062                        | 4f <sup>12</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> | +3                   |
| Тулий          | <i>Tm</i> | 69           | 168,93          | 1545                  | 1732                 | 0,1746              | 6,60                     | 9,318                        | 4f <sup>13</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> | +2, +3               |
| Иттербий       | <i>Yb</i> | 70           | 173,04          | 824                   | 1193                 | 0,1940              | 6,22                     | 6,953                        | 4f <sup>14</sup> d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> | +2, +3               |
| Лютеций        | <i>Lu</i> | 71           | 174,94          | 1652                  | 3315                 | 0,1734              | 6,15                     | 9,849                        | 4f <sup>14</sup> d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> | +3                   |

Лантаноиддер менен лантандын жер кыртышында массасы боюнча 10<sup>-20</sup>% түзөт. Жаратылышта лантаноиддер чогуу кездешет. Ар бир элементти өзүнчө бөлүп алууга кыйын, анткени алардын касиеттери абдан окшош.

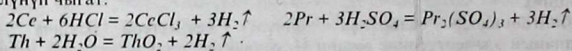
Бардык лантаноиддер эрүү температурасы 737-1750<sup>0</sup>C чегинде болгон, бада тез эле кычкылданышып, оксиддик кабыкча мегнен капталуучу ак - күмүш түстүү металлдар.

Лантаноиддердин атомдорунун, церийден лютецийге карай, тышкы эки катмарындагы электрондорунун санынын өзгөрүшү байкаларлык эмес болуп, ядролорунун оң заряды акырындык менен көбөйгөндүктөн электрондор ядрого күчтүүрөөк тартыла баштайт. Бул кубулуш **лантаноиддик кысылуу** деп аталат.

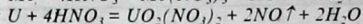
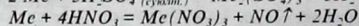
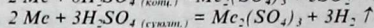
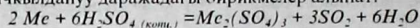
Церий тобундагы элементтердин эрүү температурасы иттрий тобунун элементтерине караганда жогорураак болот.



Лантаноиддер химиялык жактан касиеттери боюнча щелочтуу жер металлдарына окшош болушат да минералдык кислоталар, суу менен аракеттенишип суутекти сүрүп чыгарышат жана эрибеген гидроксиддерин пайда кылышат. Мисалы, металлдарынын порошоктору суу менен тез аракеттенишет, айрыкча кислота менен ысытканда суутек бөлүнүп чыгат:



Күчтүү кислоталар металлдар менен аракеттенишкенде туруктуу кычкылдануу даражадагы бирикмелер алынат:



Лантаноиддер жана актиноиддер күчтүү негиздер менен аракеттенишпейт. Металлдар абада тез карарып, оксиддик кабык менен капталат. Ысытканда  $Me_2O_3$  (мисалы  $CeO_2$ ,  $Pr_2O_3$ ,  $ThO_2$ ) курамындагы оксиддерди пайда кылуу менен күйөт. Галогендер менен болгон реакциялары активдүү жүрөт. Эритилген күкүрт, фосфор, көмүртек, азот жана суутек аракеттенишип стехиометриялык эмес бирикмелерди -  $LnH_{(2 \pm x)}$ ;  $LnS_x$ ;  $LnN_x$ ;  $LnC_x$ ;  $ThH_{(2 \pm x)}$  пайда кылат. Фториддеринен башка галогенидери, нитраттары, перхлораттары сууда жакшы эришет, фосфаттары, карбонаттары жана оксалаттары эрибейт. Оксалаттары менен карбонаттары 800-900°Сда оксиддерин пайда кылуу менен ажырайт.

**Кычкылдары жана гидроккылдары.** Ички *f*-денгээлчелердин толтурулушу менен *f*-элементтердин атомдук радиустун өлчөмү акырындык менен кичиреет. Мындан белгилүү законченмдүүлүктөр байкалат, ошондуктан *f*-элементтердин оксиддери жана гидроксиддери (II) кычкылдануу даражасы негиздик мүнөздө болуп,  $Sm(OH)_2 > Eu(OH)_2 > Yb(OH)_2$  катары боюнча негизинин күчү менен алардын сууда эригичтиги азаят. Кычкылдануу даражасынын жогорулашы менен кычкылдардын жана гидроккылдардын негиздик мүнөзү бир аз гана начарлайт.

Лантаноиддердин жана актиноиддердин хлориддеринин, нитраттарынын, сульфаттарынын ( $LnCl_3$ ,  $Ln(NO_3)_3$ ,  $AnCl_3$ ,  $An_2(SO_4)_3$ ) суудагы эритмелеринде координациялык сандары *n*, көпчүлүк учурларда 8 болгон  $[Ln(H_2O)_n]^{3+}$  жана  $[An(H_2O)_n]^{3+}$  аквакатиондору катышат. Аквакатиондору начар катиондук кислоталар болгондуктан, протолиз даражасы *L*дан *Yb*ге жана *A*сден *L*уге өсөт. Лантаноиддердин комплекстик бирикмелеринин координациялык сандары 6-12ге чейин өзгөрүшү мүмкүн.

#### **Актиноиддер**

Актиноид - актиний элементине окшош же анын аналогу дегенди түшүндүрөт. Жаратылышта торий, уран калган актиноиддерге караганда көп өлчөмдө таралган элементтер, протактиний, плутоний аз өлчөмдө



кездешет. Алар жаратылышта торит, уранинит, монацит, эвскенит жана урандуу чайыр кендеринде кездешет. Калган актиноиддер жаратылышта кездешпейт. Жер кыртышында  $Th - 6 \cdot 10^{-5} \%$  жана  $U - 2 \cdot 10^{-5} \%$  гана кездешет. Торий 1-жолу 1828-жылы Я.Берцелиус тарабынан торит –  $ThSO_4$  минералынан табылган, уран 1789-жылы Клаппорт тарабынан уран чайырынын кенинен табылган, ал эми протактиний 1918-жылы Ган жана Мейтнер тарабынан ачылган. Актиниддер радиоактивдүү элементтерди ажыратуудан же жасалма жол менен ядролук реакциялардын негизинде синтездеп алынган. Урандан кийинки көпчүлүк элементтер уран кендеринде аз санда болсо да кездешет.

Актиниддер - ак - күмүш түстүү металлдар, эрүү температурасы  $737-1750^\circ C$  чегинде болуп, абада тез эле кычкылданышып, оксиддик кабыкчаны, ал эми азоттун бирикмелери менен нитриддүү пленкалар пайда кылышат. Актиниддердин ичинен уран, нептуний, плутонийдин тыгыздыктары  $19,0-29,4 \text{ г/см}^3$  жетет.

Бардык актиноиддер радиоактивдүү болуп эсептелишет. Алардын жарым ажыроо мезгилдери торийден лоуренцийге чейин  $10^{10}$  жылдан бир канча минутага чейин азаят. Актиниддердин синтезинин татаалдыгына жана туруктуу эместигине байланыштуу эйнштейнден баштап ар кандай багытта физика-химиялык касиеттерин изилдөөгө мүмкүн эмес. Аз өлчөмдөгү туруксуз изотопторунун эсебинен неодим, самарий жана гадолиний начар радиоактивдүүлүккө ээ болушат. Жаратылышта табылбаган прометийдин эң узак жашаган изотобунун  $^{145}Pm$  жарым ажыроо мезгили болжол менен 30 жыл.

2.7-таблица актиноиддердин кээ бир касиеттери берилген. Горизонталь боюнча мезгилдүүлүктүн өзгөрүшү лантаноиддерде ачык байкалса, ал эми актиноиддерде байкалбайт. 4f- жана 5f-элементтериндеги вертикаль боюнча мезгилдүүлүктүн ачык байкалбагандыгын төмөндөгүчө түшүндүрүүгө болот: 5f-орбиталы энергиясы боюнча актиноид элементтеринде 7s-, 6d-орбиталдары бирдей. Ошондуктан бирдей кычкылдануу абалындагы 5f-электрондорунун конфигурациясында электрондору бирдей бирикмеден бирикмеге өткөндө эритмедеги иондордун таасиринен өзгөрүүгө дуушар болушат. Алардын 5f жана 6d деңгээлчелеринен орун алышкан электрондук энергетикалык абалынын (күчүнүн) айырмасы өтө аз болгондуктан 5f-деңгээлчесиндеги электрондор 6d-деңгээлчесине өтүшүнө байланыштуу актиноиддердин кычкылдануу даражалары бирикмелеринде жогорулап жана төмөндөйт. Мисалы: *Th, Pa, U* элементтеринин кычкылдануу даражалары бирикмелеринде +4төн +6га чейин жогорулайт. *Np, Am, Cm* элементтеринин кычкылдануу даражалары +7ден +3кө чейин төмөндөйт, ал эми калган элементтердин мүнөздүү кычкылдануу даражасы бардык бирикмелеринде +3кө барабар. Актиниддердин атомдорунун радиусу чоң болгондуктан айрым учурларда кычкылдануу даражалары +7ге чейин жетет. Кычкылдануу даражасы +7 болгон айрым бирикмелери ураноиддерден табылган.

Актиноиддер лантаноиддерге салыштырмалуу химиялык жактан активдүүрөөк болуп саналат. Алар комплекстик бирикмелеринде жогорку кычкылдануу даражасына ээ болушат. Актиноиддердин химиялык касиеттери толук изилдене элек.

Көпчүлүк актиноиддердин кычкылдануу даражалары (II)ден VIIге чейин өзгөрөт:  $ThO_2$ ,  $UO_2$ ,  $Th(OH)_4$ ,  $Th(NO_3)_4 \cdot 12O_2$ .

Кычкылдануу даражасы (V) айрым ураноиддер үчүн мүнөздүү, бирок нептунийден америцийге өткөндө бул туруктуулугу азаят. Мисалы,  $Pa_2O_5$ ,  $PaCl_5$ ,  $UO_2Cl$ ,  $UCl_5$ ,  $NpO_2(OH)$ .

2.7-таблица

Актиноиддердин кээ бир касиеттери

| Элементтин аты | Символу   | Катар номери | Атомдук массасы | Балкып эрүү температурасы | Кайноо температурасы | Электрондук түзүлүшү | Кычкылдануу даражасы   |
|----------------|-----------|--------------|-----------------|---------------------------|----------------------|----------------------|------------------------|
| Актиний        | <i>Ac</i> | 89           | [227]           | 1040                      | 3300                 | $6d^17s^2$           | +3                     |
| Торий          | <i>Th</i> | 90           | 232,04          | 1750                      | 4200                 | $6d^27s^2$           | +2, +3, +4             |
| Протактиний    | <i>Pa</i> | 91           | 231,04          | 1750                      | 4200                 | $5f^26d^17s^2$       | +2, +3, +4, +5         |
| Уран           | <i>U</i>  | 92           | 238,03          | 1572                      | 4487                 | $5f^36d^17s^2$       | (+2)+3, +4, +5, +6     |
| Нептуний       | <i>Np</i> | 93           | 237,05          | 1134                      | 4200                 | $5f^46d^17s^2$       | +3, +4, +5, +6, +7     |
| Плутоний       | <i>Pu</i> | 94           | 240,06          | 640                       | 4082                 | $5f^66d^17s^2$       | +2, +3, +4, +5, +6, +7 |
| Америций       | <i>Am</i> | 95           | 243,06          | 640                       | 3352                 | $5f^76d^07s^2$       | +2, +3, +4, +5, +6, +7 |
| Кюрий          | <i>Cm</i> | 96           | 247,07          | 1340                      | 2607                 | $5f^76d^17s^2$       | +2, +3, +4, +6         |
| Берклий        | <i>Bk</i> | 97           | 247,07          | 986                       | -                    | $5f^96d^17s^2$       | +3, +4                 |
| Калифорний     | <i>Cf</i> | 98           | 251,08          | -                         | -                    | $5f^{10}6d^17s^2$    | +2, +3, +4, +5, +6     |
| Эйнштейний     | <i>Es</i> | 99           | 252,08          | 860                       | -                    | $5f^{11}6d^07s^2$    | +3                     |
| Фермий         | <i>Fm</i> | 100          | 257,09          | -                         | -                    | $5f^{12}6d^07s^2$    | +2, +3,                |
| Менделеевий    | <i>Md</i> | 101          | 258,09          | -                         | -                    | $5f^{13}6d^07s^2$    | +1, +2, +3             |
| Нобелий        | <i>No</i> | 102          | 259,10          | -                         | -                    | $5f^{14}6d^07s^2$    | +2, +3,                |
| Лоуренсий      | <i>Lr</i> | 103          | 260,10          | -                         | -                    | $6d^17s^2$           | +3                     |

Кычкылдануу даражасы (VI) болгон ураноиддерге да тиешелүү:  $UO_3$ ,  $NpF_6$ ,  $PuF_6$ ,  $UO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ,  $NpO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ .

Кычкылдануу даражасы (VII) да айрым ураноиддердин бирикмелеринен табылган. Бул бирикмелер өтө күчтүү кычкылдандыргыч касиеттерин көрсөтүшөт.

Актиноиддер төмөнкүдөй (IV) оксиддерди пайда кылат:  $TnO_2$ ,  $UO_2$ ,  $NpO_2$ ,  $PuO_2$ . Жалпы формуласы  $Me(OH)_n$  болгон гидрокычкылдар лантаноиддер менен актиноиддер үчүн белгисиз.

**Колдонулушу.** Өндүрүп алуунун кыйындыгына байланыштуу скандий, иттрий жана лютецийдин пайдалануу тармактары чектелүү болууда. Металлдык иттрий ядролук реакторлорду курууда колдонулат. Легирилген болотторго жана башка куймаларга бир аз санда иттрийди кошуу менен жогорку температурада иштөөчү тетиктердин эксплуатациялык сапаттарын жакшыртышат. Скандийдин жана иттрийдин оксидеринен электрондук техникага керектүү болгон люминофорлорду, фер-

ромагниттик жана лазердик материалдарды жасашат. Иттрийдин оксиди отко чыдамдуу тунук керамикалык буюмдардын составынын негизги компонентин түзөт.

Лантаноиддер жана актиноиддер техникада, өнөр жайда кеңири колдонулат. Мисалы, лантаноиддер болотторго, чоюндарга ж.б. куймаларга бир аз кошулса, алардын механикалык бекемдигин, коррозияга туруктуулугун, ысыкка чыдамдуулугун жогорулатат. Лантаноиддердин бирикмелери айнектердин атайын түрлөрүн алууда, кездеме өнөр-жайларында лак жана боекторду берүүчү составдарды жасоодо, девектоскопия куралында, радиоэлектроникада, ошондой эле лазер нурун алууда жана рентгенодиагностикада да колдонулат.

Металлдык церий хирургиялык аспаптарды жасоодо болотко кошунду катары колдонулат. Церийдин темир менен болгон эритиндиси пиррофордуу болгондуктан кремний тутандыргычтарында пайдаланылат. Катуу жана жеңил лантаноиддердин магний менен болгон куймасы самолет жана ракета курууда колдонулат. Лантаноиддер менен торийдин оксидери жана урандын карбиди эң жакшы катализатор же каталиттик процесстерге активатор болуп эсептелет. Церийдин, празеодимдин, неодимдин оксиддери жана туздары, натрийдин диуранаты  $Na_2U_2O_7$  айнектерге жана эмальдарга түс берүү үчүн колдонулат.

Уран жана плутоний негизинен ядролук энергетикада пайдаланат. Негизги күйүүчү ядролук булак катарында уран  ${}_{92}^{233}U$  жана  ${}_{94}^{239}U$  колдонулат.

Актиноиддер жана алардын айрымдарынын изотоптору ядролук реакциялары эбегейсиз чоң өлчөмдөгү энергияны бөлүп чыгаргандыктан, ядролук жарылуучу зат катары атом куралында жана арзан электр энергиясын алууда ядролук отун катарында колдонулат.

## 22) IV ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

IV группанын элементтерине көмүртек, кремний жана германийдин подгруппасы таандык. IVA группанын элементтеринин кээ бир физикалык-химиялык касиеттери 2.8-таблицада келтирилген.

Бул элементтердин негизги абалындагы электрондук конфигурациясы:  $ns^2np^2$ , мында  $p=A$  Ода жупташбаган эки валенттик электрондор бар. Дүүлүккөндө  $2s$  орбиталдагы жуп электрондун бири  $2p$  орбиталга өтүп, энергетикалык жактан бирдей төрт электрон пайда болот:



Бул элементтердин айрым бирикмелеринде атомдор өз ара чынжырлуу тизмектешеп, мисалы, көмүртектин өз ара жана башка атомдор менен болгон байланышында эселенген  $\pi_{p-p}$  коваленттик байланыштар пайда болот. Көмүртек менен болгон атомдордун тизмектешкен коваленттик байланышынын бекемдиги  $C > Si > Ge \sim Sn > Pb$  катары боюнча төмө-



ндөйт. Коргошундун бирикмелери үчүн -Pb-Pb- байланыш белгисиз. Эгерде -C-C- байланыш энергиясы 347 кДж/моль болсо, ал эми -Si-Si- байланыш энергиясы 226 кДж/мольго барабар болуп, силандарда жана башка гидриддеринде кездешет.

2.8 - таблица

IVA группанын элементтеринин кээ бир касиеттери

|                                       | C            | Si          | Ge                | Sn                | Pb                  |
|---------------------------------------|--------------|-------------|-------------------|-------------------|---------------------|
| Жер кыртышында массалык үлүшү % менен | 0.1          | 27.6        | $7 \cdot 10^{-4}$ | $4 \cdot 10^{-3}$ | $1.6 \cdot 10^{-3}$ |
| Атомдун электрондук формуласы         | $2s^2 2p^2$  | $3s^2 3p^2$ | $4s^2 4p^2$       | $5s^2 5p^2$       | $6s^2 6p^2$         |
| Атомдук радиусу, нм                   | 0,077        | 0,118       | 0,139             | 0,158             | 0,175               |
| $E^+$ ионунун радиусу, нм             | 0,26         | 0,271       | 0,272             | 0,294             | 0,313               |
| $E^{4+}$ ионунун радиусу, нм          | 0,015        | 0,041       | 0,053             | 0,071             | 0,084               |
| Атомдун I-иондошуу потенциалы, эВ     | 11,26        | 8,151       | 7,899             | 7,344             | 7,417               |
| Салыштырма терс электрдүүлүгү (СТЭ)   | 2,6          | 1,9         | 2                 | 1,8               | 1,7                 |
| Эрүү температурасы, °C                | 3747         | 1414        | 937,4             | 231,9             | 327,4               |
| Кайноо температурасы, °C              | 3927         | 3249        | 2847              | 2337              | 1751                |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup>          | 3,51(алмаз)  | 2,33        | 5,32              | 5,38              | 11,34               |
| Катудугу кг/мм <sup>2</sup>           | 10000(алмаз) | 980         | 385               | 30,2              | 3,9                 |

Химиялык реакция учурунда энергия канчалык көп санда бөлүнсө, байланыш ошончолук оңой түзүлөт да жетишерлик денгээлде туруктуу бирикме пайда болот. Көмүртектин -C-C-C-C- чынжырындагы эки атомунун ортосундагы байланыштын энергиясы кремнийдин -Si-Si-Si-Si- чынжырындагы атомдорунун байланышынын энергиясына караганда эки эсе күчтүүлүк кылат. Ошондуктан көмүртексуутектерде көмүртектин чынжыры чексиз узундукта, ал эми кремнийсуутектерде эң узун чынжыр кремнийдин 8 атомун гана (октисилан Si<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) бириктире алат. Көмүртек кош (-C=C-) жана үчтүк (-C≡C-) байланыштарды оңой эле пайда кылаары жөнүндө айтылат. Кремний болсо мындай байланыштарды пайда кылууга жөндөмдүү эмес.

### Көмүртек

Көмүртек эң кеңири таралган элементтерге кирет. Жер шаарында таралышы боюнча элементтердин арасында 11- орунда турат. Көмүртектин жер кыртышындагы негизги запасы көмүр түрүндө (таш көмүр, күрөң көмүр, антрацит жана графит) кездешсе, бирикмелери карбонаттар түрүндө - кальцит CaCO<sub>3</sub>, доломит MgCO<sub>3</sub>·CaCO<sub>3</sub>, магнезит MgCO<sub>3</sub> болот. Кальциттин - бор, мрамор жана акиташ түрлөрү белгилүү.

Көмүртек мезгилдик системада өзгөчө элемент болуп саналат. Жаратылышта эбегейсиз чоң мааниге ээ болгон көмүртек, касиеттери, түзүлүшү, курамы боюнча ар кандай бирикмелерди пайда кылышы, анын атомунун өлчөмүнүн жана электрондук түзүлүшүнүн негизинде экендиги талашсыз. Азот, кычкылтек, суутек ж.б. элементтер сыяктуу эле, эгер көмүртек болбосо жер шаарында жашоо болмок эмес. Көмүртек органи-

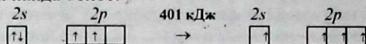


калык заттардын негизи болуу менен бирге жаныбарлар жана өсүмдүктөр дүйнөсүнүн негизги элементи болсо, ал эми кремний жансыз дүйнөнүн жана органикалык эмес заттардын негизги элементи болуп саналат. Жаратылышта көмүртектин  $^{12}\text{C}$  (99%) жана  $^{13}\text{C}$  (1%) изотоптору бар. Радиоактивдүү изотопторунун ичинен  $^{14}\text{C}$  изотобунун мааниси чоң. Анын жарым ажыроо мезгили 5720 жылга барабар.  $^{14}\text{C}$  изотобунун жардамы менен археологиялык чалгындоолордо, органикалык заттардын пайда болуу убактысы аныкталат. Б.а. фотосинтез процесси мындан канча кылым мурда жүргөндүгү эсептелинет.  $^{14}\text{C}$  изотобу, атмосферада космос нурларынын таасири астында пайда болгон нейтрондор менен азоттун өз ара аракеттенүүсүнүн натыйжасында ар дайыма пайда болот турат. Пайда болгон радиоактивдүү изотоп атмосферадагы  $\text{CO}_2$  кычкылынын курамына кирген көмүртектин жаратылыш изотоптору менен аралашып, фотосинтез кубулушуна катышат. Бул изотоптордун массалык катышы, органикалык заттардын курамында сакталат. Радиоактивдүүлүктүн негизинде органикалык заттардын курамындагы  $^{14}\text{C}$  изотобу бара – бара азайат. Азайган  $^{14}\text{C}$  изотобу жаратылыштан толукталбайт, себеби мындай алмашуунун ылдамдыгы абдан аз.

Көмүртек көмүр, ыш, алмаз жана графит түрүндө биздин заманга чейин эле белгилүү болгон. “Көмүртек” деген ат биринчи жолу де Морво, Лавуазье, Бертолле жана Фуркруанын “Химиялык номенклатуралардын методдору” аттуу китебинде пайда болгон.

Көмүртек бир нече аллотропиялык модификацияга ээ болушат, алардын бири атомдук кристаллдык торчолуу алмаз. Алмаз - көмүртектин метастабилдүү модификациясы. Анын кристаллдарында көмүртектин ар бир атому тетраэдрдин чокусунда жайланышкан ошондой эле атомдор менен курчалган. Алмазды жасалма жол менен алуу эки метод менен негизделген: металл-графит системасында графитти алмазга айландыруу жана газ фазадан алмазды алуу. Биринчи методдо 4 ГПа басымда жана 1200°C температурада графитти суюк металл-катализатордо (Ni, Mn, Fe, Rh ж.б.) эритип, андан кийин алынган заттар катуу жана суюк фазалардын чегинде уюткуларда алмаз кристаллдаштырылат. Алмаздын кристаллдашуусу графиттин балкыган коллоиддик бөлүкчөлөрүнө багынычтуу. Ушундай ыкма менен 1 мм, массасы 0,1 г болгон сызыктуу өлчөмдөгү алмаз алынган. Алмаздын өлчөмүн чоңойтуу үчүн азыраак болгон алмаздын бетинде углеводороддорду ажыратылат:  $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2 \uparrow$ . Бөлүнүп чыккан көмүртек алмаздын кристаллдык торчосуна кошулуп, анын өлчөмүн чоңойтот. Алмаздын бетинде графиттин пайда болушу бир канча кыйын, ошондуктан көмүртектин атомдору алмаздын кристаллдык торчолорундагы жайланышкан атомдорго окшош болбогон түрдө жайланышат. Графиттин кристаллдык торчосу гексоганалдык, ал эми карбин болсо сызыктуу түзүлүшкө ээ:  $-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}\dots$ . Карбин ак түстөгү кристаллдарды пайда кылат. Көмүртектин андан сырткары дагы аз изилденген эки модификациясы бар: металлдык көмүртек (көмүртек (III)) жана  $\text{C}_8$ . Графит 12 МПа басым астында 3750°C да илешкек полимердүү суюктукту пайда кылуу менен эрийт.

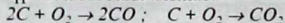
**Көмүртектин химиялык касиеттери.** Көмүртектин негизги абалындагы электрондук конфигурациясы:  $2s^2 2p^2$ , мында  $p=AO$  да жупташбаган эки валенттик электрондор бар. Дүүлүккөндө  $2s$  орбиталдагы жуп электрондун бири  $2p$  орбиталга өтүп, энергетикалык жактан бирдей төрт электрон пайда болот:



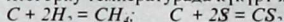
Көмүртектин негизги абалында коваленттик жана донордук - акцептордук байланыштарды пайда кылууга жөндөмдүү. Жупташпаган  $2p$  электрону менен алмашуу механизми боюнча эки коваленттик жана бир бош  $2p$ -орбиталы боюнча бир донордук - акцептордук. Ушундай жол менен  $CO$  кычкылында байланыш пайда болот, мында пайдаланбаган  $2s$  - орбиталында жуп электрону калат. Бул жуп электрон металлдардын карбонилдерин пайда кылуусунда катышат.

Химиялык активдүүлүгү көмүртектен (графит) германийге карай өсөт, алардын ичинен азыраак химиялык активдүүлүккө ээ болгону алмаз.

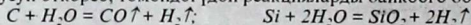
**Металл эместер менен болгон реакциялары.** Көмүрдү күйгүзгөндө кычкылтек жетишсиз болсо ис газы, ал эми жетиштүү болсо көмүр кычкыл газы алынат:



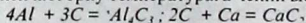
Жогорку температурада күкүрт жана сүутек менен реакцияга кирет:



Жогорку температурага чейин ысытылган  $C$ ,  $Si$  же  $Ge$  аркылуу суу буусун өткөрсө, төмөндөгүдөй реакцияларды байкоого болот:

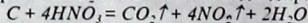


**Металлдар менен болгон реакциялары.** Көмүртектин бирикмелеринде  $C^{4+}$  иону учурабайт, бирок  $C^{4-}$  - иону активдүү металлдардын карбиддеринде ( $Al_4C_3$ ) кездешет, ал эми көмүртектин эки атому болгон ацетиленид иондору кальцийдин, күмүштүн жана башка карбиддик ( $CaC_2$ ,  $Ag_2C_2$ ) бирикмелеринде болот. Карбиддер металлдарды көмүртек менен жогорку температурага чейин ысытканда алынат:



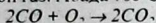
**Кислоталар менен болгон реакциялары.** Көмүртеске катимки шарттарда азот, күкүрт, галогенсуутектүү кислоталар таасир этпейт. Көмүртекти  $HNO_3 + KClO_3$ ,  $HNO_3 + K_2Cr_2O_7$  аралашмалары менен ысытканда бензолгексакарбондук кислота  $C_6(COOH)_6$  пайда болот.

Аморфтук көмүртек (мисалы, жыгач же активдештирилген көмүр) химиялык жактан активдүүрөөк. Концентрацияланган азот кислотасы көмүртекти  $CO_2$  ге чейин кычкылдандырат:

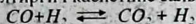


Көмүртектин фториддери - молекулаларынын ортосундагы өз ара аракеттенишүүсү начар болгон инерттүү заттар болуп эсептелет. катуу  $(CF)_n$  графиттин түзүлүшүнө жакын, ал эми политетрафторэтилен - спиралдуу конфигурацияга ээ болгон,  $[-CF_2-CF_2-CF_2-]$  чынжырчасы бар (фторопласт, тефлон) жана мономердүү фторкөмүртекке окшогон химиялык жактан инерттүү зат.

**Көмүртектин кычкылдары.** Көмүртектин бир нече кычкылдары ( $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{C}_3\text{O}_2$ ) белгилүү. Көмүртектин монокычкылын  $\text{CO}$  сууда аз эриген жана кадимки шартта суу менен аракеттенбеген абадан жеңил болгон газ. Абада  $700^\circ\text{C}$  температурада  $\text{CO}_2$  чейин кычкылданат:



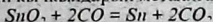
$\text{CO}$  калыбына келтиргич касиети кадимки шартта суутектен калыбына келтиргич касиетине салыштырганда жогору:



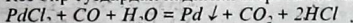
$\text{CO}$  кошулуу реакциясына да катышат:



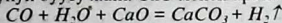
Андан сырткары бул монокычкыл галогендер менен катализаторлордун катышуусунда, ысытканда гана реакцияга кирип, төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат:  $\text{CCl}_2$ ,  $\text{COF}_2$  жана  $\text{COBr}_2$ . Көпчүлүк металлдардын кычкылдарын металлга чейин калыбына келтирет:



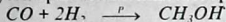
Кээ бир туздардан кадимки шартта эле металлдар калыбына келет:



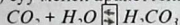
$400^\circ\text{C}$  жогорку температурада ысытканда көмүртектин монокычкылы суунун буусу жана  $\text{CaO}$  менен аракеттенет.



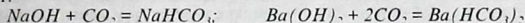
Өнөр жайда метанолду (метил спиртин) көмүртек кычкылы менен суутек аралашмасынан жогорку басымда алышат:



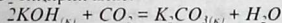
**Көмүртектин кычкылы  $\text{CO}_2$**  -абадан оор, түзсүз, жытсыз газ. Молекуласы сызыктуу жана уюлсуз,  $\text{C} = \text{O}$  байланыштын узундугу 116 нм.  $\text{CO}_2$  сууда эрийт. Бир моль сууда  $25^\circ\text{C}$ да жана 0,1 МПа 0,76л көмүртектин кош оксидин сиңирет. Эриген  $\text{CO}_2$  бир аз бөлүгү (1% азыраак) суу менен аракеттенип, көмүр кислотасын пайда кылат:



Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын суудагы эритмелери көмүр кычкыл газы менен аракеттенишип гидрокарбонатты пайда кылат:



Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын гидроксиддери абадагы  $\text{CO}_2$  сиңирип алат:



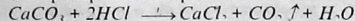
Көмүр кычкыл газы суутек менен  $400^\circ\text{C}$ , 30 МПа катализатордун катышуусунда метанолду пайда кылууга жөндөмдүү:



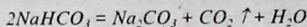
$\text{CO}_2$  өнөр жайда акиташты ажыратуу жолу менен алышат:



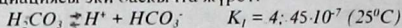
Лабораториялык шартта алынышы:



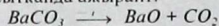




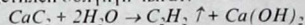
**Көмүртектин кычкылтектүү кислоталары жана туздары.** Көмүр кислотасы  $\text{H}_2\text{CO}_3$  эки негиздүү кислота болгондуктан, диссоциациясы эки баскычта жүрөт:



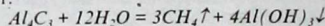
$\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  гидрокарбонаттары жана карбонаттары  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  сууда жакшы эришет.  $\text{CaCO}_3$  жана  $\text{MgCO}_3$  сууда начар эришет. Щелочтуу металлдардын карбонаттарынан башкасын ысытканда ажырайт.



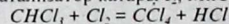
Металлдар менен болгон бинардык бирикмелери карбиддер  $\text{K}_2\text{C}_2$ ,  $\text{Ag}_2\text{C}_2$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{Cu}_2\text{C}_2$ ,  $\text{ZnC}_2$  ж.б. карбиддер суу менен аракеттенишкенде ацетилен бөлүнүп чыгат.



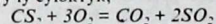
Ал эми кээ бир карбиддер суу менен аракеттенгенде метан бөлүнүп чыгат.



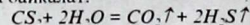
**Галогениддери.** Көмүртектин галогендер менен болгон бирикмелеринин ичинен практикада кеңири колдонулгандары болуп тетрахлор көмүртек -  $\text{CCl}_4$ . Тетрахлор көмүртек күйбөй турган түссүз суюктук, кайноо температурасы  $77^\circ\text{C}$ . Сууда начар эрийт, кадимки шартта кислоталар менен аракеттенишпейт. Аны синтездөө үчүн төмөндөгүдөй реакциялар (катализатор катары  $\text{I}_2$ ,  $\text{MnCl}_2$ ) колдонулат:



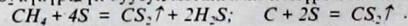
**Көмүртектин башка металл эместер менен болгон кошулмалары.** Көмүртектин дисульфиди  $\text{CS}_2$  - түссүз, жагымсыз жытты бар, кайноо температурасы  $46^\circ\text{C}$  болгон уулуу жана абада оңой жарылууучу суюктук,



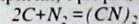
$\text{CS}_2$  сууда аз эрийт, бирок  $\text{CS}_2$  гидролизи  $160^\circ\text{C}$  жогорку температурада байкалат.



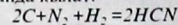
$\text{CS}_2$  күкүртүн буусун метанга же көмүртекке таасир этүү менен алынат:



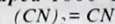
**Циан.** Азоттун атмосферасында жогорку температурада көмүр электроду аркылуу электр тогун өткөргөндө, көмүртек азот менен биригип, түссүз циан (дициан) деген уу газды пайда кылат:



Эгер атмосферада суутек болсо, ушул эле реакция суутектин цианын пайда кылат:



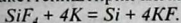
**Циандын молекулалары абдан туруктуу, ал радикалдарга  $1000^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт:**





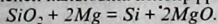
## Кремний

“Силиций”, грекчеден: “кремнос” – аска, зоо дегенди түшүндүрөт. Жаратылышта таркалышы боюнча кремний кычкылтектен кийинки 2-орунда турат. Кремний көпчүлүк тоо тектеринин составында бирикме (силикаттар, алюмосиликаттар) түрүндө кездешсе, ал эми жер кыртышында көп санда  $SiO_2$  (тоо хрусталы, опал, агат, яшма, халцедон ж.б.) түрүндө кездешет. Кремнийдин жаратылыш бирикмелери да (кварц, тоо хрусталы ж.б.) алгачкы мезгилден бери белгилүү, бирок кремнийди 1823-жылы гана Берцеллиус калий менен тетрафтор кремнийди аракеттеништирип алган:

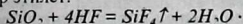


Жаратылышта үч изотоптун аралашмасынан турат:  $^{28}Si$  (92,27%),  $^{29}Si$  (4,68%) жана  $^{30}Si$  (3,05%). Кремнийдин майда күкүмдөрү боз, ири кристаллдары болсо күнүрт кара түскө ээ.

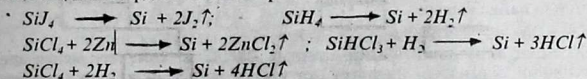
**Кремнийдин алынышы.** Ар кандай аралашмалар менен булганган майда кристаллдуу кремнийди алуу үчүн, анын кош оксиддин  $Mg$ ,  $Al$  же  $S$  менен калыбына келтирүү аркылуу алышат. Мисалы,



Бул реакция өтө тез жүргөндүктөн, ащыкча  $Mg$  менен кремнийден  $Mg_2Si$  пайда болбойт. Реакциялык аралашмадан кремнийди бөлүп алуу үчүн, биринчи хлордуу суутек кислотасы менен  $MgO$  жана  $MgCl_2$  түрүндөгү заттар ажыратылып, андан кийин  $SiO_2$  калдыктарына  $HF$  таасир этилет:



Таза кремний жарым өткөргүч катары колдонулат, аны төмөнкү реакциялардын жардамы менен көрсөтсө болот:



$SiJ_4$  ажыроосу тантал спиралында жүрөт.  $SiCl_4$  цинк менен калыбына келтиргенде кремний менен бирикмени пайда кылбайт жана анда эрибейт. Андан сырткары реакциялык шарттарда  $Zn$  жана  $ZnCl_2$  газ абалында болушкандыктан, алар реакторлордо оңой бөлүнүп, таза кремний калат.

95-98%түү кремнийдин техникалык сорту арзан сырьё болуп саналган кремнеземдон ( $SiO_2$ ) жогорку температурада кокс менен калыбына келтирүүдөн алынат:  $SiO_2 + 2C = Si + 2CO$ . Ал эми өзгөчө тазалыктагы кремнийди алуу үчүн техникалык кремний жеңил учма бирикмелерине –  $SiH_4$ ,  $SiJ_4$  өткөрүлөт да, бир нече жолку буулантуу жана муздатуудан соң тазаланган бирикме жогорку температурада суутек же чаң түрүндөгү цинк менен калыбына келтирилет. Мында алынган кремний кошумча түрдө зоналык балкытуу методу менен тазаланып 999 999 кремний атомуна 1 гана бөтөн атом туура келген катыштагы денгээлге чейинки тазалыкка жеткирилет. Андан кремнийдин монокристаллы өстүрүлүп алынат. Албетте бул ыкма менен тазалоо өтө татаал жана кымбатка туруучу

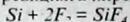
процесс (Таш-Көмүр шаарындагы жарым өткөргүчтөр заводунун иштөө режими ушул ыкманы колдонууга негизделген).

**Кремнийдин химиялык касиеттери.** Мезгилдик системада көмүртектен бир эле ячейка төмөн жайгашкандыктан ага касиеттери боюнча бир топ окшоштукту көрсөтөт. Кремнийдин кристаллындагы атомдору алмаздын атомдорунун түзүлүшүндөй формага ээ. Ар бир кремнийдин атому тетраэдрдин борборунда жайгашып өзүндөй башка төрт атом менен коваленттик байланышта бириккен. Атомунун сырткы электрондук катмарында 3s жана 3p болуп жалпысынан 4 электрон жайгашкан, башкача айтканда төмөндөгүдөй электрондук конфигурацияга ээ:  $3s^2 3p^2$ .

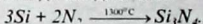
Кремний көмүртек сыяктуу көпчүлүк бирикмелеринде IV валенттүү да -  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Si}_3\text{N}_4$  ж.б., II валенттүү да -  $\text{SiO}$  боло алат.

Кремнийдин негизги кычкылдануу даражалары (+II) ге же (+IV) кө барабар болот.

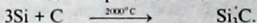
**Металлдар эместер менен болгон реакциялары.** Кээ бир химиялык касиеттери боюнча металлдык касиеттерди көрсөткөнү менен, металлдык эместик касиеттери басымдуулук кылат. Кремний химиялык жактан активдүүлүгү көмүртекке караганда чоң. Кремнийдин көмүртекке окшоштугу анын реакцияга кирүү жөндөмдүүлүгүнөн көрүнөт: бөлмө температурасында майдаланган кремний менен фтор гана реакцияга кире алат:



400-600<sup>0</sup>Сда мындай реакцияга хлор, бром менен кирип, кычкылтекте күйүүгө жөндөмдүү болот. Кремний жана азот өтө жогорку температурада ( $t > 1300^{\circ}\text{C}$  гана аракеттенишип, ак түстөгү  $\text{Si}_3\text{N}_4$  тетранитрид трикремнийди пайда кылат:

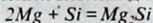


Кремний германийден айырмаланып 2000<sup>0</sup>С да көмүртек менен аракеттенишип, химиялык инерттүү, катуулугу алмаздан кийинки затты - кремнийдин карбин пайда кылат:



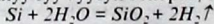
Жогорку температурада кремний кычкылтекте күйүп, анын кычкылы пайда болот  $\text{SiO}_2$ .

**Металлдар менен болгон реакциялары.** Кремнийди металлдар менен ысытканда силициддер пайда болот:

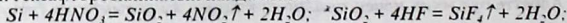


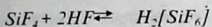
Суу, кислота жана щелочтор менен болгон реакциялары.

Жогорку температурага чейин ысытканда көмүртек сыяктуу эле Si аркылуу суу буусун өткөрсө, төмөндөгүдөй реакцияны байкоого болот:

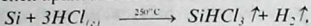


Кадимки шартта кремнийге кислоталар (көмүртек сыяктуу) таасир этпейт. Кремний  $\text{HNO}_3 + \text{HF}$  аралашмасы менен аракеттенишип, суутектин гексафторосиликатын пайда кылат:



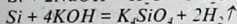
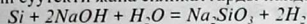


Жездин таарындысынын катышуусунда кремний суусуз хлордуу суутек менен аракеттенет:

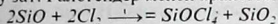


бул реакция өнөр жайда (мисалы Ташкөмүр шаарында) трихлорсиланды алууда колдонушат.

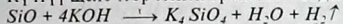
Жегичтердин балкыган жана суудагы эритмелери менен аракеттенишип суутекти жана силикаттарды пайда кылат.



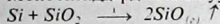
**Кычкылдары.** Кремнийдин  $\text{SiO}$ ,  $\text{SiO}_2$  кычкылдары белгилүү. Кремнийдин монокычкылы  $\text{SiO}$  - аморфтук кара-күрөң же айнек сыяктуу зат. Галогендер менен аракеттенгенде:



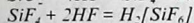
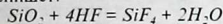
Күчтүү щелочтор менен аракеттенгенде:



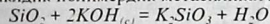
Монооксиддердин алынуу реакциялары:



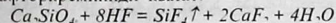
**Кремнийдин кычкылы  $\text{SiO}_2$**  - түссүз, эрүү температурасы  $1728^\circ\text{C}$ . Акырында муздаткан мезгилде  $\text{SiO}_2$  кварц айнеги пайда болот.  $\text{SiO}_2$  кристаллдары бири-бири менен кычкылтек атому аркылуу байланышкан тетраэдр чынжырларынан турат.  $\text{SiO}_2$  бардык полиморфтуу модификациялары аз реакциялык жөндөмдүүлүккө ээ болушкандыктан, суу жана кислоталар менен аракеттенишпейт. Ал эми фторсуутек  $\text{HF}$  менен аракеттенишет:



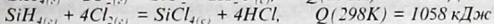
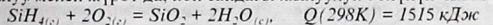
Кремнийдин кычкылы щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин суудагы эритмелери жана балкыган эритмелери менен реакцияга киришет, ал эми щелочтуу металлдардын карбонаттары менен ысытканда циклид полимердик метасиликаттар пайда болот:



**Кремнийдин кычкылтектүү кислоталары жана туздары.** Кремний -  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  кислотасы көмүр кислотасына салыштырмалуу начар. Силикаттардын ичинен жалаң гана щелочтуу металлдардын туздары ( $\text{Li}$  башкасы) сууда эрийт. Металлдардын силикаттары жогорку температурада эрийт, бирок ажырабайт. Силикаттар сууда эрибейт, бирок плавик кислотасы менен аракеттенишип, учма бирикмелерди - тетрафторкремнийди кылат:

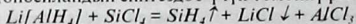


**Кремнийдин гидриди моносилан  $\text{SiH}_4$**  кайноо температурасы -  $112^\circ\text{C}$  болгон түссүз газ түрүндөгү зат. Моносилан күчтүү калыбына келтиргич кычкылтек жана галогендер менен аракеттенишкенде реакциясы жарылуу менен жүрөт да, көп сандагы жылуулук бөлүнүп чыгат:



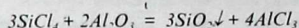
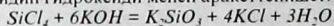


Моносиландын синтездөө үчүн төмөнкү реакциялар колдонулат:

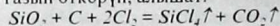


**Галогениддери.** Кремнийдин бирикмелеринин ичинен практикада кеңири колдонулганы тетрахлор кремний -  $SiCl_4$  жана үчхлорсилан -  $SiHCl_3$  эсептелинет.

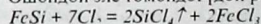
**Кремнийдин тетрахлориди  $SiCl_4$**  - түссүз, кайноо температурасы  $57^\circ C$  болгон учма зат. Кремнийдин галогениддери алюминий кычкылы жана калийдин гидроксиди менен аракеттенишет.



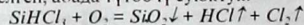
Тетрахлор кремнийди алууда  $SiO_2 + C$  ысытылган аралашмасы аркылуу хлор газын өткөрүп, алышат:



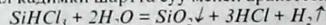
Ошондой эле төмөндөгүдөй реакция колдонулат:



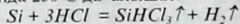
**Үчхлорсилан  $SiHCl_3$**  - кайноо температурасы  $32^\circ C$  болгон түссүз, учма келген, абада түтөөчү суюктук:



Ал кадимки шартта суу менен аракеттенет:



Үчхлорсилан кремнийге хлордуу суутекти жез порошогунун катышуусунда  $250^\circ C$  да алышат:



Алынган продуктада 10%ке чейин  $SiCl_4$  кармалат.

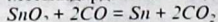
### Германийдин подгруппасы

Германийди (экасилиций) биринчи жолу 1871-жылы Д.И.Менделеев алдын ала айткан, ал эми жөнөкөй зат түрүндө 1886-жылы Винклер тарабынан ачылган. Коргошун менен калай биздин заманга чейинки 3000-2000 жыл мурун эле белгилүү болгон, бирок XVII кылымга чейин коргошун менен калайды бири-биринен айырмалай алышкан эмес.

Коргошундун жана калайдын жаратылыштагы запастары анча көп эмес. Калайды өндүрүүнүн негизги жана бирден-бир рудасы болуп *касситерит*  $SnO_2$  (коргошундуу таш) эсептелет. Коргошундун жаратылышта кеңири таралган минералы болуп *галенит*  $PbS$  эсептелет. Галенитте 0,1% ке чейин күмүш бар. Германий өзүнчө минерал пайда кылбайт, сейрек кездешүүчү элемент, Si жана Ge атомдорунун радиустары өтө жакын болгондуктан, дайыма кремний менен кошо кездешет жана таш көмүрлөрдө 0,01% ке чейин болот. Таза Ge алуу үчүн  $GeO_2$  суутек менен калыбына келтирилет:



Металлдардын кычкылдарынан да алынат:



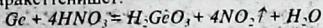
**Химиялык касиеттери.** Бул подгруппанын элементтери үчүн көмүртек жана кремний сыяктуу эле бирикмелеринде, эреже боюнча,



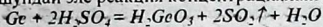
кычкылдануу даражалары (+II)ге же (+IV)кө барабар болот. Кычкылдануу даражасы (+II) болгон бирикмелеринин туруктуулугу көмүртектен коргошунга карай жогорулайт.

Көмүртектен коргошундун бирикмелерине өткөндө байланыштын уюлдуулугу жогорулайт жана коргошундун  $Pb(NO_3)_2$  жана  $PbCl_2$  окшогон кристаллдарында  $Pb^{2+}$  иондук байланыш үстөмдүк кылса, ал эми Ge (IV) жана Pb (IV) бирикмелеринде коваленттик байланыш мүнөздүү болот.

Азот кислотасында (9 -11 М) германий инерттүү, бирок ысытканда жай аракеттенишет:



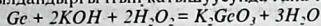
Ушундай эле реакция концентрацияланган  $H_2SO_4$  менен жүрөт:



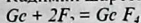
Германий  $H_2O_2$ нин суудагы эритмеси жана HF менен жакшы аракеттенишет.



Германийге KOH жана NaOH балкыган жана суудагы эритмелери кычкылдандыргычтын катышуусунда гана таасир этет:



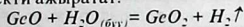
Кадимки шартта германийге фтор таасир этет:



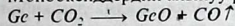
#### Кычкылдары

Төмөндөгүдөй кычкылдар:  $GeO$ ,  $GeO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO_2$  белгилүү.

**Германийдин монокычкылы  $GeO$**  – аморфтук, кара-күрөң же айнек сыяктуу зат. Германийдин монооксидин ысытылган суунун буусунан суутекти ажыратат:

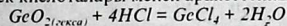


Монооксиддердин алынуу реакциялары:

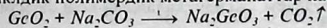


**Германийдин кычкылы** түссүз, эрүү температурасы  $GeO_2$  - 1116°C болгон кристаллдык зат.  $GeO_2$  кристаллдары бири-бири менен кычкылтек атому аркылуу байланышкан тетраэдр чынжырларынан турат.

Германийдин кош кычкылдарынын тетрагоналдуу модификациясы да жогорудагыдай касиетке ээ.  $GeO_2$  гексагоналдуу модификациясы да сууда эрип (4,5 г/л, 25°C), бирок суу менен реакцияга кирбейт. Галогендүү суутек кислоталары менен аракеттенишет:



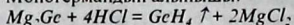
Германийдин кычкылын щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин суудагы эритмелери жана балкыган эритмелери менен реакцияга киришет, ал эми щелочтуу металлдардын карбонаттары менен ысытканда циклдик полимердик метагерманаттар пайда болот:



**Германийдин кычкылтектүү кислоталары жана туздары.** Германий кислотасы -  $H_2GeO_4$  көмүр кислотасына салыштырмалуу начар. Германийдин гидриди моногерман -  $GeH_4$  кайноо температурасы - 112°C жана -88°C түссүз болгон газ түрүндөгү заттар. Моногерман -  $GeH_4$

термодинамикалык туруксуз зат, ал күчтүү калыбына келтиргич кычкылтек жана галогендер менен аракеттенишкенде реакциясы жарылуу менен жүрөт да, көп сандагы жылуулук бөлүнүп чыгат:

Моногермандын алынышы:



**Колдонулушу.** IVA группанын элементтери айыл чарбада жана өнөр жайда кеңири колдонулат. Көмүртектин айрым модификациясы карандаштын жаза турган өзөгүн жасоодо кеңири колдонулат. Техникалык көмүртек (ыш) резина өндүрүүдө, басмакана боекторду жана кургак батареяларды, көптөгөн органикалык жана органикалык эмес бирикмелерди ж.б. өндүрүүдө кеңири колдонулат.

Көмүртектин аллотропиялык модификациясы болгон алмаз баалуу таш катары жана нефт өндүрүүдө, машина куруу өнөр жайларында кеңири колдонулат. Көмүртектин кычкылтек менен болгон бирикмелеринен суюк  $\text{CO}_2$  көмүртекти түтүкчөлөр аркылуу ташууда, ал эми катуу  $\text{CO}_2$  болсо “кургак муз” катары колдонсо, газ абалындагы  $\text{CO}_2$  соданы, карбамидди ж.б. өндүрүүдө кеңири колдонулат. Көмүртектин монооксиди кара жана түстүү металлдарды калыбына келтирүүдө калыбына келтиргич катары колдонулат. Көмүртектен жана графиттен жасалган материалдар химиялык өнөр жайда кеңири колдонулат.

Кремний жарым өткөргүчтөр техникасында: ЭВМдердин микросхемаларында, электр техникаларында (диоддор, транзисторлор ж.б.) негизги материал катары кызмат кылса, күн батареясы катары космос кемелерин электр энергиясы менен камсыз кылат.

Чоюн жана болотко кошула турган техникалык кремний алардын механикалык касиеттерин жакшыртат, ал эми көп санда кошулса кислота-ларга туруктуулугун жогорулатат.

Карборунддан ( $\text{SiC}$ ) жасалган курчутуучу дискаларды ар бир эле таканалардан көрүүгө болот – ал катуулугу боюнча алмаздан кийин турат жана  $2000^\circ\text{C}$  дан да жогорку температурага чейин чыдаган материал. Мындан да жогорку температурага кремнийдин нитриди –  $\text{Si}_3\text{N}_4$  чыдай алат.

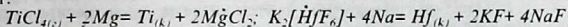
Акыркы жылдары кремнийорганикалык бирикмелердин колдонуу тармагы кеңейип баратат: алардан жасалган материалдар жогорку температурага чыдамдуу, электр изолятору катары суу чөйрөсүндө да мыкты касиеттерге ээ. Кремнийорганикалык майлоочу майлардын баштапкы касиеттери өтө жогорку да, өтө төмөнкү температурада да өзгөрбөстөн кала берет – мындай материалдар 20-30км бийиктикте учкан реактивдүү учактардын кыймылдаткычтарын майлоо үчүн алмашкыс материал болуп саналат.

Ge жана  $\text{SiC}$  жарым өткөргүч катары электротехникада кеңири колдонулат, ал эми коргошундун туздары, оксиди, калайдым кош оксиди боек алууда колдонулат.

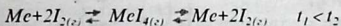
## 23) IVБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

IVБ группанын элементтерине титан -  $Ti$ , цирконий  $Zr$ , гафний  $Hf$  жана курчатовий  $Ku$  кирет. Алардын биринчи турган үчөө жаратылыш минералдарынан табылса, ал эми курчатовий ядролук реакциялардын жардамында синтез жолу менен алынган. Таза, аралашмасыз  $Ti$ ,  $Zr$  жана  $Hf$  - ак-күмүш сымал, серпилгич металлдар. Эрүү температурасы титандан 1668, 1855, 2227°C гафнийди карай жогорулап барат. Эгерде бул металлдар составында азоттун, кычкылтектин жана көмүртектин аралашмаларын кармаса, анда алардын механикалык касиети дароо морт абалга өзгөрөт.

**Металлдардын алынуу жолдору.** Титанды, цирконийди жана гафнийди жогорку температурада калыбына келтиргичтерди таасир этүү менен алардын хлориддеринен жана комплекстүү фториддеринен алууга болот:



Алынган металлдарды андан ары тазалоо же өтө таза түрүндөгү металлдарды алуу үчүн иодиддик метод колдонулат. Анын негизи төмөндөгүчө: адегенде металл ысытылган газ абалындагы иод менен аракеттенишет да жогорку температурадагы зонада металлдардын тетраиодидине айланат. Андан кийин тетраиодиддин термикалык диссоциациясы жүрөт да, металлдын өзү жип сыяктуу кристаллдашат. Ал эми акыркы, төмөнкү температуралуу зонада иод калыбына келет. Реакциянын теңдемеси төмөндөгү схема менен иш жүзүнө ашат.



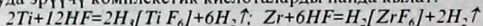
**Негизги минералдары.** Титан, цирконий, гафний сейрек кездешүүчү элементтердин катарына кирет. Алардын ичинен титан таркалышы боюнча 10-орунда турат. Титандын, цирконийдин жана гафнийдин кларктары 0,41,  $2,1 \cdot 10^{-2}$  жана  $4,2 \cdot 10^{-4}$ % ти түзөт. Титандын эң маанилүү минералдары болуп: *рутил*  $TiO_2$ , *ильменит*  $(Fe, Ti)O_3$ , *перовскит*  $(Ca, Ti)O_3$ , *титамагнетит*  $(Fe, Ti)O_3 \cdot n(Fe, Fe_2)$  эсептелет. Титан негизинен Уралдын (Ильменск тоосунда), Хибин, Ловозерский райондорунда кездешет. Цирконийдин жаратылышта *бадделейт*  $ZrO_2$  жана *циркон*  $ZrSiO_4$  сыяктуу минералдары белгилүү болсо, ал эми гафний өз алдынча минерал пайда кылбайт, бирок аралашма түрүндө цирконийдин минералдарынын составында кездешет. Мындан сырткары титан, цирконий жана гафний дайыма мезгилдик таблицадагы IIIБ, VB группадагы элементтердин минералдары менен бирге жолугат.

**Металлдардын химиялык касиеттери.** Дүүлүкпөгөн атомдордун электрондук конфигурациясы:  $ns^2(n-1)d^2$  ге барабар болуп, төмөндөгү бирикмелеринде туруктуу (IV) кычкылдануу даражаларын көрсөтөт.  $MO_2$ ,  $MF_4$ ,  $MCl_4$ ,  $M(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$  ( $M=Zr, Hf$ );  $(K_2, Ti)O_3$ . Титан үчүн эки s- (II) жана эки s-, бир d-электронун (III) берүү менен  $TiF_2$ ,  $TiCl_2$ ,  $ZrF_2$ ,  $ZrCl_2$ ,  $TiF_3$ ,  $TiCl_3$ ,  $ZrCl_3$  бирикмелеринде II жана III кө барабар болгон туруксуз кычкылдануу даражаларды көрсөтөт. Жогоруда көрсөтүлгөн бирикмелеринде титандан цирконийди карай калыбына

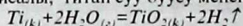


келтиргичтик касиет күчөп барат. Кычкылдануу даражасы (II) жана (III) болгон гафнийдин бирикмелери практикада эң эле аз учурайт. IVB-группанын элементтери үчүн группа боюнча жогортон төмөн карай жогорку кычкылдануу даража сакталат. Кычкылдануу даражаларынын өсүшү менен бирикмелердеги пайда болгон химиялык байланыш коваленттик мүнөздө болсо, төмөнкү кычкылдануу даражалары, айрыкча фториддери жана хлориддери үчүн иондук байланыш мүнөздүү.

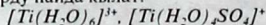
Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында титан, цирконий жана гафний алюминийге жакын жайланышкан. Анын стандарттык электроддук потенциалын так аныктоо кыйын, алар абада өз алдынча оксид жана нитрид пленкаларын (катмарларын) пайда кылуу менен коррозияга туруктуу келишет. Мына ошондуктан титан, цирконий жана гафний, алюминийден айырмаланып бөлмө температурасында начар кычкылдануучу кислоталар жана суу менен өз ара аракеттенишпейт. Бул металлдар бир гана фтордуу суутек кислотасынын таасири астында сууда эрүүчү комплекстик кислоталарды пайда кылат.



Ысытуунун натыйжасында металлдардын активдүүлүгү жогорулайт. Мисалы, титан суу буусу менен аракеттенишип суутекти бөлүп чыгарат.

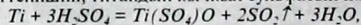


Ошондой эле титан Ti (III) ысытылган туз жана суюлтулган күкүрт кислоталары менен аракеттенишип татаал (түстүү) комплекстик-катиондорду пайда кылат.

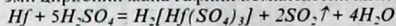


Бул жердеги катиондордун составы андагы чөйрөнүн кычкылдуулугунан жана эритменин концентрациясынан көз каранды болот.

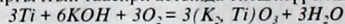
Мындан сырткары титан (IV) түздөн-түз күкүрт кислотасы менен аракеттенишип, титандын кычкыл сульфатын пайда кылса,



ал эми цирконий жана гафний комплекстик кислоталарды пайда кылат.



Титандан айрымаланып, цирконий жана гафний металлдардын гидроксиддери менен аракеттенишет, ал эми бул учурда титан кычкылдан-дыргычтын таасири астында тиешелүү кошкычкылдарды пайда кылат.

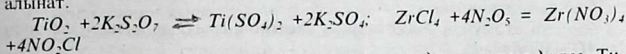


Бул металлдар (Ti, Zr, Hf) дисперстик абалда абада учкун чыгаруу менен күйүп, 200°Сда титандын жана цирконийдин чандары жарылууга жөндөмдүү болот. 600°Сдан жогору температурада бул металлдар кычкылтекте күйүп, кош кычкылдарды  $TiO_2$ ,  $ZrO_2$ ,  $HfO_2$ , ал эми 800°С температурада нитриддерди  $TiN$ ,  $ZrN$  пайда кылат.

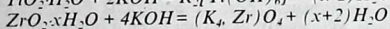
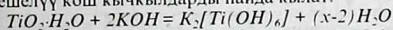
Атмосферада металлдарды галогендер менен ысытуудан тетрагалогениддер  $TiCl_4$ ,  $TiF_4$ ,  $ZrBr_4$ ,  $HfI_4$  алынат. Ал эми 800°Сдан жогорку температурада титан жана анын аналогдору бардык металл эместер менен аракеттенишип,  $MeS_2$ -сульфиддерди,  $MeC$ -карбиддерди,  $MeB$ -бориддерди,  $MeP$ -фосфиддерди ж.б. бирикмелерди пайда кылат.



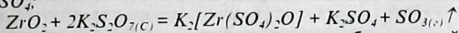
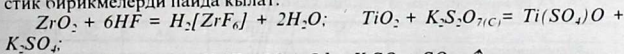
Титан (IV), цирконий (IV), жана гафний (IV)  $H_4MO_4$ ,  $H_2MO_3$  сыяктуу кислоталарды, ал эми суу чөйрөсүндө нитраттарды, сульфаттарды, карбонаттарды жана фосфаттарды пайда кылбайт. Бирок алар бир жана көп ядролуу комплекстерди  $SO_4^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $NO_3^-$  аниондору менен, лиганда катары, мисалы:  $[Ti(SO_4)_3]^{2-}$ ,  $[Ti(H_2O)_3(HSO_4)(OH)_2]^+$  жана башка бир катар татаал бирикмелерди пайда кылат. Алардын нитраттары жана сульфаттары суусуз чөйрөдө гана тиешелүү реагенттерди таасир этүүдөн алынат.



**Металлдардын кычкылдары жана гидроксиддеринин кычкылдары.** Титандын, цирконийдин, гафнийдин бардык кычкылдары стехиометриялык эмес бирикмелер. Титан кычкылдарынын гомологиялык катарын баштап  $Ti_nO_{2n-1}$  деген жалпы молекулалык формулага ээ болот да алардын саны 40тан ашат. Мисалы:  $TiO$ ,  $Ti_2O_3$ ,  $Ti_3O_5$ ,  $Ti_4O_7$ , ж.б. Бул катардагы оксиддердин структурасы татаал келип, октаэдрдик чынжырчалардан турат. Титандын  $TiO_2$ , цирконийдин  $ZrO_2$  жана гафнийдин  $HfO_2$  кош кычкылдары ак түстөгү кристаллдык заттар болуп бир катар полиморфттуу модификацияларды пайда кылат. Тагыраак айтканда титандын кош кычкылынын үч түрдүү: рутил, аятаз жана брукит сыяктуу полиморфттуу модификациялары белгилүү. Ал эми бул элементтердин гидроксиддеринин белгисиз. Бирок алардын суу чөйрөсүндөгү төмөндөгү бирикмелерине күчтүү негиздерди таасир эткенде гидроксиддерди жана тиешелүү кош кычкылдарды пайда кылат.



Металлдардын суусузданган кош кычкылдары химиялык жактан өтө инерттүү заттар. Алар суу менен да, кислоталар менен да (HFдан башка) реакцияга кирбейт. Бирок фтордуу суутек кислотасы менен жана кээ бир кычкылдандыргычтар менен реакцияга кирип, төмөндөгүдөй комплекстик бирикмелерди пайда кылат.

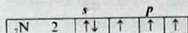


**Колдонулушу.** Титанды практикада болоттун, айрыкча титандын катуулугун, коррозияга туруктуулугун, чоюлгучтугун жана бекемдигин жогорулатуу үчүн колдонушат. Ошондой эле металлдык титан өзүнүн жеңилдиги, температурага туруктуулугу боюнча ракета жана самолет жасоо өнөр жайларында алмаштыргыс баалуу металлдардан болуп эсептелет. Ал эми цирконий жана гафний ядролук реакторлордо конструкциялоочу материал катарында колдонулат. Титандын жана цирконийдин катуулугун эске алып, алардын карбиддеринен жана нитриддеринен кесүүчү жана көзөөчү станокторду жасашат. Титандын оксиддерин жана хлориддерин ар түрдүү органикалык реакцияларда катализатор катарында колдонушат.

## 24) V ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

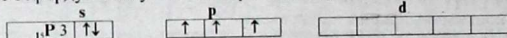
Азот, фосфор, мышьяк, сурьма жана висмут V группанын негизги подгруппасынын элементтерине таандык. Кадимки шартта азот газ, фосфор катуу, ал эми мышьяк, сурьма жана висмут металлдарга таандык. Алардын сырткы электрондук формуласы  $nS^2nP^3$ . Кычкылдануу даражалары  $-3$  төн  $+5$ ке чейин өзгөрөт. Алардын кээ бир касиеттери 2.9-таблицада келтирилген.

Азоттун атомунда 2 жупташкан электрон  $2s$  АО да жана 3 электрон  $2p$ -АО жайгашкан:

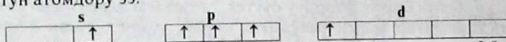


Азоттун 3 валенттүү болушу  $2p$  АО жупташпаган 3 электрон менен түшүндүрүлөт.  $2s$  АО менен  $2p$  АОдын энергиялык айырмачылыгы 420 кДж/молду түзсө, ал эми  $2p$  жана  $3s$  АО энергиялардын айырмасы 1250 кДж/молго чейин жетет. Ошондуктан, химиялык байланышты пайда кылууда жупташкан  $s$ -электрондорун бөлүү жана алардын бирин  $3s$ -АО га өткөрүп берүү энергетикалык жактан ыңгайсыз. Демек азоттун атомунун башка элементтердин атомдору менен болгон коваленттик байланыштарынын мүмкүн болгон максималдуу саны төрткө барабар: анын үчөө  $\sigma$ -байланышы, ал эми бир байланыш донордук - акцептордук болот. Мисалы азот кислотасында азот башка атомдор менен ушундай байланышкан.

Фосфордун атому төмөндөгүдөй электрондук түзүлүшкө ээ:



Сырткы электрондук катмарында бош  $d$  орбиталы болгондуктан, дүүлүккөндө  $s$  орбиталдагы жуп электрондордун бири  $d$  орбиталга өтөт. Ушундай эле сырткы электрондук түзүлүшкө мышьяк, сурьма жана висмуттун атомдору ээ:



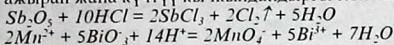
VA группанын элементтеринин кээ бир касиеттери 2.9-таблица

|  | N                                | P                     | As             | Sb                | Bi                |
|--|----------------------------------|-----------------------|----------------|-------------------|-------------------|
| Жер кыртышында массалык үлүшү % менен  | 0,01                             | 0,08                  | 0,0005         | $4 \cdot 10^{-5}$ | $2 \cdot 10^{-5}$ |
| Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү | $2s^2 2p^3$                      | $3s^2 3p^3$           | $4s^2 4p^3$    | $5s^2 5p^3$       | $6s^2 6p^3$       |
| Атомдук радиусу, нм                    | 0,071                            | 0,11                  | 0,121          | 0,141             | 0,146             |
| Атомдун иондошуу энергиясы, эВ         | 91,5                             | 60,4                  | 58             | 52,3              | 52                |
| Эрүү температурасы, °C                 | -210                             | 593                   | 817            | 630,5             | 271,4             |
| Кайноо температурасы °C                | 195,8                            | 429 (кызыл)           | 615 (возгонка) | 1634              | 1552              |
| СТЭ                                    | 3,0                              | 2,1                   | 2,0            | 1,9               | 1,8               |
| Тыгыздыгы, г/см <sup>3</sup>           | 0,808(суюк)                      | 2-2,4 (кызыл)         | 5,72           | 6,7               | 9,8               |
| Мүнөздүү кычкылдануу даражалары        | -3, -2, -1, +1, +2<br>+3, +4, +5 | -3, +2, +1, 3, +4, +5 | -3, +3, +5     | -3, +3, +5        | +3, +5            |

Жупташпаган электрондун саны боюнча, фосфор, мышьяк, сурьма жана висмут негизги жана дүүлүккөн абалдарында -3, +3 жана +5 кычкылдануу даражаларын көрсөтө алат.

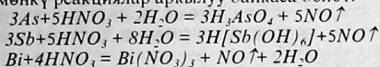
Хлор, фтор, жана кычкылтек менен болгон бирикмелеринде:  $NF_3$ ,  $PCl_3$ ,  $AsCl_3$  жана  $Bi_2O_3$  кычкылдануу даражалары +3 болсо, ал эми гидриддеринде ( $NH_3$ ,  $PH_3$ ), нитриддеринде ( $Li_3N$ ,  $Mg_3N_2$ ), фосфиддеринде ( $Ca_3P_2$ ), арсениддеринде ( $K_3As$ ), стибиддеринде ( $Mg_3Sb_2$ ) жана висмутиттеринде ( $Li_3Bi$ ) -3 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт.

Элементтеринин кычкылдануу даражасы +5 болгон бирикмелеринде катар номери өскөн сайын кычкылдануу даражасынын туруктуулугу төмөндөйт. Мисалы, сурьманын (+5) жана висмуттун (+5) бирикмелери оңой ажырап жана күчтүү кычкылдандыргычтык касиетке ээ болушат.

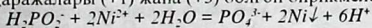


As(+5) жана Sb(+5), Bi(+5) кычкылдары P(+5) кычкылынан айырмаланып мономердүү. Алар кычкылтек менен кычкылданган убакта фосфор сыяктуу фосфордун кычкылы  $P_4O_{10}$  алынбайт, себеби As, Sb, Bi кычкылданганда жогорку температурада кычкылтекти жоготуу менен кычкылдануу даражасы (III) барабар болгон кычкылдарына чейин ажырайт.

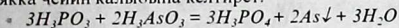
Элементтеринин металлдык касиетинин жогорулашын мышьяктан висмутка карай азот кислотасы ( $HNO_3$ ) менен өз ара аракеттенүүсүнөн төмөнкү реакциялар аркылуу байкаса болот:



Жогоруда каралган элементтердин кычкылтектүү бирикмелеринин ичинен күчтүү калыбына келтиргичтик касиетке фосфордун кычкылдануу даражалары (+1) жана (+3) болгон бирикмелери ээ:



Күчтүү кычкыл чөйрөдө  $H_3PO_3$  мышьяктуу кислотаны  $H_3AsO_3$  мышьякка чейин калыбына келтирет.



### Азот

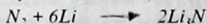
Азоттун молекуласы кадимки шартта түссүз, жытсыз, сууда аз эрүүчү, абадан жеңил газ. Кайноо температурасы ( $-196^\circ C$ ), эрүү температурасы ( $-210^\circ C$ ). Азот эки атомдон турган молекула ( $N_2$ ). Байланыш энергиясы 945 кДж/моль жана байланыштын узундугу  $N \equiv N$ : 110 нм барабар. Азот абанын көлөм боюнча 78%, ал эми массасы боюнча 76%тин түзөт. Абадан кычкылтекти арылтып салгандан кийинки калган газ органикалык заттарды күйгүзгөн эмес (Лавуазьенин тажрыйбасы). «Азот» деген сөз грекчеден которгондо «жашоосуз» деген маанини берет. Мындай аталыш негизсиз, себеби өсүмдүктөр жана жаныбарлардын өсүү тиричилиги үчүн азот абдан керек. Ал белоктордун негизги составдык элементи болуп саналат жана ансыз жашоо жок. Жаратылышта азоттун эки стабилдүү изотобу бар  $^{14}N$  (99,635%) жана  $^{15}N$  (0,38%). Андан сырткары туруксуз радиоактивдүү изотоптору белгилүү:  $^{13}N$ ,  $^{16}N$  белгилүү. Атмосфе-



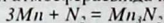
рада космос нурларынын таасири астында пайда болгон нейтрон менен азоттун өз ара аракеттенүүсүнүн натыйжасында көмүртектин радиоактивдүү изотобу  $^{14}\text{C}$  пайда болот. Бул изотоптун  $^{14}\text{C}$  радиоактивдүүлүгүн аныктоо менен, археологияда көмүртек кармаган кошулмалардын пайда болуу мезгилдери аныкталат.

Азоттун негизги запасы атмосферада (75,6%) молекулалык азот түрүндө топтолгон, ал эми жер кыртышында негизинен натрийдин, калийдин нитраты түрүндө кездешет. Жыл сайын жаан-чачын аркылуу, чагылган энергиясынын негизинде ар бир гектар жер аянтына 7-8 кг азот  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  жана  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  бирикмелер түрүндө түшөт. Тирүү организмдерде азоттун үлүшү 1-10% жетет, бирок жаныбарлар дүйнөсү азотту белоктук заттар түрүндө гана сиңире алат.

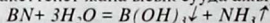
**Азоттун химиялык касиети.** Азот кадимки шартта литий менен аракеттенип нитридди  $\text{Li}_3\text{N}$  пайда кылат.



Ал эми калган металлдар азот менен жогорку температурада гана реакцияга кошулуп, нитриддерди пайда кылат, мисалы, марганец азоттун атмосферасында күйүшү:

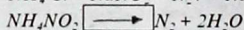
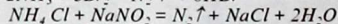
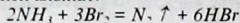


Азот металл эместер (*B, Si, P, S*) жана металлдар (*Al, Ge*) менен аракеттенишип коваленттик, кээ бир учурларда стехометриялуу эмес нитриддерди ( $\text{BN}$ ,  $\text{AlN}$ ,  $\text{S}_4\text{N}_4$ ,  $\text{Si}_3\text{N}_4$ ) пайда кылат. Бул нитриддердин температурага туруктуулугу ар кандай болот. Айрым нитриддер катуулугу боюнча алмазга жакын, бирок суюлтулган кислотанын эритмеси менен аракеттенет жана ысык сууда ажырайт.



Галогендер менен азот түздөн түз бирикмени пайда кылбайт.

Азот өнөр жайында суюк абаны ректификациялоо жолу менен алынат. Ал эми лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

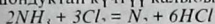


**Азоттун суутек менен болгон бирикмелери.** Азот суутек менен жогорку температура жана басым астында катализатордун катышуусунда бирикмени пайда кылат. Азот суутек менен төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат. Аммиак  $\text{NH}_3$ , гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ , азидосуутек  $\text{HN}_3$ , гидроксиламин  $\text{NH}_2\text{OH}$ , диимид  $\text{N}_2\text{H}_2$ , октазон  $\text{N}_8\text{H}_8$ , триазен  $\text{H}_3\text{N}_3$  ж.б. Бул заттардын ичинен  $\text{NH}_3$  менен  $\text{NH}_2\text{OH}$  гаңа экзотермикалык бирикмелер. Гидразин жана азидосуутек термодинамикалык жактан туруксуз болгон бирикмелер.

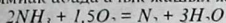
**Аммиак** түссүз кескин жыты бар газ. Абадан жеңил,  $-33^\circ\text{C}$  төмөнкү температурада аммиак суюктукка айланат. Аммиак сууда жакшы эрийт, 1 көлөм сууда бөлмө температурасында 700 көлөм аммиак эрийт. Аммиактын суудагы эритмеси нашатыр спирттинде 25% аммиак бар. Суюлтулган аммиактын молекулаларынын ортосунда суутектик байланыштар түзүлөт.



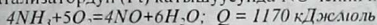
Аммиак химиялык жактан активдүү, ал металлдар менен өз ара аракеттенет. Аммиакта азот эң төмөнкү кычкылдануу даражасына (-3) ээ. Ошондуктан күчтүү калыбына келтиргич. Мисалы:



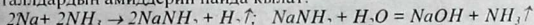
Аммиак абада ачык жашыл жалын чыгарып күйөт:



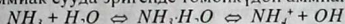
Катализатордун (Pt) катышуусунда NO чейин кычкылданат:



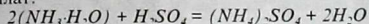
Аммиакты ысытканда щелочтуу жер металлдары менен реакцияга кирип металлдардын амиддерин пайда кылат:



Аммиак сууда эригенде төмөнкүдөй аммиактын гидраты пайда болот.

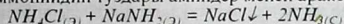


Аммиактын гидратын суудагы эритмеси начар негиздик касиетке ээ, ошондуктан кислоталар менен аракетенип аммонийдин туздарын пайда кылат.

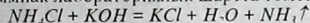


$2NH_3 + CO_2 + H_2O = (NH_4)_2CO_3$ ;  $(NH_4)_2CO_3 + CaSO_4 = (NH_4)_2SO_4 + CaCO_3$

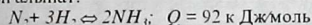
Аммонийдин туздары аминдер менен аракеттенет.



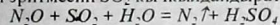
Аммиак лабораториялык шартта төмөндөгүдөй жол менен алынат:



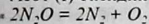
Ал эми өнөр жайында жогорку басымда жана температурада азот менен суутектин аралашмасын катализатор (мисалы, Fe) аркылуу өткөрүү менен алынат:



**Азоттун кычкылтек менен болгон бирикмелери.** Азот (I) кычкылы  $N_2O$  - түссүз, жагымдуу жыттуу газ. Сууда эригичтиги начар, 1 көлөм сууда  $20^\circ C$  да 0,63 көлөм  $N_2O$  эрийт.  $N_2O$  бөлмө температурасында туруктуу. Кадимки шартта  $N_2O$  химиялык жактан инерттүү зат. Озон, галогендер, щелочтуу металлдар менен аракеттенбейт. Суудагы эритмесин  $SO_2$  кычкылдандырат.

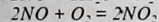
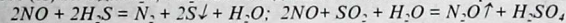


Азот (I) оксидин  $N_2O$  ысытканда ажырайт:

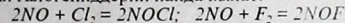


**Азот (II) кычкылы NO** - түссүз газ, ал  $-151^\circ C$  температурада суюктукка айланат. 1 литр сууда  $73 \text{ см}^3$  NO эрийт.

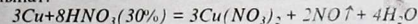
Азот (II) оксиди  $H_2S$ ,  $SO_2$  жана абадагы кычкылтек менен аракеттенишет:

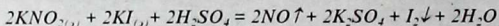


Галогендердин ичинен иоддон башкасы менен аракеттенишип нитрозил галогениддерин пайда кылат:

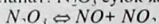


Азоттун (II) кычкылы NO төмөндөгүдөй реакциялардын жардамында алынат:

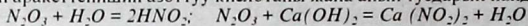




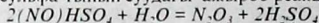
**Азот (III) оксиди**  $N_2O_3$  -40°Cда жашыл-көгүш түстөгү суюктука айлануучу кызыл-күрөң түстөгү газ. Ал -101°C температурада катуу абалга айланат.  $N_2O_3$  суюк жана газ абалында NO жана  $NO_2$ ге жеңил ажырайт:



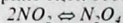
Азот (III) кычкылы  $N_2O_3$  суу жана негиздердин суудагы эритмеси менен аракеттенишип азоттуу кислотаны жана анын туздарын пайда кылат:



Азот (III) оксидинин алынышы NO жана  $NO_2$ нин аралашмаларын -101 °Cда конденсациялоого негизделген. Ошондой эле нитрозилдин гидросульфа-тынын суудагы ажыроо реакциясын да колдонушат:

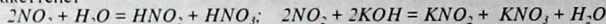


**Азот (IV) кычкылы**  $NO_2$  +21°Cда  $N_2O_4$  димеринен турган сары түстөгү суюктукка айлануучу кызыл-күрөң түстөгү уулуу газ. Алар бири бирине оңой өтөт:

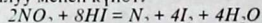


Азот (IV) оксидинин димери  $N_2O_4$  -11°Cда түссүз кристаллдарды пайда кылат.

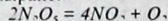
Азот (IV) кычкылы суу жана щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенет



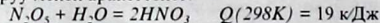
Азот (IV) кычкылы күчтүү кычкылдандыргычтардын катарына кирет. Анын HI менен болгон аралашмасы сыя ыраң түстөгү жалынды пайда кылуу менен күйөт:



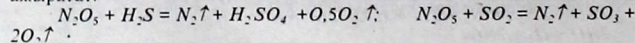
**Азот (V) кычкылы**  $N_2O_5$  абада балкып эрүүчү ак түстөгү ийне сымал кристаллдар. Ал сактаганда жана ысытканда жарылуу менен ажырайт:



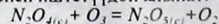
Эгерде азот (V) кычкылын озондолгон кычкылтектин атмосферасында ысытсак, анда ал 33°Cга жакын температурада бууланат. Ал эми 0,14 Мпа басым астында 41°Cда эрийт.  $N_2O_5$  суу менен жылуулукту бөлүп чыгаруу менен аракеттенет:



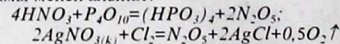
Азот (V) кычкылы күчтүү кычкылдандыргыч. Көпчүлүк органикалык заттар  $N_2O_5$  менен тийишкенде тутанат, металлдар оксиддерге айланат.  $H_2S$  же  $SO_2$  сыяктуу күчтүү калыбына келтиргичтер  $N_2O_5$  ни азотко чейин ажыратат:



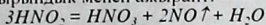
Азот (V) кычкылы өнөр жайында суюк  $N_2O_4$ тү озондолгон кычкылтек менен иштетүүдөн алынат:



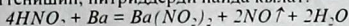
Лабораториялык шарттарда  $N_2O_5$  төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



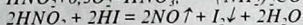
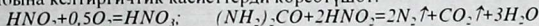
**Азоттуу кислота  $\text{HNO}_2$**  -  $0^\circ\text{C}$  төмөнкү температурада туруктуу болгон эритмелер түрүндө белгилүү. Ал эми жогорку температурада акырындык менен ажырайт:



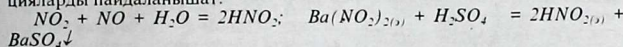
$\text{HNO}_2$  суудагы эритмелери химиялык активдүү металлдар менен аракеттенишип, нитриддерди пайда кылат:



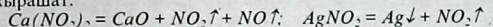
Азоттуу кислота жана анын туздары кычкылдандыргычтык жана калыбына келтиргичтик касиеттерди көрсөтүшөт:



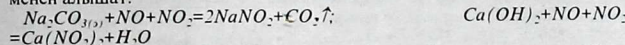
Азоттуу кислотанын суудагы эритмелерин алуу төмөндөгүдөй реакцияларды пайдаланышат:



**Нитриттери.** Дээрлик бардык нитриттер түссүз, сууда жакшы эрүүчү кристаллдык заттар. Щелочтуу металлдардын нитриттери ажырабастан балкып эришет, ал эми калган нитриттер ысытуу учурунда ажырашат:

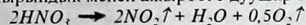


Кеңири колдонулуучу нитриттерди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алышат:



**Азот кислотасы  $\text{HNO}_3$**  суусуз таза абалында түссүз, абада түтөөчү суюктук (эрүү температурасы -  $41^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $+83^\circ\text{C}$ ).

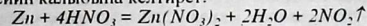
100%түү азот кислотасы ысытканда жана узак мезгилге сактаганда акырындык менен ажыроого дуушар болот:



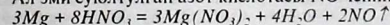
Бөлүнүп чыккан  $\text{NO}_2$  кислотада эрип, ага сары түстү берет.

Азот кислотасы суу менен каалаган катышта аралашат. Концентрацияланган азот кислотасы күчтүү кычкылдандыргыч. Кычкылдануунун продуктыларынын пайда болушу кислотанын концентрациясынан, температурадан жана калыбына келтиргичтин тибинен көз каранды. Суюлтулган кислотага химиялык активдүү металлдарды таасир эткенде нитраттар жана  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4^+$  пайда болушат.

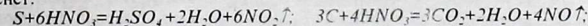
$\text{Al}$ ,  $\text{Cr}$  жана  $\text{Fe}$  концентрацияланган азот кислотасында пассивдешет. Ошондуктан  $\text{HNO}_3$  алюминий цистерналарында сакталат жана ташылат. Башка металлдар ( $\text{Zn}$ ,  $\text{Cd}$ ,  $\text{Mg}$ ) концентрацияланган азот кислотасын  $\text{NO}_2$  чейин калыбына келтирет:



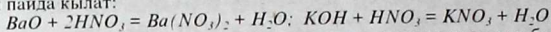
Ал эми суюлтулган азот кислотасы  $\text{NO}$  чейин калыбына келет:



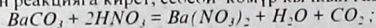
Ошондой эле азот кислотасы көпчүлүк металл эместер менен аракеттенет:



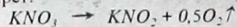
Азот кислотасы негиздер жана негиздик кычкылдар менен нитраттарды пайда кылат:



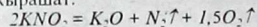
Нитраттар сууда жакшы эригендиктен азот кислотасы кээ бир гана туздар менен реакцияга кирет. Мисалы, азот кислотасы карбонаттар менен реакцияга кирет, себеби көмүр кычкыл газы пайда болот:



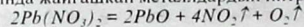
**Нитраттары.** Нитраттар сууда жакшы эрүүчү, түссүз кристаллдык заттар. Металлдардын нитраттары термикалык ажыроо боюнча үч топко бөлүнүшөт. Биринчи топко щелочтуу металлдардын нитраттары кирет:



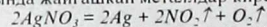
Нитриттер өтө жогорку температурада (500°C жогору) андан ары ажырашат:



Экинчи топко электрохимиялык чыңалуу катарында жездин сол жагында жайгашкан металлдардын нитраттары кирет.



Үчүнчү топко электрохимиялык чыңалуу катарында жездин оң жагында жайгашкан металлдар кирет.



*Be, Mg, Zn, Hg (II), Cu (II), Sn (IV), Ti (IV), Co (III)* суусуз нитраттарын ысытканда ажыроосуз бууланат, ал эми  $Sn(NO_3)_4$  жана  $Ti(NO_3)_4$  күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелишет (органикалык заттар менен тийишкенде от алып кетүүгө же жарылуууга жөндөмдүү).

### Фосфор

Фосфор XII кылымда араб алхимиги тарабынан ачылганына карабастан, 1669-ж. Г.Бранд ачкан деп эсептелет. СТЭ боюнча фтор, кычкылтек, хлор, азот жана күкүртөн кийинки элемент. 1000°Cдан төмөнкү температурада фосфордун буусу тетраэдрдик түзүлүштөгү төрт атомдук молекуладан  $P_4$  турат. Ал температура андан жогорулаган сайын термикалык диссоциацияга учурап  $P_2$  молекуласынын үлүшү көбөйө баштап, 2500°Cдан жогорку температурада алар атомардык фосфорго ажырайт. Жаратылышта фосфор массалык саны 31ге барабар болгон туруктуу бир изотоптон турат. Анын жасалма түрдө алынган үч радиоактивдүү изотоптору белгилүү:  $^{29}P$ ,  $^{30}P$ ,  $^{32}P$ .

VA группанын элементтеринин ичинен көбүрөөк таралган элемент фосфор, ал кыртышынын 0,09%ин түзөт. Фосфор эркин түрүндө жаратылышта кездешпейт, бирок 200гө жакын минералдын курамында кездешет. Фосфор жер шарында таралышы боюнча 13-орунду ээлейт. Анын негизги минералдары апатит  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(Cl, OH, F)_2$  Кола жарым аралында, ал эми фосфорит  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$  Казакстандын Кара-Тоо толорунда кездешет. Составында фосфору бар апатиттин негизги минералы - фторapatит  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$  болуп саналат. Алардан фосфордук жер семирткичтер менен фосфордун ар кандай кошулмалары алынат. Минералдардын запасы 17-47млрд.т. түзөт. Фосфор бардык өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын курамында кездешет. Адамдын дене-



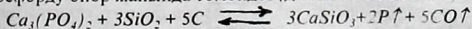
синде орто эсеп менен 1,5кг фосфор кездешсе, 1,4кг сөөктө, 130г булчунда, 12г мээде жана нерв системасында. Тиштин эмалы апатиттин курамына окшош  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (F,Cl). Адам менен айбанаттар фосфорду өсүмдүктөрдөн алат. 100 кг буудайда 1 кг фосфор кислотасы болот. Айдоо аянттарда фосфордун керектүү өлчөмүн сактоо үчүн 100 кг топуракка 0,1-0,2 кг фосфор кислотасын жер семирткичтер менен берүү керек.

Фосфорго негизинен үч аллотропиялык модификациялар мүнөздүү: ак, кызыл жана кара фосфор.

**Ак фосфор** (таза түрүндө) түссүз, тунук, химиялык жактан абдан активдүү зат. Анын тыгыздыгы  $1,83 \text{ г/см}^3$ . Эгер курамында аз өлчөмдө мышьяк же кызыл фосфор болсо өңү саргыч болот. Ак фосфор эки аллотропиялык модификацияга ээ:  $\alpha$  жана  $\beta$ . 1 атмосфера басымда жана  $76^\circ\text{C}$   $\beta$ -модификациясы  $\alpha$ -модификацияга өтөт. Ак фосфордун  $\beta$ -модификациясы түссүз, тунук кристалл. Жарыктын таасиринде бул кристаллдар бат эле саргайып, өзүнүн тунуктугун жоготот да, мом сыяктуу массага айланат. Ак фосфордун эрүү температурасы  $+44^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $257^\circ\text{C}$ .

**Кызыл фосфор** ак фосфорду  $300-400^\circ\text{C}$  чейин аба катыштырбай ысытканда же көпкө чейин сактаганда пайда болот. Фосфордун бул модификациясынын химиялык активдүүлүгү бир топ төмөн. Кызыл фосфордун бууларын конденсациялаганда кайрадан ак фосфорго айланат. Кызыл фосфор уу эмес. Ал сууда да, башка эриткичтерде да эрибейт жана  $400^\circ\text{C}$ да кургак айдалат. Анын себеби чексиз октаэдрдик чынжырчалардан турган полимердик түзүлүшкө ээ экендигинде. Ошол себептен химиялык жактан активсиз болуп,  $300^\circ\text{C}$ да гана абада күйөт. Башка кычкылдандыргычтарга да активсиздигин көрсөтөт. Бирок күчтүү кычкылдандыргыч, мисалы, бертолет тузу менен кагыштырганда же сүрткөндө эле өз ара аракеттенишет. Бул кошулмалардын аралашмасы кадимки үй тиричилигинде колдонулган ширенкени жасоодо колдонулат. Ширенкенин чийи  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  айнек жана клейден жасалса, ал эми чакмагы  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , клей жана кызыл фосфордон жасалганда **Кирпичтеги фосфор** ( $t_{\text{эруу}} = 587^\circ\text{C}$ ) ак фосфорду катализатордун катышуусунда  $400^\circ\text{C}$  узак убакытка ысытканда же  $P_4$   $220^\circ\text{C}$  жана  $1200 \text{ МПа}$  басым астында ысытканда алынат. Кара фосфор касиеттери боюнча графитти элестетет: ал фосфордун башка модификацияларына караганда электр тогун жана жылуулукту жакшы өткөрөт, химиялык жактан инерттүү жана күйбөйт. Кара фосфордун аморфтун жана кристалл түрүндөгү формасы бар. Кара фосфор жарым өткөргүч касиетке ээ.

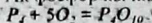
**Алынышы.** Фосфорду жана анын бирикмелерин апатиттен, фосфориттен алышат. Эркин фосфор рудадан алынган. Концентраты майдаланган кокс жана  $\text{SiO}_2$  менен аралаштырып, электр меште  $1400-1600^\circ\text{C}$  ысытуу менен калыбына келтирүүдөн алынат. Газ түрүндө бөлүнгөн фосфорду чаңдардан тазалап, муздатат да, суунун астында чогултат. Фосфорду өнөр жайында төмөндөгүдөй жол менен алышат:



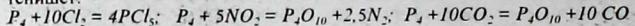
**Фосфордун химиялык касиеттери.** Фосфор химиялык бирикмелерде III, V валенттүү. Азоттон айырмаланып фосфордо ваканттык d-орбиталы

болгондуктан, 3s орбиталындагы жупташкан электрондун бири 3d- же 4s- орбиталына өтүп, беш коваленттик байланышты пайда кылат. Мындай учурларда фосфордун бирикмелеринде кычкылдануу даражасы бешке барабар болот. Азоттон фосфорго жана VA группанын башка элементтерине өткөндө +3 кычкылдануу даражасынын туруктуулугу жогорулап, алардын бирикмелеринин кислоталык касиеттери начарлап негиздик касиеттери күчөйт. Демек  $\text{HNO}_2$  жана  $\text{H}_3\text{PO}_3$  - кислота болсо,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  - кислоталык касиети басымдуулук кылган амфотердик бирикме,  $\text{Sb}_2(\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O})$ - негиздик касиети басымдуулук кылган амфотердик бирикме болуп саналат. Ал эми  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  негиздик касиетке ээ.

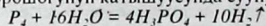
Ак фосфор кычкылтектин атмосферасында от алат.



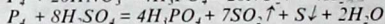
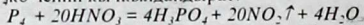
Ал галогендер, азот (IV) жана көмүртек (IV) оксиддери менен аракеттенишет:



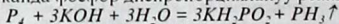
Фосфор  $100^\circ\text{C}$  жогорку температурада күкүрт менен аракеттенишип  $P_4S_x$  составындагы сульфиддердин аралашмасын пайда кылат, мында  $x = 3-10$ . Ал суутек жана азот менен дээрлик аракеттенишпейт.  $700^\circ\text{C}$  да жез порошогунун катышуусунда сууну ажыратат:



Бул реакция өнөр жайда таза фосфор кислотасын өндүрүүдө колдонулушу мүмкүн. Концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары  $P_4$  ту  $H_3PO_4$  кө чейин кычкылдандырат:



Щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин эритмелери менен ысытканда фосфор диспропорциялануу реакциясына дуушар болот:

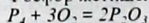


Фосфор көпчүлүк металлдар менен реакцияга кирип, фосфиддерди пайда кылат.

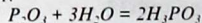
**Фосфордун кычкылтектик бирикмелери.** Фосфордун кычкылдары жана кычкылтектүү кислоталары - ысытканда ажыроочу же буулануучу, түссүз кристаллдык заттар. Алар эрүү температурасынан жогорку температурада диспропорцияланууга дуушар болушат. Алардын көпчүлүгү ысытканда димерлешүүгө жана полимерлешүүгө жөндөмдүү. Фосфордун негизги кычкылы болуп  $P_2O_3$  жана  $P_2O_5$  саналат.

**Фосфордун (III) кычкылы  $P_2O_3$**  - эрүү температурасы  $23,8^\circ\text{C}$  болгон, ак түстөгү кристаллдык зат. Аны фосфордун ангидриди деп аташат. Төмөнкү температурада ал димерден  $P_4O_6$  турат.

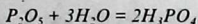
Фосфор жетишсиз абада күйгөндө  $P_2O_3$  пайда болот:



$P_2O_3$  муздак суу менен аракеттенип фосфордуу кислотаны пайда кылат:



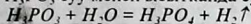
**Фосфордун (V) оксиди  $P_2O_5$**  - сууну жакшы сиңирүүчү ак түстөгү аморфтук зат. Ал суу менен аракеттенишип, орто фосфор кислотасын пайда кылат:



**Фосфордуу кислота  $H_3PO_3$**  - жогорку температурада ажыроочу түссүз кристаллдык зат.



$H_3PO_3$  суу менен ысытканда суутек бөлүнүп чыгат:



Фосфордуу кислотаны төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы аркылуу алышат:

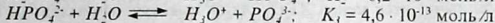
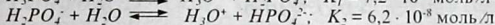
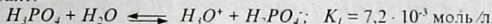


Ал эки түрдүү туздарды: дигидрофосфиттерди ( $NaH_2PO_3$ ,  $NH_4H_2PO_3$ ) жана гидрофосфиддерди ( $Na_2HPO_3$ ,  $(NH_4)_2HPO_3$ ) пайда кылат.  $VaHPO_3$  жана  $Li_2HPO_3$  дан башка бардык туздары сууда жакшы эришет.

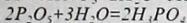
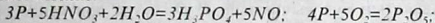
**Фосфор кислотасы  $H_3PO_4$**  - суусуз абалында тунук, эрүү температурасы  $42^\circ C$  болгон гигроскоптуу кристаллдык зат. Анын структуралык формуласы:



$H_3PO_4$  - үч негиздүү кислота. Суу менен каалаган катышта аралашып, каныккан суу эритмелеринен  $2H_3PO_4 \cdot H_2O$  түрүндөгү кристаллогидрат бөлүнүп чыгат.  $H_3PO_4$  сууда эригенде төмөндөгүдөй диссоциацияга ажырайт:



Фосфор кислотасы лабораториялык шартта төмөндөгүдөй жолдор менен алынат:



Фосфор кислотасынын туздары фосфаттар деп аталат. Фосфор кислотасы үч негиздүү кислота болгондуктан, үч түрдүү туздарды: гидрофосфаттарды ( $Na_2HPO_4$ ,  $CaHPO_4$ ,  $Al_2(HPO_4)_3$ ), дигидрофосфаттарды ( $NaH_2PO_4$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ ,  $Al(H_2PO_4)_3$ ) жана фосфаттарды ( $Na_3PO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $AlPO_4$ ) пайда кылат.

Фосфаттардын алынышы металлдардын кычкылдары, гидро кычкылдарына жана карбонаттарына фосфор кислотасын таасир этүүгө негизделген.

### Мышьяк, сурьма, висмут

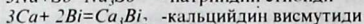
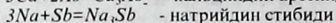
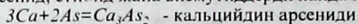
**Физикалык - химиялык касиеттери.** Сурьманын, мышьяктын жана висмуттун бирикмелери (минералдары) салыштырмалуу анча көп эмес санда таралган. Алар жер кыртышын  $1 \cdot 10^{-5}$  -  $5 \cdot 10^{-4}\%$  түзөт. Жаратылышта төмөндөгүдөй сульфиттер түрүндө кездешет: реальгар  $As_2S_4$ , аурипигмент  $As_2S_3$  арсенопирит  $Fe(AsS)_2$  антимонит  $Sb_2S_3$  жана висмут жалтырагы  $Bi_2S_3$

Мышьяк, сурьма, висмут азот менен фосфордон айрымаланып металлдык касиетти көрсөтүшөт. Бирок алардын кээ бир бирикмелеринин хи-

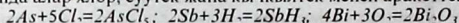


миялык касиеттери азот менен фосфорго окшош келет. Бул металлдар электр тогун жана жылуулукту жакшы өткөрүшөт.

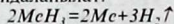
Мышьяк, сурьма, висмут активдүү металлдар менен аракеттенишип арсенид, стибид жана висмутиддерди пайда кылышат.



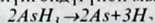
Кадимки температурада *As*, *Sb*, *Bi* инерттүү келишет, бирок ысытканда алар хлор, суутек жана кычкылтек менен аракеттенишет.



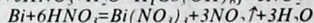
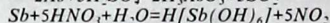
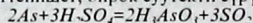
Мышьяк, сурьма жана висмут суутек менен аммиакка окшош учма бирикмелерди: арсенидди  $AsH_3$ , стибидди  $SbH_3$ , висмутидди  $BiH_3$  пайда кылат да, аларды ысытканда термикалык диссоциацияга дуушар болушат. Мындай реакциялар металлдардын сапаттык анализинде пайдаланылат.



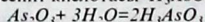
Эгерде арсениди айнек түтүкчөгө салып ысытсак, мышьяктын бөлүнгөндүгүнөн мышьяк күзгүсү пайда болот.



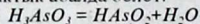
Мышьяк, сурьма, висмут металлдар сыяктуу кислоталар менен аракеттенишет, бирок суутекти сүрүп чыгара албайт:



Мышьяк кычкылтек менен  $As_2O_3$ ,  $As_2O_5$  сыяктуу кычкылдарды пайда кылат. Мышьякты күйгүзгөндө ак түстөгү, сууда начар эриген  $As_2O_3$  пайда болот. Айыл чарбасында бул бирикме «ак мышьяк» деген ат менен белгилүү. Мышьяктын бул кычкылын  $As_2O_3$  сууда эриткенде орто арсенид кислотасы  $H_3AsO_3$  пайда болот:

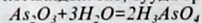


Ал суудагы эритмеде метаарсенид кислотасы  $HAsO_2$  менен тең салмактык абалда болот:



Бул кислоталарга ортоарсенид жана метаарсенид туздары  $Na_3AsO_3$ ,  $NaAsO_2$ , ошондой эле гидроарсенидтер  $Na_2HAsO_3$ ,  $CaHAsO_3$  жана дигидроарсенидтер  $NaH_2AsO_3$ ,  $Ca_3(AsO_4)_2$  туура келет.

Мышьяктын (V) оксиди  $As_2O_3$  абадан нымды сиңирип алуучу катуу кристаллдык зат, сууда эригенде арсенид кислотасын пайда кылат.



Орто мышьяк кислотасы  $H_3AsO_4$  сууда жакшы эриген кристаллдык зат. Диссоциация даражасы фосфор кислотасыныкына жакын. Ал үч негиздүү кислота болгондуктан үч түрдүү туздарды пайда кылат: ортоарсенаттар  $-Na_3AsO_4$ ,  $Ca_3(AsO_4)_2$ ; гидроарсенаттар  $-Na_2HAsO_4$ ,  $CaHAsO_4$ ; дигидроарсенаттар  $-NaH_2AsO_4$ ,  $Ca(H_2AsO_4)_2$  ж.б.

**Колдонулушу.** Азоттун негизги бөлүгү минералдык жер семирткичтерди (аммиак суусу, карбамид, аммонийдик нитраты ж.б.) өндүрүүгө жана составында азоту бар органикалык бирикмелерди (боск-



торду, дары дармектерди) алууга жумшалат. Дүйнө жүзүндө аммиакты өндүрүү 1985-жылы 120 млн. тоннага жеткен. Суюк азотту криохимияда, ал эми газ абалындагы азотту инерттүү атмосферада синтездөө процесстерин жүргүзүү үчүн колдонулат. Дээрлик бардык жарылуучу заттар жана детонаторлор азоту бар бирикмелерден же алардын аралашмаларынан турат. Щелочтуу металлдардын, аммонийдин нитраттары, азоттун (IV, V) оксиддери, азот кислотасы ракеталык отундарда кычкылдандыргыч катары жана ок-дарыларды тутандыруучу аралашмаларды даярдоодо колдонулат. Натрийдин нитрити азоттук боекторду өндүрүүдө жана эт-азык заттарын консервалоодо колдонулат. Азоттун (I) оксиди медицинада анестезирлөөчү каражат, ал эми азоттун (IV) оксиди нефти продукталарынан күкүртү бар органикалык заттарды тазалоодо, бензолдун фенолго жана метандын формальдегидке чейин кычкылдануу реакциясында катализатор катары колдонушат. Аммиак азот кислотасын, нитраттарды, карбамидди, циандуу суутекти, минералдык жер семирткичтерди, Сольвенин методу боюнча соданы өндүрүп алууда кеңири колдонулат.

Фосфор жана анын бирикмелери снаряддарды, бомбаларды, ширенке, жарым өткөргүч металлдарды, жер семирткичтерди, химиялык реактивдерди, кир кетириүүчү каражаттарды ж.б. толуп жаткан эл чарбасына керектүү буюмдарды жасоо үчүн өнөр жайда сууну жумшартуу үчүн, медицинада кеңири колдонулат.

Фосфаттар ар түрдүү фосфордук жер семирткичтердин: суперфосфаттын  $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + CaSO_4$ , кош суперфосфаттын  $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$ , преципитаттын  $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ , аммофостун  $(NH_4)H_2PO_4 + (NH_4)HPO_4$  жана нитрофосту  $(NH_4NO_3, KCl$  жана  $(NH_4)_3PO_4$  аралашмасы) составына кирет. Ортофосфор кислотасы натрийдин үч полифосфатын  $Na_3P_3O_{10}$  өндүрүүдө, ал өз учурунда синтетикалык порошокторду алууда колдонулат. Натрий гексаметафосфаты суунун шордуулугун жоюуда жана буу казандарындагы кеберлерди кетириүүдө пайдаланышат. Фосфаттарды металлургияда металлдарды фосфаттоо процессинде колдонушат. Кызыл фосфор ширенке өндүрүүдө; фосфордун сульфиди фармацевтикалык каражаттарды даярдоодо; фосфордун үчлориди инсектоfungициддерди, беттик активдүү заттарды жана фосфорорганикалык бирикмелерди синтездөөдө колдонулат.

Мышьяктын, сурьманын жана висмуттун бирикмелери техникада, айыл чарбасында кеңири керектелет. Мисалы:  $As_2S_3$  - сары,  $Sb_2S_3$  - кызыл түстөгү минералдык боекторду жасоодо жана каучукту вулканизациялоодо колдонулат. Мындан сырткары мышьяктын бирикмелери медицинада, ветеринарияда жана айыл чарбасында пайдаланылат. Өтө аз өлчөмдөгү мышьяктын бирикмелери азоттун жана фосфордун бирикмелеринин организмде тез синирилишин иш жүзүнө ашырат.

## 25) VB ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

VB группасына ванадий, ниобий, тантал жана нильсборий элементтери киришет. Дүүдүкпөгөн абалдагы V, Ta жана Nb электрондук

конфигурациясы  $ns^2(n-1)d^1$ , ал эми ниобийдин атомуна энергетикалык тараптан  $[Kr]4d^45s^1$  конфигурациясы ыңгайлуу.

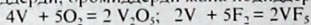
Ванадий, ниобий жана тантал жөнөкөй зат түрүндө ак - күмүш- сымал түстөгү кыйынчылык менен балкып эруучу металлдар (балкып эруу температурасы  $1917^\circ\text{C}$ ,  $Ta$   $3014^\circ\text{C}$ ). Ванадийден танталды карай бул металлдардын чоюлгучтугу жогорулайт.

Бул металлдардын физика-химиялык касиеттери тазалык сапатына байланыштуу болот. Таза металлдар бир топ жакшы ийилгичтике ээ болушуп химиялык активдуу заттарга киришет.

### Ванадий

Ванадий жезге, коргошунга жана цинкке караганда жер кыртышында кеңирээк кездешет. Бирок буга карабастан ванадий сейрек кездешкен элементтердин катарына кирет, себеби анын өзүнүн минералдары жана чоң кендери жаратылышта кездешпейт, ал негизинен коргошундун, титандын, темирдин жана урандын рудаларынын составында, таш көмүрдө жана нефтиде учурайт. Ванадий эң кеңири таралган сейрек элементтерге кирип, аны негизинен үлүшү 1% чейин болгон темирдин рудаларынан өндүрүп алышат, мисалы *титаномагнетиттен*  $(Fe, Ti)O_3 \cdot n(Fe, Fe_2)O_4$ . Мындан тышкары ванадийди урандык рудаларды, мисалы, *туямунитти*  $Ca(UO_2)_2(VO_4) \cdot 8H_2O$  комплекстик кайра иштетүүнүн негизинде бөлүп алышат. Ванадийдин минералдары: *патронит*  $V(S_2)_2$  жана *ванадинит*  $Pb_3(VO_4)_3Cl$  жаратылышта сейрек кездешет.

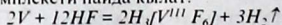
Фтор менен металлдар (Me) бөлмө температурасында аракеттенишет да  $MeF_3$  бирикмелерин пайда кылат. Ал эми ысытуунун натыйжасында бул металлдар хлор жана башка галогендер менен аракеттенишип хлориддерди, бромиддерди жана иодиддерди пайда кылат:



Балкыган күкүрт менен металлдар аракеттенишенде стехиометриялык эмес сульфиддер пайда болот:  $\sim V_2S_3$ ;  $\sim Ta_2S_5$ .

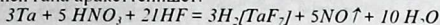
Жогорку температурада элементтердин ысыкка чыдамдуу жана катуу стехиометриялык эмес  $\sim VC$ ;  $\sim NbC$ ;  $\sim TaC$  карбиддери алынат.

Металлдардын кыртышында бир аз эле кычкылдарынын, нитриддердин жана карбиддердин аралашмаларынын болушу, аларды катуу жана морт заттарга айландырып ванадийден танталды көздөй кислоталардын таасирине туруштугу төмөндөйт. Ушул себептен техникалык металлдар суу жана кычкылдандыргыч эмес кислоталар (суутектуу галогендердин, фосфор кислотасынын  $H_3PO_4$ , кумурска  $HCOOH$  жана уксус  $CH_3COOH$  кислоталарынын, суутектин гексафторсиликатынын  $H_2[SiF_6]$  суудагы суюлтулган эритмеси) менен аракеттенишпейт. Булардан айырмаланып бир гана реакциялык жөндөмдүүлүгү жогору ванадий  $HF$  кислотасы менен аракеттенишип комплексти пайда кылат.

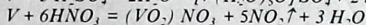
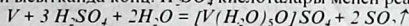


Мындай реакциялар ниобий менен танталда аябай акырындык менен жүрөт, себеби кычкылдандыргыч кислоталарда ( $HNO_3$ ,  $H_2SeO_4$ , конц.  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$  жана суудагы эритмеси гана туруктуу  $HMnO_3$ ,  $H_2Cr_2O_7$ )

пассивдуулугу жогрулап  $HF$  жана  $HNO_3$  кислоталарынын аралашмасы менен гана аракеттенишет:



Ванадий тантал менен ниобийден айырмаланып конц.  $HNO_3$  менен, ал эми ысытканда конц.  $H_2SO_4$  кислоталары менен реакцияга киришет:



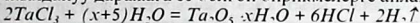
Бул группанын элементтеринин баарына жалпысынан (V) кычкылдануу даража мүнөздүү, мисалы  $Nb$ ,  $Ta$  жана  $Ns$  ( $Nb_2O_5$ ,  $NbF_5$ ,  $TaCl_5$ ,  $NsCl_5$ ). Ванадий үчүн (V) кычкылдануу даражасы кычкылтек жана фтор менен бириккен кошулмаларында гана туруктуу:  $VF_5$ ,  $V_2O_5$ ,  $VOF_3$ . Кадимки шартта ванадий 2s- жана 2d- электрондорун берүү менен туруктуу (IV) кычкылдануу даражасын көрсөтөт:  $VO_2$ ,  $VCl_4$ ,  $[V(H_2O)_5O]SO_4$ .

VB группанын элементтеринен ванадийдин кошулмалары гана төмөн кычкылдануу даражасын (II) жана (III) көрсөтүп күчтүү калыбына келтиргич касиетке ээ болушат. Ванадий (III) кычкылдануу даражада мезгилдик системада жанаша жайгашкан элементтер Ti жана Cr (III)го окшош келет.

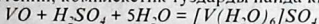
Кычкылдануу даражасынын өсүшү менен бул группага тиешелүү элементтердин кычкылдарынын жана гидро кычкылдарынын кислоталык касиеттери жогорулайт. Мисалы,  $VO$  жана  $V(OH)_2$  негиздик касиетте болушса,  $V_2O_3$  жана  $VO_2$  - үчүн амфотердик касиет мүнөздүү, ал эми  $VO_2$  жана  $VO_2 \cdot xH_2O$  кислоталык касиетте болушат.

Ванадийден ниобийге карай бул группадагы элементтердин бирикмелеринин химиялык касиеттери кескин түрдө өзгөрөт.

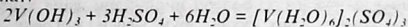
Төмөнкү кычкылдануу даражага ээ болгон ниобийдин жана танталдын туздары туруксуз келип, алар сууда эрүү менен жогорку (V) кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелерге айланат.



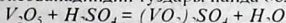
VB группадагы элементтердин кычкылдарынын жана гидрокычкылдарынын баары катуу заттар. Ванадийдин  $VO$  монокычкылы суу менен аракеттенишпейт, ал эми суюлтулган кислоталар менен бир гана  $VO$  аракеттенип, комплекстик туздарды пайда кылат.



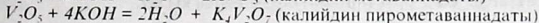
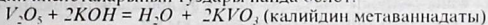
Абада бул монокычкылдары кычкылданып  $V_2O_5$ ти пайда кылат. Мындан сырткары ванадийдин (III) оксиди  $V_2O_3$  жана гидрокычкылы  $V(OH)_3$  суу чөйрөсүндө металлдар менен аракеттенишип туздарды пайда кылат.



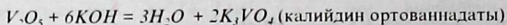
Ванадийдин (V) оксиди күчтүү кислоталар менен аракеттенишкенде диоксованадийдин туздары пайда болот.



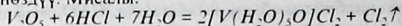
Ванадийдин (V) оксиди щелочтор менен менен аракеттенишкенде ванадий кислоталарынын туздары пайда болот:



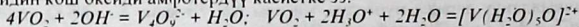




Ниобийдин  $Nb_2O_5$  жана танталдын  $Ta_2O_5$  кычкылдарынан айырмаланып, ванадийдин (V) кычкылына көбүрөөк кычкылдандыргыч касиет мүнөздүү. Мисалы:



Элементтердин кош кычкылдары  $VO_2$  суу менен аракеттенбейт. Ошондуктан аларга фтордуу суутек кислотасы да, азот кислотасы менен туз кислотасынын аралашмасы да, эч кандай таасир этпейт. Ал эми ванадийдин кош оксиди амфотердүү касиетке ээ.

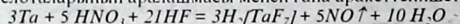


Пайда болгон ванадийдин оксопентааквакатиону бир кыйла стабилдүү болгондуктан мейкиндикте октаэдрдик түзүлүштө болот.

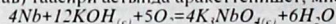
### Ниобий жана тантал

Таралышы боюнча ниобий ( $10^{-3\%}$ ) менен тантал ( $2 \cdot 10^{-4\%}$ ) ванадийден кийинки орунда турушат. Булардын минералдары – колумбит ( $Fe, Mn, Nb_2$ ) $O_6$ , танталит ( $Fe, Mn, Ta_2$ ) $O_6$  көпчүлүк учурда катуу эритме түрүндө кездешет. Ниобий менен танталды *пироклордун* ( $Ca, Na, Nb_2$ ) $O_6F$  жана *лопариттендин* ( $Na, Ca, Sr, Lu, Nb, Ti$ ) $_{112x}O_3$  (стехиометриялык эмес составдагы кош оксид) ири сырьелук булактарынан бөлүп алышат. Мындан тышкары лопаритте *La, Ce, Pr, Nb* ж.б. лантаноиддер кездешет.

Ниобий менен тантал да аябай акырындык менен  $HF$  жана  $HNO_3$  кислоталарынын аралашмасы менен гана аракеттенишет:



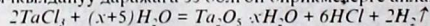
Ниобий жана тантал щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын эритмелери менен реакцияга киришпейт, бирок абадагы кычкылтектердин ж.б. кычкылдандыргычтардын ( $KNO_3, KClO_3$ ) эритиндилеринин (расплав) таасири астында аракеттенишет, мисалы:



Ниобийди жана танталды ысытканда кычкылтектен күйүшүп пентакычкылдарды  $M_2O_5$  пайда кылышат, азот менен аракеттенишкенде аябай катуу, химиялык жактан инерттүү стехиометриялык эмес нитриддер пайда болот:  $VN_x, NbN_x, TaN_x$ .

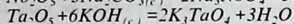
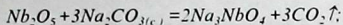
Фтор менен металлдар (Me) бөлмө температурасында аракеттенишет да  $MeF_5$  бирикмелерин пайда кылат. Ал эми ысытуунун натыйжасында бул металлдар хлор жана башка галогендер менен аракеттенишип хлориддерди, бромиддерди, жана иодиддерди пайда кылат. Балкыган күкүрт менен металлдар аракеттенишенде стехиометриялык эмес сульфиддер пайда болот:  $\sim V_2S_3; \sim Ta_2S_5$ .

Төмөнкү кычкылдануу даражага ээ болгон ниобийдин жана танталдын туздары туруксуз келип, алар сууда эрүү менен жогорку (V) кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелерге айланат.



Ниобийдин  $Nb_2O_5$  жана танталдын  $Ta_2O_5$  кычкылдары суу жана кислоталар менен аракеттенишпейт. Бирок алар щелочтуу металлдардын карбонаттары жана гидрокычкылдары менен өз ара аракеттенишип, ортоиниобаттарды жана ортотанталаттарды пайда кылат.





**Колдонулушу.** Металлдык ванадийди негизинен болотту жана анын куймаларын өндүрүүдө кенири колдонушат, жана ошондой эле авиациялык жана автомобилдик кыймылдаткычтардын серпилгичтигин жана катуулугун жакшыртуу үчүн негизги сырьёго 0,1-0,2% кошуп жасашат.

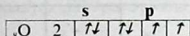
Ниобийдин тантал менен болгон 1:9 катыштагы куймасы, космос техникаларын жана ракета куруу өнөр жайларында колдонулат. Жасалган ал тетиктердин температурага туруктуулугу 2500°Сга жетет.

Тантал химиялык жактан туруктуу болгондуктан андан медицинада колдонулуучу шприцтердин ийнелерин жасашат.

Ванадийдин пентакычкылы күкүрт кислотасын, фталь ангидридин, анилин боекторун жана металлдык танталды алууда алмаштыргыс катализатор катарында колдонулат. Ошондой эле тантал электролиттик конденсаторлорду, электр лампаларынын электроддорун жана жогорку температурага чыдамдуу келген электр жылыткычтарын жасоодо колдонулат.

## 26) VI ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Алтынчы группанын негизги подгруппасынын элементерине кычкелтек, күкүрт, селен, теллур жана полоний таандык. Алардын кээ бир касиеттери 2.10-таблицада көрсөтүлгөн. Кычкелтек, күкүрт жана селен металл эместер болсо, теллурга металлдык да касиеттер мүнөзүү. Бул элементтердин атомдору  $ns^2np^4$  электрондук конфигурациясына ээ. Кычкылтектин атомунун сырткы электрондук катмары төмөндөгүдөй түзүлүшкө ээ:

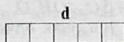
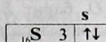


Эки жупташпаган электрондордун негизинде кычкылтектин атому эки коваленттик байланышты пайда кылып, -2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Мисалы,  $H_2O^{-2}$ ,  $K_2O^{-2}$ ,  $CaO^{-2}$ ,  $HNO_3^{-2}$ . Кычкылтек терс электрдүүлүгү эң чоң болгон бир гана фтор менен болгон кошулмасында +2 ге барабар болгон кычкылдануу даражаны көрсөтөт:  $O^{+2}F_2$ .

-O-O- байланышты пайда кылган перкычкылдарда кычкылтектин кычкылдануу даражасы -1ге барабар.

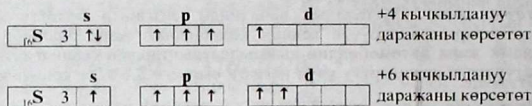
Кычкылтектен башка элементтердин атомдорунда бош жаткан d орбиталга электрондор оңой өткөндүктөн, алардын бирикмелериндеги кычкылдануу даражалары -2ден +6га чейинки өзгөрөт. Күкүрттүн атомунун сырткы электрондук катмары төмөндөгүдөй түзүлүштөргө ээ:

Негизги абал:



+2 кычкылдануу даражаны көрсөтөт

Дүүлүккөн абалдар:



Ал эми полоний жана теллурдун бирикмелерине +4, +6 кычкылдануу даражалары мүнөздүү.

Кычкылтек, күкүрт жана селен металл эместер болсо, теллурга металлдык да касиеттер мүнөзүү. Полоний болсо радиоактивдүү, жумшак жана ак күмүш түстөгү металл болуп, эрүү температурасы  $254^{\circ}C$  түзөт.

Күкүрт менен селен катуу, суюк жана газ абалдарында 2, 4, 6, 8 атомдон турган шакекче же тизмектешкен молекулаларды пайда кылышат. Группа боюнча элементтердин катар номерлеринин өсүшү менен атомдордун радиустарынын өсүшүнө, терс электрлүүлүктүн азайышына, атомдордун кычкылдандыргыч касиеттеринин азаюсуна жана кычкылдануу даражасы -2 болгон атомдордун калыбына келтиргичтик касиеттеринин жогорулашына шарт түзөт.

2.10-таблица

VIA группанын элементеринин кээ бир касиеттери

|  | O           | S           | Se          | Te          |
|--|-------------|-------------|-------------|-------------|
| Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү | $2s^2 2p^4$ | $3s^2 3p^4$ | $4s^2 4p^4$ | $5s^2 5p^4$ |
| Атомдун иондошуу энергиясы, эВ         | 13,62       | 10,36       | 9,75        | 9,01        |
| Салыштырма терс электрдүүлүгү          | 3,5         | 2,6         | 2,5         | 2,1         |
| Атомдук радиусу, нм                    | 0,066       | 0,104       | 0,117       | 0,137       |
| $E^{2-}$ ионунун радиусу, нм           | 0,136       | 0,182       | 0,193       | 0,211       |
| Эрүү температурасы, $^{\circ}C$        | -218,8      | 119,3*      | 217         | 449,8       |
| Кайноо температурасы, $^{\circ}C$      | -183,0      | 444,6       | 685         | 990         |

**Таралышы.** Кычкылтек - жаратылышта эң кеңири таралган элемент. Группа боюнча элементтердин катар номерлеринин өсүшү менен жаратылышта таралышы кескин азаят: S - 0,048%, Se -  $8 \cdot 10^{-5}\%$ , Te -  $1 \cdot 10^{-6}\%$ , Po -  $2 \cdot 10^{-14}\%$ . Эркин абалдагы күкүрт б.з.ч. 5 миң жыл мурда эле белгилүү болгон. Күкүрт жаратылышта эркин абалында жана түрдүү бирикмелердин составында кездешет. Күкүрттүн көп бөлүгү пирит же темир колчеданы  $FeS_2$ , халькопирит  $CuFeS_2$ , галенит же коргошун жалтырагы  $PbS$ , мирабилит  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , гипс  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , барит  $BaSO_4$  ж.б. минералдарда болот. Азыраак өлчөмдөгү күкүрт жаратылыш газынан жана көмүрдү кокстоодо бөлүнүп чыккан газдан алынат.

Селен менен теллур жаратылышта жалаң гана күмүштүн, алтындын, жездин жана висмуттун селениддери жана теллуриддери түрүндө табылган. Селен менен теллурдун сырьесунун пегизги булактары болуп жезди рафинациялоодо жана күкүрт кислотасын өндүрүүдө пайда болгон шлам - калдыктар эсептелет. 1798 - жылы Клапорот, ага берип жиберешкен "металлды" изилдеп жаңы элемент экенин аныктаган жана Жердин атына теллур деп атаган (грек. «Жер»).

Селен 1817-жылы Берцеллиус тарабынан күкүрт кислотасынын шламынан табылган. Бул элементтин химиялык касиеттери теллурдукуна окшош болгондуктан Берцеллиус аны Жердин спутниги Айдын урматына селен (грек. «Ай») деп атаган.

Полоний болсо 1898-жылы Кюри-Склодовская тарабынан уран кенинен табылып, ага Кюри өз мекени Польшанын атын койгон.

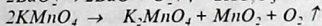
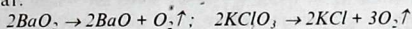
### Кычкылтек

Кадимки шарттарда кычкылтек - түссүз, жытсыз жана даамсыз газ. Абадан бир аз оор, 1 л кычкылтектин массасы 1,43 г (абаныкы -1,29 г). Сууда начар эрийт: 0°Cда 100 көлөм сууда 4,9 көлөм, а.э. 20°C да - 3,1 көлөм кычкылтек эрийт. Жаратылыштагы кычкылтек үч стабилдик изотоптон:  $^{16}\text{O}$  (99,759%),  $^{17}\text{O}$  (0,037%) жана  $^{18}\text{O}$  (0,204%) турат. Кычкылтек суунун (85,8 %), абанын (23,1%) жана жер кыртышын түзгөн көптөгөн минералдардын (47,3%) составына кирет.

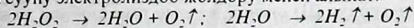
Жогорку температурада кычкылтек өзү аракеттенишпей турган металлдарда жакшы эрийт. Мисалы, 1 см<sup>3</sup> платинада 77 см<sup>3</sup>, алтында 48 см<sup>3</sup> кычкылтек эрийт.

Кычкылтек өнөр жайда төмөнкү температурада суюлтулган абадан ректификациялоо жолу менен алынат, натыйжада аба азотко ( $t_{\text{кап}} = -196^{\circ}\text{C}$ ) жана кычкылтекке ( $t_{\text{кап}} = -183^{\circ}\text{C}$ ) ажырайт.

Кычкылтек лабораторияда кээ бир бирикмелерди ысытуу жолу менен алынат:



Мындан сырткары суутектин перкычкылын катализдик ажыратуу жана сууну электролиздөө жолдору менен алынат:



Аба - кычкылтектен, азоттон, инерттүү газдардан, көмүрдүй кычкылдарынан жана суу бууларынан турган аралашма. Абанын курамында мындан сырткары ар түрдүү минералдык заттар менен көмүрдүн майда аэрозолдору, бактериялар, күкүрттүү суутек, аммиак ж.б. болушу мункүн.

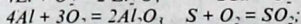
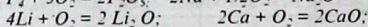
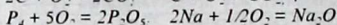
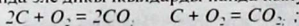
Азот, кычкылтек жана инерттүү газдар абанын туруктуу компоненттери болуп эсептелет. Калгандары өтө аз санда кездешет жана жаан - чачындар менен жуулуп абадан арылтылып турулат. Туруктуу составдык бөлүкчөлөрдү гана эсептеген абанынын составы 2.11-таблицада көрсөтүлгөн.

## Абанын составы

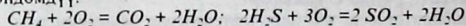
| Абанын составдык бөлүгү | Көлөмдүк үлүшү | Массалык үлүшү |
|-------------------------|----------------|----------------|
| Кычкылтек               | 20,9%          | 23,1%          |
| Азот                    | 78,2%          | 75,5%          |
| Инерттүү газдар         | 0,9%           | 1,4%           |

1 л абанын массасы  $20^{\circ}\text{C}$ да жана нормалдык басымда 1,293 г түзөт. Аба  $-140^{\circ}\text{C}$  температурада жана 4МПа басымда түссүз суюктукка айланат.

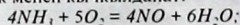
**Химиялык касиеттери.** Кычкылтек *He*, *Ne* жана *Ar* элементеринен башка бардык элементтер менен бирикмелерди пайда кылат. Кадимки шарттарда кычкылтек ак фосфор, щелочтуу жана щелочтуу жер металлдары менен гана аракетенишет, булардын ичинен *P*, *Ba*, *Rb* жана *Cs* кычкылтектен өзү эле күйүп киришет. Суутек менен болгон аралашмасы да катализатордун - дисперстик платинанын катышуусунда күйүп кетет. Алтындын, хлордун, бромдун жана кээ бир элементтердин гана кычкылдары түздөн түз алынбайт, ал эми калган кычкылдар түздөн түз алынат. Мисалы, кычкылтек галогендер, алтын жана платина менен ысытканда да аракетенишпейт, азот менен  $3000^{\circ}\text{C}$ дан жогору температурада аракеттенишет, о.э. күкүрт, селен жана теллур кычкылтектен  $260^{\circ}\text{C}$ дан ашканда эле дикычкылдарды пайда кылуу менен күйүшөт.



Көпчүлүк татаал заттар да кычкылтек менен күйүү реакциясына жөндөмдүү:



Катализатор катарында платинаны колдонгондо, амиак да кычкылтек менен кычкылданат:

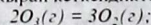


*NO* азот кислотасын алуу үчүн колдонулат.

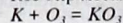
Көпчүлүк металлдар абадагы кычкылтек менен коррозияга учурайт.

Татаал заттардан азоттун (II) оксиди, кандын гемоглобини да комнаталык температурада кычкылтек менен аракеттенишет.

**Озон.**  $\text{O}_3$  - кычкылтектин аллотропиялык модификациясы, кадимки шартта жагымдуу жыты бар, көгүлтүр түстөгү газ, эрүү температурасы  $-192^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $-112^{\circ}\text{C}$ . Сууда озон кычкылтекке караганда 15 эсе жакшы эрийт. Суюк озон - кара-көк түстөгү зат. Озон бардык агрегаттык абалдарында жарылып кетүүгө жөндөмдүү. Озон өзүнөн өзү ажырап кеткендиктен аны сактоого мүмкүн эмес:



Кээ бир металлдар менен озониддерди пайда кылат:





Озон күчтүү кычкылдандыргыч болуп эсептелет. Ал  $NO_2$  ни  $N_2O_3$  ке,  $SO_2$  ни  $SO_3$  кө, хлорду  $Cl_2O_2$  ге, күмүштү  $Ag_2O$  го чейин кычкылдандырат.

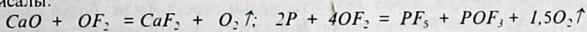
Озон абада ультрафиолет нурларынын жана атмосферадагы электр разрядынын - чагылгандын таасиринен пайда болот. Лабораторияда атайын прибор - озанотордун жардамында кычкылтектен алынат.

Күчтүү кычкылдандыргыч катары озон бактерияларды өлтүрөт. Ошондуктан сууну, абаны дезинфекциялоо үчүн колдонулат.

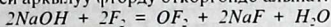
**Кычкылтектин фториддери.** Кычкылтектин фториддери түссүз, газ абалындагы уулуу заттар, жалпы формуласы  $O_nF_2$ , мында  $n=1-6$ . Кычкылтектин фториддери - эндотермикалык диамагниттик бирикмелер болуп эсептелишет, алардын ысытууга туруктуулугу кычкылтектин атомдорунун саны өскөн сайын кескин төмөндөйт. Кычкылтектин фториддери ажыраганда кычкылтек жана фтор пайда болот.

Кычкылтектин дифториди  $OF_2$  алардын ичинен эң стабилдүүсү,  $250^\circ C$  чейин туруктуу болот, эрүү температурасы -  $224^\circ C$ , кайноо температурасы -  $145^\circ C$ .

Көпчүлүк заттар менен кычкылтектин фториддери жалындап күйүү жана жарылуу менен аракеттенишет, мында элементтердин эң жогорку кычкылдануу даражаларына туура келүүчү фториддери пайда болот. Мисалы:



Кычкылтектин дифториди натрийдин гидроксидинин суудагы эритмеси аркылуу фторду өткөргөндө алынат:



### Күкүрт

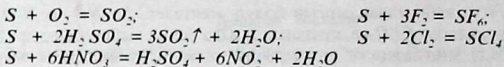
**Физикалык жана химиялык касиеттери.** Кадимки шартта күкүрт  $S_8$  формуласына туура келген үч түрдүү кристаллдык модификация түрүндө болот. Алардын ичинен  $\alpha$ - $S_8$  (ромбикалык модификация) туруктуу келет. Ал сары түстөгү, электр тогун жана жылуулукту начар өткөргөн, сууда начар эрий турган кристаллдык зат, бирок күкүрттүү көмүртекте  $CS_2$ , ацетондо, бензолдо жакшы эрийт. Жаратылыштагы күкүрт негизинен  $\alpha$ - $S_8$  модификациясынан турат.

$95^\circ C$  да  $\alpha$ - $S_8$  модификациясы  $\beta$ - $S_8$  (моноклиндик модификацияга), ал эми  $101^\circ C$  да  $\beta$ - $S_8$  модификациясы  $\gamma$ - $S_8$  модификациясына өтөт.

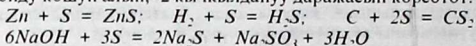
Күкүрттү акырындап ысытканда  $119^\circ C$  эрийт, ал эми  $160^\circ C$  күрөң түскө өтөт, андан ары  $200^\circ C$  чейин коюлана баштайт. Температура  $250^\circ C$  жеткенде күкүрт кайрадан суюла баштайт да,  $444,6^\circ C$  кайнайт.

Күкүрттүн бууларында температурага жараша составы  $S_8$ ,  $S_6$ ,  $S_4$ ,  $S_2$  болгон молекулалар болот.  $800^\circ C$  жогору температурада күкүрт негизинен эки атомдуу парамагниттик молекулалардан турат,  $1000^\circ C$  жогорку температурада атомдорго ажырап кетет.

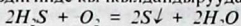
Күкүрт - химиялык жактан активдүү зат. Анын инерттүү газдардан,  $Au$ ,  $Pt$ ,  $I$  жана  $At$  тап башка бардык элементтер менен бирикмелери белгилүү. Күчтүү кычкылдандыргычтар менен кошулганда +2, +4, +6 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт:



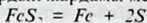
Күчтүү калыбына келтиргичтер менен кошулганда алардан эки электронду кошуп алып, -2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт:



Күкүрттү өнөр жайда жер алдынан эркин күкүрттү казып алуу аркылуу же жаратылыштагы күкүрттүү суутек газын кычкылтектин жетишсиздигинде кычкылдандыруудан алышат:

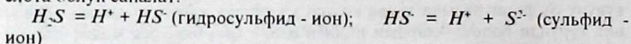


Кошулмаларынан күкүрттү ажыратуу же болбосо химиялык реакциялардын жардамы менен алышат:

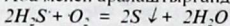


**Сульфиддер.** Күкүрттүн суутек менен  $H_2S_x$  ( $x = 1 - 23$ ) составындагы бирикмелери **сульфандар** деп аталат.  $H_2S$ тен башка бардык сульфандар - саргыч түстөгү уулуу жыттуу газдар болуп эсептелет.

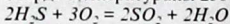
Эки күкүрттүү сульфан же эки күкүрттүү суутек  $H_2S_2$  эркин түрүндө жашабаганы менен анын туздары - персульфиддер жаратылышта көп кездешет. Мисалы, пирит  $FeS_2$  - темирдин персульфиди болуп саналат. Күкүрттүү суутек (моносульфид)  $H_2S$  - түссүз жагымсыз жыттуу (сасыган жумуртка сыяктуу), өтө уулуу газ, эрүү температурасы  $-85^\circ C$ , кайноо температурасы  $-60^\circ C$ . Күкүрттүү суутектин молекуласы диамагниттүү, аз уюлдуу ( $\mu=0,9 - 1,1D$ ) болуп, суутектин атомдору  $92,2^\circ$  бурч түрүндө жайгашат.  $H_2S$  сууда начар эрийт. Суудагы эритмеси эки негиздүү начар кислота болуп саналат:



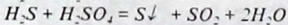
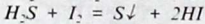
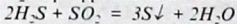
Аба менен аралаштырганда  $H_2S$  акырындык менен кычкылданат:



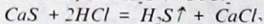
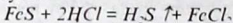
Эгерде температураны  $250^\circ C$  чейин жогорулатса  $H_2S$  күйүп кетет:



$H_2S$  күчтүү калыбына келтиргичтердин катарына кирет:



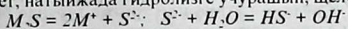
Лабораториялык шарттарда  $H_2S$  алуу үчүн төмөнкү реакциялар колдонулат:



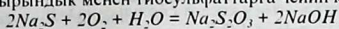
Сульфиддер деп күкүрттүн башка, терс электрдүүлүгү азыраак болгон элементтер (анын ичинде кээ бир металл эместер:  $B, C, Si, Ge, P, As$ ) менен болгон бирикмелерин аташат. Металлдар менен аммонийдин сульфиддери күкүрттүү суутек кислотасынын туздары болуп саналышат. Щелочтуу жана щелочтуу - жер металлдарынын сульфиддери - иондук

түзүлүшкө ээ болгон стехиометриялык составдагы гигроскопиялык заттар. Калган металлдардын сульфиддери - стехиометриялык эмес составдагы коваленттик бирикмелер.

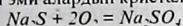
Щелочтуу металлдар менен аммонийдин (М) сульфиддери сууда эришет, натыйжада гидролизге учурашып, щелочтуу чөйрөнү көрсөтүшөт:



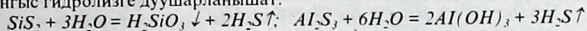
Щелочтуу металлдардын сульфиддеринин суудагы эритмелери абада акырындык менен тиосульфаттарга чейин кычкылданышат:



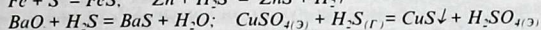
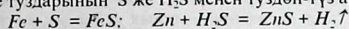
Ал эми алардын кристаллдарын ысытканда сульфаттар пайда болот:



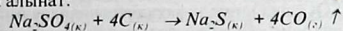
Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынан башка бардык металлдардын сульфиддери сууда начар эрийт, кээ бирлери акырындап кайталангыс гидролизге дуушарланышат:



Сульфиддерди көбүнчө жөнөкөй заттардын, алардын оксиддеринин же туздарынын S же H<sub>2</sub>S менен туздөн-түз аракеттенишүүсүнөн алышат:

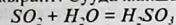


Сульфиддердин эң маанилүүсү Na<sub>2</sub>S төмөнкү реакциянын жардамында алынат:

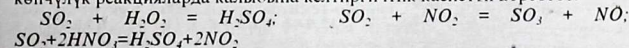


**Күкүрттүн кычкылтектик бирикмелери.** Күкүрттүн бардык кычкылдары жана кычкылтектүү кислоталары экзотермикалык бирикмелер болуп саналышат. Күкүрттүн кычкылтектүү бирикмелеринин ичинен SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> сульфиттер, сульфаттар, тиосульфаттар чоң мааниге ээ.

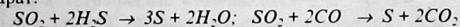
SO<sub>2</sub> - эрүү температурасы - 75°C, кайноо температурасы 10°C болгон кескин жыттуу, түссүз газ. 2800°C жогорку температурада S жана O<sub>2</sub>ке ажырайт. Сууда жакшы эрийт, эритмеси кислота болуп саналат:



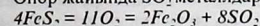
Абсолюттук кургак SO<sub>2</sub> кадимки шарттарда галогендер, H<sub>2</sub>S, CO, H<sub>2</sub> жана O<sub>2</sub> менен аракеттенишпейт. Ал эми 2SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> = 2SO<sub>3</sub> реакциясы жогорку температурада жана катализатордун катышуусунда жүрөт. SO<sub>2</sub> көпчүлүк реакцияларда калыбына келтиргичтик касиетти көрсөтөт.



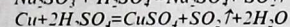
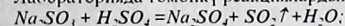
Азыраак сандагы реакцияларда SO<sub>2</sub> кычкылдандыргычтын ролун аткарат:



Өнөр жайында SO<sub>2</sub> металлдардын сульфиддерин күйгүзүүдөн алынат:

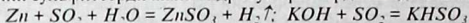


Лабораторияда төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

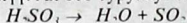




Күкүрттүн кычкылы суунун катышуусунда активдүү металлдар, кычкылдар, гидрокычкылдар, карбонаттар, гидрокарбонаттар менен аракеттенип сульфиттерди жана гидросульфиттерди пайда кылат.



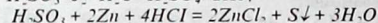
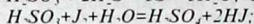
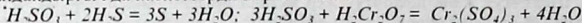
Күкүрттүү кислота  $H_2SO_3$  суудагы өтө суютулган эритме түрүндө белгилүү. Ал өтө туруксуз болгондуктан күкүрттүү газ жыттанып турат:



Суудагы эритмеде  $H_2SO_3$  орто күчтөгү кислота болуп саналат:

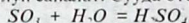


Күкүрттүү кислота  $SO_2$  сыяктуу эле калыбына келтиргичтик да кычкылдандыргыч да касиеттерди көрсөтө алат:

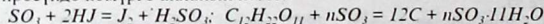


Металлдардын гидросульфиттери сууда жакшы эрийт, ал эми сульфиттери, щелочтуу металлдардын жана аммонийдин сульфиттеринен башкасы, сууда аз эришет.

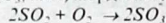
Күкүрттүн (VI) кычкылы же күкүрт ангидриди  $SO_3$  үч ( $\alpha, \beta, \gamma$ ) полиморфтук модификацияда (эрүү температуралары  $17^\circ C$ ,  $32^\circ C$ ,  $62^\circ C$ ) кристаллдашат. Өнөр жайда же лабораторияда алынган катуу, жалтырак ак түстөгү, абада түтөп туруучу  $SO_3$  ушул үч модификациянын аралашмасы болуп саналат. Сууда өтө жакшы эрип күкүрт кислотасын пайда кылат:



$SO_3$  - күчтүү кычкылдандыргыч болгондуктан көпчүлүк заттар анда күйүп кетет (мисалы, фосфор), ал эми органикалык заттар анын чөйрөсүндө көмүргө айланып кетет:



Күкүрт ангидриди күкүрттүн (IV) оксидин катализатордун (Pt,  $Fe_2O_3$ ,  $V_2O_5$ , ж.б.) жардамында кычкылдандыруудан алынат:



Күкүрт ангидриди  $SO_3$  күкүрт кислотасында эрип, «олеум» деп аталган поликүкүрт кислоталарынын ( $H_2S_2O_7$ ,  $H_2S_3O_{10}$ , ж.б.) аралашмасын пайда кылат.

**Күкүрт кислотасы**  $H_2SO_4$  - түссүз, май сыяктуу, оор суюктук, эрүү температурасы  $-10^\circ C$ , кайноо температурасы  $280^\circ C$ . Күкүрт кислотасы оор суюктук болгондуктан жана суу менен аралашканда көп жылуулук бөлүнүп чыккандыктан, аны сууда эритүүдө аз - аздан сууга кошуп, тынбай аралаштырып туруу керек. Эч качан кислотанын үстүнө сууну куюуга болбойт.

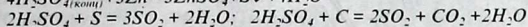
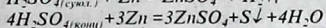
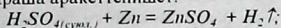
Күкүрт кислотасынын суудагы эритмеси - күчтүү эки негиздүү кислота болуп саналат:



Концентрацияланган күкүрт кислотасы күчтүү кычкылдандыргычтарга кирет. Анда органикалык заттар көмүргө айланып кетет.  $H_2SO_4$

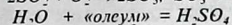
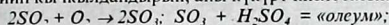


металлдар жана башка калыбына келтиргичтер менен концентрациясына жараша аракеттенишет:

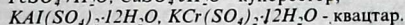
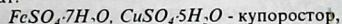


Концентрацияланган (96-98%)  $H_2SO_4$  кадимки шарттарда *Fe*, *Cr*, *Co* жана *Ni*ди пассивдештирет. Ошондуктан ал болот цистерналарда сакталат жана ташылат.

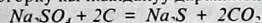
Күкүрт кислотасын өнөр жайда алуунун негизги ыкмасы болуп,  $SO_2$ ни катализатордун катышуусунда абанын кычкылтеги менен  $SO_3$ кө чейин кычкылдандырып, аны күкүрт кислотасында эритип алуу саналат:



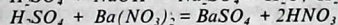
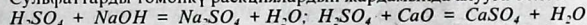
Эки негиздүү кислота катары  $H_2SO_4$  кычкыл жана орто туздарды - гидросульфаттарды пайда кылат. Кээ бир сульфаттар:  $CaSO_4$ ,  $SrSO_4$ ,  $BaSO_4$ ,  $PbSO_4$  гана сууда начар эрийт, сууну кошуп алып кристаллогидраттарды пайда кылат, ошондуктан алар купоростор деп аталат. Кош сульфаттардын кристаллогидраттарын ачык таштар же квацтар деп аташат:



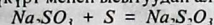
Сульфаттар кычкылдандыргыч катары калыбына келтиргичтерди жогорку кычкылдануу даражасына чейин кычкылдандырат:



Сульфаттарды төмөнкү реакциялардын жардамында алууга болот:



Эгерде күкүрт кислотасындагы кычкылтектин бир атомун күкүрттүн атому менен алмаштырса, анда тиосульфаттарга тиешелүү болгон тиокүкүрт кислотасы  $H_2S_2O_3$  же  $H_2SO_3(S)$  алынмак, бирок тиокүкүрт кислотасы өтө туруксуз болгондуктан анын туздары гана белгилүү. Тиосульфаттар полисульфиддердин кычкылданышынан жана сульфиттерди күкүрт менен ысытуудан алынат:

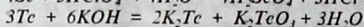
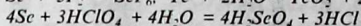
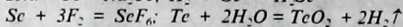
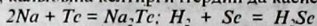


### Селен, теллур жана алардын кошулмалары

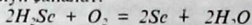
Селен менен теллур касиеттери боюнча күкүрткө окшош, бирок жалтырактыгы металлдарга да окшоп кетет. Селен менен теллурдун эки негизги аллотропиялык модификациялары бар. Аморфтук селен - күрөң-кызыл түстөгү порошок, ал эми кристаллдык селен боз түстөгү, металлдык жалтырактыкка ээ болгон зат. Теллурдун аморфтук модификациясы күрөң түстүү порошок.

Селендин дагы бир өзгөчөлүгү - анын электр өткөрүмдүүлүгү жарыкта караңгыга салыштырмалуу 1000 эсе жогорулайт. Ошондуктан теллурга караганда *Se* жарым өткөргүч катары көбүрөөк колдонулат.

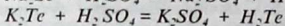
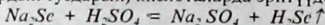
Se менен Te химиялык касиеттери боюнча кычкылдандыргычтардын да, калыбына келтиргичтердин да касиеттерин көрсөтө алышат:



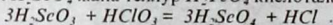
Селендүү суутек  $H_2S$  менен теллурдуу суутек  $H_2Te$  түссүз, жагымсыз жыттуу газдар. Алардын суудагы эритмелери күкүрттүү суутек кислота-сына караганда күчтүү кислоталар. Алар күчтүү калыбына келтиргичтер болуп саналат:



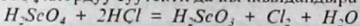
$H_2Se$  менен  $H_2Te$  селениддерди жана теллуриддерди (ушул кислота-лардын туздарын) кислоталарда эритүүдөн алынат:



Селендин  $SeO_2$  жана теллурдун  $TeO_2$  оксиддери селендүү  $H_2SeO_3$  жана теллурдуу  $H_2TeO_3$  кислоталардын ангидриддери болуп саналат. Бул кислота-ларды күчтүү кычкылдандыргычтар менен кычкылдандыруудан селен  $H_2SeO_4$  жана теллур  $H_2TeO_4$  кислоталарын алууга болот:



Селен кислотасы күчтүү кислота болуп саналат. Ал  $H_2SO_4$  сыяктуу өзүнө сууну тез тартып алат, органикалык заттарды көмүргө айлантып жиберет. Эгерде күкүрт кислотасы  $HBr$  жана  $HJ$ ти кычкылдандырса  $H_2SeO_4$  хлордуу суутекти да кычкылдандыра алат:



Теллур кислотасы  $H_2TeO_4$  начар кислота болуп саналат.

**Колдонулушу жана токсикологиясы.** Кычкылтек металлургияда ар түрдүү процесстерди интенсивдештирүү үчүн, кычкылдандыргыч катарында көптөгөн химиялык өнөр жайларда, металлдарды кесүүдө жана ширетүүдө, суу алдында жүрүүчү кемелерде жана космос кораблдеринде дем алуу үчүн ж.б. колдонулат. Суюк кычкылтек, озон жана суутектин пероксиди - ракеталык отундун кычкылдандыргычы катары колдонулат.

Өндүрүлгөн озондун негизги бөлүгү ичилүүчү сууну дезинфекциялоого пайдаланылат. Сууну  $O_3$  менен иштеткенде суунун жагымсыз жыты, даамы жоголуп, бактериялардан тазаланат. Мындан сырткары озон эт комбинаттарында абаны стерилдөө үчүн, фенолу бар булганыч сууларды зыянсыздандыруу үчүн колдонулат.

Суутектин пероксиди текстилдик материалдарды, кагазды агартуу, глицеринди, органикалык жана органикалык эмес пероксиддерди өндүрүү үчүн жана дезинфекциялоочу каражат катарында колдонулат.

Порошок түрүндөгү күкүрт - пахтанын, жүзүмдүн жана картошканын зыянкөчтөрине каршы эң жакшы фунгицид болуп эсептелет. Азыраак өлчөмдөгү күкүрт ширенке, резина өндүрүүдө,  $CS_2$ , боек заттарды синтездөөдө колдонулат. Өндүрүлгөн күкүрттүн 92%ти  $H_2SO_4$  өндүрүү үчүн

жумшалат. Ал эми  $H_2SO_4$  химиялык өнөр жайдын эң негизги сырьелорунун бири болуп саналат. Аны фосфор жер семирткичтерин, жасалма булаларды, жуучу каражаттарды, полимердик материалдарды, кантты, өсүмдүк майын өндүрүүдө, нефтини тазалоодо колдонушат.

$SO_2$ нин суудагы эритмеси жүндү, жибекти, кантты жана жүгөрүнү агартуу үчүн колдонулат.  $Na_2SO_3$  негизинен вискозалык жибекти, органикалык боекторду өндүрүүдө, ткандарды агартууда жана терини өңдөөдө колдонулат.

Натрийдин, кальцийдин жана барийдин сульфиддери тери иштетүүдө териден жүндү ажыратуу үчүн, цинктин жана кадмийдин сульфиддери - люминофорлорду жана фотоэлектрдик приборлорду жасоодо пайдаланылат.

Селен туруктуу токтоу алуучу приборлорду, фотоэлементтерди, түстүү айнектерди, бышык резиналарды, жарым өткөргүчтөрдү жасоо үчүн зарыл элемент болуп саналат.

Теллурду азыраак кошсо коргошундун механикалык жана коррозияга туруктуулук касиеттери күчөйт.

Озон өсүмдүктөр жана жаныбарлар үчүн уулуу болуп эсептелет. Озону 0,002 мг/л болгон аба менен дем алуу жөтөлдү, көңүл айланууну, баш тегеренүүнү пайда кылат. Суутек пероксиди менен дайыма иштеген адамдарда теринин сезгенүү оорулары байкалат.  $H_2O_2$  ашказанга кирсе ичти, башты оорутат, дем кысылат.

Күкүртүү суутек - уулуу зат, аны менен дем алуу эстен танууга же өлүмгө алып келиши мүмкүн, себеби дем алуу органдарын иштетпей кетет. Ушундай эле уулуу касиеттерге  $CS_2$  да ээ, мындан тышкары  $CS_2$  наркотикалык касиеттерге да ээ.

$S_2F_{10}$  бирикмесинин таасири фосгендин таасирине окшоп кетет. Селен менен теллурдун газ абалындагы бирикмелеринин өтө аз концентрациясы эле башты оорутуп, жогорку дем алуу органдарын сезгентет. Селен жана теллур менен ууланганда бүткүл денеден жана ооз көндөйүнөн жагымсыз жыт бөлүнүп чыгат.

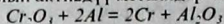
Күкүрттүн диоксиди жогорку дем алуу органдарын сезгентет, бронхтордун спазмасын жана дем кысылууну пайда кылат. Күкүрт кислотасынын аэрозолу ( $SO_3 + H_2O$ ) күкүрт кислотасына караганда уулуураак, анын сезгенткич касиеттери  $1 \text{ мг/м}^3$  эле башталат.  $H_2SO_4$  териге тийсе аны күйгүзүп, терең жараларды пайда кылат. Щелочтуу металлдардын пероксидсульфаттары аллергиялык ооруларды пайда кылат.

## 27) VIБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

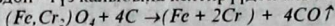
Хром, молибден жана вольфрам -түссүз, эрүү температуралары жогору болгон жалтырак металлдар.  $W$  - эрүү температурасы эң жогору болгон металл көмүртектин, азоттун жана кремнийдин микроаралашмаларынан тазартылган  $Cr$  абдан ийилчээк жана чоюлчаак болуп калат. Металлдардын кээ бир физикалык - химиялык касиеттери 2.12-таблицада көрсөтүлгөн.



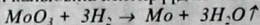
**Металлдардын алынышы.** Дээрлик таза хром хромдун (III) кычкылы активдүү металлдар менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Металлургиялык керектөө (куймаларды алуу) үчүн хром темир менен бирге феррохром куймасы түрүндө хромит рудасынан көмүртек менен түздөн - түз калыбына келтирүүдөн алынат:



Таза молибден менен вольфрам алардын кычкылдарынан суутек менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Пайда болгон молибдендин же вольфрамдын порошогун порошок металлургиясынын ыкмалары менен же вакуумда электрондук пушканын жардамында компактык металлга айландырып алышат.

2.12-таблица

Хромдун, молибдендин жана вольфрамдын физикалык-химиялык касиеттери

| Касиеттери                                   | Металлдар      |                        |                           |
|--|----------------|------------------------|---------------------------|
|  | Cr             | Mo                     | W                         |
| Эрүү температурасы, °C                       | 1890           | 2620                   | 3387                      |
| Кайноо температурасы, °C                     | 2680           | 4630                   | 5680                      |
| Тыгыздыгы $\rho$ , г/см <sup>3</sup> (25 °C) | 7,19           | 10,22                  | 19,35                     |
| Электрондук түзүлүшү                         | $ns^1(n-1)d^5$ | $ns^2(n-2)f^4(n-1)d^4$ | $ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^4$ |

### Хром

Хром жер кыртышында кеңири тараган элемент (массасы боюнча  $2 \cdot 10^{-20}$ %ды түзөт). Эң манилүү рудаларына хромит  $(Fe, Cr_2)O_3$ ; крокоит -  $PbCrO_4$ ; уваровит -  $Ca_3Cr(SiO_4)_3$  ж.б. кирет. Булардын ичинен хромит минералы өнөр жайлык чоң мааниге ээ. Ал металлургияда, химия өнөр жайында кеңири иштетилет. **VIБ** группанын элементтеринин Россияда (Урал), Зимбабведе, ЮАРда жана Жаңы Каледонияда чоң запастары бар. *Cr, Mo, W* жаратылышта эркин абалында кездешпейт.

Жаратылышта 4 туруктуу изотобу бар:  $^{50}Cr$ ;  $^{52}Cr$ ;  $^{53}Cr$ ;  $^{54}Cr$ ; жасалма радиоактивдүү изотобу болуп  $^{51}Cr$  ( $T_{1/2}=27,8$  күн) саналат. Атомунун сырткы электрондук түзүлүшү  $5d^5 4s^1$ ; иондошуу энергиясы ( $\Sigma B$  менен)  $Cr^0 \rightarrow Cr^+ \rightarrow Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+}$ ; 6, 76; 16, 49; 30, 95; 90, 06;

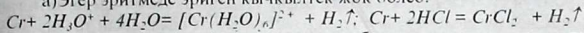
Хром - өтө катуу, кыйындык менен эриген жалтырак металл, тыгыздыгы  $7,19 \text{ г/см}^3$ ; балкып эрүү температурасы  $1890^\circ\text{C}$ ; кайноо температурасы  $2480^\circ\text{C}$ ; атомдук радиусу  $1,25 \text{ \AA}$ ;

Хром абанын жана суунун таасирине туруктуу.  $2000^\circ\text{C}$ га чейин ысытканда кычкылтекте күйөт. Кадимки температурада фтор менен аракеттенип, фториддеринин аралашмасы алынат.  $600^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада галогендер, азот, күкүрт, көмүртек, кремний, бор ж.б. менен аракеттенишет. Өзүнүн бирикмелеринде +2, +3 жана +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Туруктуусу жашыл түстөгү  $Cr^{3+}$ , көгүлтүр түстөгү  $Cr^{2+}$  калыбына келтиргич, сары-күрөң түстөгү  $Cr^{6+}$  иону кычкылдандыргычтык касиетти көрсөтөт.

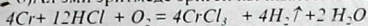


VIВ группанын бир да элементи суу менен аракеттенишпейт, ал эми кычкылдандыргыч эмес кислоталар менен бир гана хром аракеттенишет:

а) Эгер эритмеде эриген кычкылтек жок болсо:

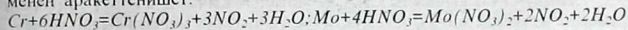


б) Ал эми эритмеде эриген кычкылтек болсо, хром кычкылданат:

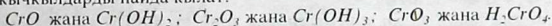


Кычкылдандыргыч кислоталарда ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ) хром, молибден жана вольфрам пассивденип калышат, себеби алардын бетинде химиялык жактан туруктуу болгон оксиддик пленкалар пайда болот.

Ысытканда хром менен молибден концентрацияланган кислоталар менен аракеттенишет:

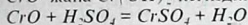


Бул группада кычкылдары менен гидрокычкылдарынын кислоталык касиеттери жогортон төмөн карай төмөндөйт: хромдун (VI) кычкылы  $\text{CrO}_3$  суу менен аракеттенишип күчтүү хром кислотасын  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  пайда кылат. Молибдендин (VI) кычкылы  $\text{MoO}_3$  жана вольфрамдын (VI) кычкылы  $\text{WO}_3$  суу менен аракеттенишпейт,  $\text{H}_2\text{MoO}_4$  жана  $\text{H}_2\text{WO}_4$  - начар кислоталар болуп саналат. Хромдун төмөндөгүдөй кычкылдар менен гидрокычкылдарды пайда кылат:

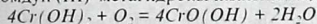


Кычкылдануу даражасынын өсүшү менен кычкылдары менен гидрокычкылдарынын кислоталык касиеттери да законченемдүү жогорулап барат:

$\text{CrO}$  жана  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  негиздик касиетти көрсөтөт:

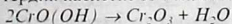


Хромдун +2 кычкылдануу даражасындагы бирикмелери туруксуз келишет. Туздарынан орун алмашуу реакцияларынын негизинде алынган сары түстөгү хромдун (II) гидрокычкылы абада тез эле жашыл түстөгү хромдун (III) метагидрокычкылын пайда кылуу менен ажырап кетет:

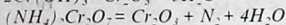
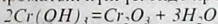


Хромдун (II) кычкылы сымапта эритилген хромду жай кычкылдандырганда пайда болот. 700°C жогору температурада бул кычкыл хромду жана  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  тү пайда кылуу менен диспропорцияланат.

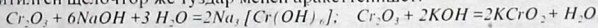
Хромдун метагидроксидин акырындык менен (150°C) ажыратканда амфотердик касиетке ээ болгон хромдун кычкылы алынат:

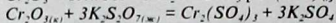
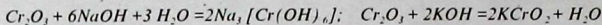


Ошондой эле хромдун гидрокычкылын ысытканда же аммонийдин бихроматын күйгүзгөндө хромдун ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) кычкылы агынат:

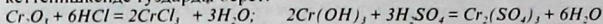


$\text{Cr}_2\text{O}_3$  - температурага абдан туруктуу келип, кислоталарда, күчтүү щелочтордун эритмелеринде эрибейт, бул анын кристаллдык торчосунун абдан бекемдиги менен тушундурулат. Хромдун (III) кычкылы балкып эритилген щелочтор же туздар менен аракеттенишет:

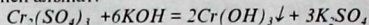




Хромдун (III) кычкылы жана гидрокычкылы кислоталар менен аракеттенишкенде туздарды берет:



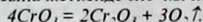
Хромдун (III) гидрокычкылын, анын туздарына аз өлчөмдө алынган аммонийдин же щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарын таасир этүү менен алынат:



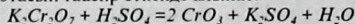
Хромдун (IV) кычкылы  $Cr_2O_3$  тү кычкылтекте акырын кычкылдандырганда пайда болот. Хромдун жана молибдендин кычкылдары туруксуз келишип, ысытканда диспропорция реакциясына дуушарланышат:



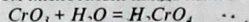
Хромдун (VI) кычкылы  $CrO_3$  кислоталык кычкыл, ал эрүү температурасына жеткенде эле кычкылтекти бөлүп чыгаруу менен ажырап кетет:



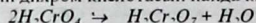
Хромдун (VI) кычкылы калийдин бихроматына  $K_2Cr_2O_7$  күкүрт кислотасын таасир эткенде алынат:



Хромдун (VI) кычкылы суу менен активдүү аракеттенишип, күчтүү хром кислотасын пайда кылат:

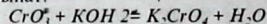


Концентрацияланган эритмелеринде хром кислотасы конденсацияланып дихром кислотасын пайда кылат:

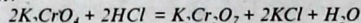


$H_2CrO_4$  жана  $H_2Cr_2O_7$  кислоталары сууда гана пайда болот.

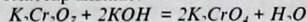
Хроматтар  $CrO_3$  же хром кислотасы щелочтор менен аракеттенгенде алынат:



Ал эми хроматтарга кислоталарды таасир эткенде бихроматтар алынат:



Тескерисинче бихроматтардын эритмесине щелочторду кошкондо хроматтар алынат:



Хромат - бихромат системасындагы тең салмактуулуктарды төмөндөгүдөй иондук формада көрсөтсө болот:



Демек эритменин кычкылдуулугуна жараша хроматтар же бихроматтар алынат.

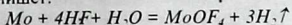
### Молибден жана вольфрам

Маанилүү рудаларына повеллит  $CaMoO_4$ , молибденит  $MoS$  жана вольфрамит  $(MnFe)WO_4$  кирет. Хромит - шпинелдер деп аталуучу, курамы  $(M^I, M^II)_2O_4$  формуласына туура келүүчү кош оксиддердин группасына кирет, мында  $M^I(II)$  атому -  $Mg, Fe, Zn, Mn$ , ал эми  $M(III) - Al, Fe$ .

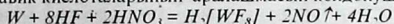
*Cr, Mn.* Вольфрам рудаларынын ири кендери Кытайда жана Түштүк Кореяда кездешет. Молибденит минералы *Mo* ачылгандан бир кайла мурда эле белгилүү болгон.

Вольфрамдын металлдык торчосу абдан бекем болгондуктан анын стандарттык электроддук потенциалын аныктоо мүмкүн эмес; болжол менен алганда вольфрам металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутектен мурда жайгашуусу керек.

Молибден плавик кислотасынын суудагы эритмеси менен жай аракеттенишет:

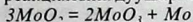


Молибден жана вольфрам металлдарын эритүү үчүн азот жана плавик кислоталарынын аралашмасын колдонушат:

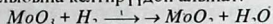


Жогорку температурада кычкылтектин атмосферасында молибден жана вольфрам туруктуу кычкылдануу даражасындагы кычкылдары  $MoO_3$ ,  $WO_3$  пайда кылышат.

Молибдендин кычкылдары туруксуз келишип, ысытканда диспропорция реакциясына дуушарланышат:

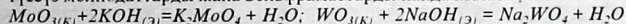


Молибден менен вольфрамдын (IV) кычкылдары (VI) кычкылдарын калыбына келтирүүдөн алынат:



$MoO_3$  менен  $WO_3$  эрүү жана кайноо температураларында да ажырабастан сакталышат.

Молибден менен вольфрамдын (VI) кычкылдарынын кислоталык касиеттери  $Cr_2O_3$  караганда бир топ начар байкалат. Суу менен аракеттенишпейт, бирок күчтүү щелочтордун эритмелери менен аракеттенишип, түссүз молибдаттарды жана вольфраматтарды пайда кылат:



**Колдонулушу.** Өндүрүлгөн хромдун, молибдендин жана вольфрамдын көпчүлүк бөлүгү ар түрдүү куймаларды алууга жумшалат: хром кошулганда куймалардын коррозияга, температурага туруктуулугу жогорулайт, молибден менен вольфрам кошулганда механикалык бекемдиги, катуулугу жана температурага туруктуулугу артат. Молибден менен вольфрамдын өтө катуу карбиддери бургулоочу, кесүүчү жана казуучу инструменттерди жасоодо кеңири колдонулат. Металлдык вольфрамдан электр лампочкаларынын кызытуучу элементтери - зымдары жасалат, бул элементтер 2200 - 2500 °C температурага чейинки ысытууга туруктуу болушу керек.

Хромдун (III) кычкылы менен коргошундун хроматы ар түрдүү боск заттарды өндүрүүдө,  $Cr_2O_3$  - ар түрдүү катуу беттерди жылмалоодо кеңири колдонулат. Хромкалий кваттарынын дубилдик касиеттери мурдан белгилүү («Хромдолгон тери» деген сөз ушуга байланышкан). Ди-хромат аниону - аналитикалык химияда, химиялык синтездин көп тармактарында кычкыландыргыч катары колдонулат. Лабораториялык

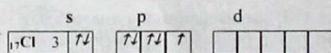
идиштерди жууп тазалоодо калий дихроматынын концентрацияланган күкүрт кислотасындагы эритмеси - «хромпик» пайдаланылат. Хромдун (IV) оксидинин ферромагниттик касиеттери видео- жана стереомагнитофондор үчүн жогорку сапаттагы магниттик ленталарды даярдоодо колдонулат.

## 28) VII ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

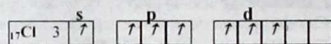
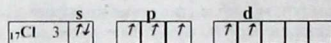
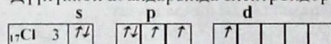
VIIA группасына фтор, хлор, бром, иод жана астат таандык. Галогендердин (туз пайда кылуучулар) дүүлүкпөгөн атомдорунун электрондук конфигурациясы -  $ns^2p^5$ , б.а. валенттик жетиден электрондору бар. Галогендердин электрондорго болгон жогорку тектештиги р-АО да беш электрон, анын ичинде бир жупташпаган электрон болгондугу менен түшүндүрүлөт. Галогендер бир электронду кошуп алып, туруктуу 8 электрондук инертүү газдардын электрондук катмарчасына ( $ns^2np^6$ ) ээ болот да терс иондорго (F, Cl, Br, J, At) айланат. Галогендердин кээ бир физикалык касиеттери 2.13-таблицада берилген. Галогендердин фтордон башкасынын кычкылдануу даражалары -1 ден +7ге чейин өзгөрөт, ал эми фтор дайыма электрондун акцептору болгондуктан бир гана -1 кычкылдануу даражасына ээ. Калган галогендердин кычкылдануу даражалары төмөндөгүдөй өзгөрөт: хлор -1, 0, +1, +3, +5, +7; бром -1, 0, +7; йод -1, 0, +7; астат -1, +7. Галогендердин мындай кычкылдануу даражаларына ээ болушун, мисалы, хлордун негизги жана дүүлүккөн абалдарындагы сырткы электрондорунун орбиталдар боюнча бөлүнүшүнөн көрүүгө болот:

Негизги абалы:

Электрондук формуласы:



Дүүлүккөн абалдарында электрондор бош орбиталдарга өтүп кетет:



Хлор негизги абалында бир гана жупташпаган (жалкы) электронго ээ болгондуктан, анын жардамы менен бир коваленттик байланышты пайда кылууга жөндөмдү. Эгер хлор мындай абалында терс электрдүүлүгү кичине болгон атом менен байланыш пайда кылган болсо, анда байланыш пайда кылган кош электрон хлорду көздөй бир аз жылгандыктан, ал -1 болгон кычкылдануу даражага ээ болот. Мисалы:  $HCl^1$ ;  $NaCl^1$ . Ал эми хлор терс электрдүүлүгү чоң болгон атом менен байланыш пайда кылган болсо, анда байланыш пайда кылган кош электрон хлорду көздөй эмес



башка атомго бир аз жылгандыктан, хлор +1 кычкылдануу даражага ээ болот. Мисалы:  $Cl_2O$ .

Хлор дүүлүккөн абалдарында 3, 5, 7 жалкы электрондорго ээ болгондуктан, ошончо сандагы кош байланыштарды пайда кылып, +3, +5, +7 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт. Мисалы:  $Cl_2O_3$ ;  $HClO_2$ ;  $Cl_2O_5$ ;  $HClO_3$ ;  $Cl_2O_7$ ;  $HClO_4$ .

Ушундай эле кычкылдануу даражаларды йод, бром, астат да көрсөтөт. Ал эми фтор үчүн мындай дүүлүгүү энергиялык жактан абдан кыйын. Себеби, 2 орбиталдан 3 орбиталга электрондун өтүшү үчүн абдан чоң энергия талап кылынат.

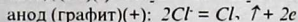
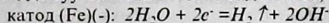
Галогениддердин ичинен жаратылышта астат гана радиоактивдүүлүккө ээ, алардын ичинен  $^{219}At$  эң туруктуу изотоп болуп саналат, анын жарым ажыроо убактысы бар болгону 54с. Жаратылышта галогендер эркин түрдө кездешпейт. Фтор кармаган негизги минералдар:  $CaF_2$ -флюорит,  $Na_3[AlF_6]$ -криолит жана  $3Ca(PO_4) \cdot Ca(F,Cl)_2$ -фторапатит. Хлор менен бром океандарда, деңиздерде жана туздуу көлдөрдө топтолот. Бром, йод жана астаттын өздөрүнүн минералдары жок жана сейрек таралган элементтер болуп саналат. Хлор кармаган минералдар:  $NaCl$  - галит,  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$  - карналит,  $KCl$  - сильвин. Флюорит менен криолиттин жаратылыштагы запасы азайган. Нефтини бургулоодон чыккан сууларда бром 0,01%ке, ал эми йод 0,003%ке чейин кармалат. Астат элементтердин ичинен эң сейрек кездешүүчү элемент болуп саналат.

2.13-таблица

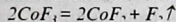
Галогендердин кээ бир касиеттери

| Жаратылыш изотоптору                                 | $^{19}F$    | $^{35}Cl$ $^{37}Cl$ | $^{79}Br$ $^{81}Br$ | $^{127}J$   | $^{219}At$  |
|--|-------------|---------------------|---------------------|-------------|-------------|
| Электрондук формуласы                                | $2s^2 2p^5$ | $3s^2 3p^5$         | $4s^2 4p^5$         | $5s^2 5p^5$ | $6s^2 6p^5$ |
| Атомдун 1-иондошуу потенциалы, кДж/мол               | 1680        | 1252                | 1143                | 1008        | 888         |
| Атомдук электронго болгон тектештиги, эВ             | 3,45        | 3,61                | 3,37                | 3,08        | 2,8         |
| СТЭ  | 4           | 3                   | 2,8                 | 2,6         | 2,2         |
| Атомдун радиусу, нм                                  | 0,064       | 0,099               | 0,114               | 0,133       |             |
| Г ионунун радиусу, нм                                | 0,133       | 0,181               | 0,196               | 0,220       | 0,23        |
| $\Gamma_2$ -молекуладагы ядро ортосундагы аралык, нм | 0,142       | 0,199               | 0,288               | 0,267       |             |
| Эрүү температурасы, °C                               | -219,6      | -101                | -7,3                | 113,6       | 227         |
| Кайноо температурасы, °C                             | -188,1      | -34,1               | 59,2                | 185,5       | 317         |

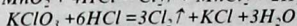
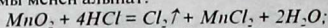
**Галогендердин алынышы.** Өнөр жайда фтор менен хлор электролиз жолу менен алынат:  $NaCl$ дун суудагы эритмесин электролиздегенде катоддо суутек жана  $NaOH$  пайда болсо, ал эми аноддо хлор бөлүнөт:



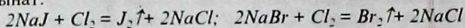
Химиялык жол менен фтор, фториддерди ажыратуу менен алышат:



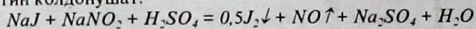
Хлор лабораториялык шарттарда төмөнкүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



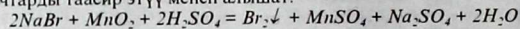
Бром жана иод жер алдындагы туздардын эритмелери менен нефти менен кошо чыккан суулардан хлор-аба аралашмасын таасир этүү менен алынат:



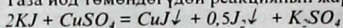
Нефти сууларынан иодду тандалма бөлүп алуу үчүн натрийдин нитритин колдонушат:



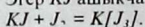
Лабораториялык шартта бром менен иодду алуу үчүн щелочтуу металлдардын бромиддери менен иодиддерине ар кандай кычкылдандыргычтарды таасир этүү менен алышат:



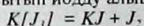
Таза иод төмөндөгүдөй реакциянын жардамы менен алынат:



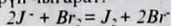
Эгер  $KJ$  ашыкча алынса, чөкмөгө түшкөн иод эритмеге өтөт:



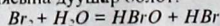
$CuJ$  чөкмөсү фильтрленип, фильтраттан суунун буусу менен кошо ысытып иодду алышат:



**Галогендердин химиялык касиеттери.** Галогендердин салыштырма атомдук массасынын жана зарядынын өсүшү менен бирге металлдык касиети күчөп, химиялык активдүүлүгү начарлайт. Галогендердин мүнөздүү өзгөчөлүктөрү болуп, спирт жана суу эритмелеринде күчтүү кислоталарга айлануучу, эки атомдуу галогендүү суутек молекулаларынын туруктуулугу эсептелинет. Галогендердин кычкылтектүү кислоталарында галогендердин кычкылдануу даражаларынын өсүшү менен кислоталардын күчү өсөт. Галогендердин ичинен күчтүү кычкылдандыргыч касиетке фтор, бром жана хлор ээ. Иод болсо кычкылдандыргыч ( $H_2S$  жана  $SO_2$  салыштырмалуу) да жана калыбына келтиргичтик да ( $HNO_3$  жана  $H_2O_2$  менен болгон реакцияларында) касиеттерге ээ. Мисалы, терс электрдүүлүгү жогору болгон галоген, дайыма терс электрдүүлүгү кичине болгон галогенди бирикменин составынан сүрүп чыгарат. Фтор бардык галогендерди анын галогениддеринен сүрүп чыгарса, ал эми бром бир гана йодду анын металлдарынын иодиддеринен сүрүп чыгарат:



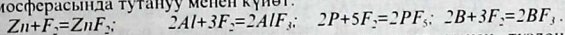
Фтордон башка галогендердин суудагы эритмелеринде алар бир аз санда болсо да диспропорциялануу кычкылдануу-калыбына кел реакциясына дуушар болот:



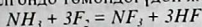
Мындай реакциялардын жүрүшү хлордон астатты көздөй төмөндөйт. Галогендер бири-бири менен уюлдуу коваленттик байланыштагы гало-

гендер аралык кошулмаларды пайда кылуу менен бирге өз ара аракеттенишет. Алар галогендердин фториддери, хлориддери жана бромиддери деп бөлүнөт:  $ClF_3$ ,  $BrF_3$ ,  $JF_7$ ,  $BrCl$ ,  $JCl_3$ ,  $JBr_5$  ж.б.у.с. Галоген аралык кошулмалар органикалык жана органикалык эмес заттар үчүн күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет.

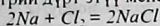
Галогендер дээрлик бардык заттар менен реакцияга кирет. Айрыкча металлдар менен болгон реакциялары тез жана көп сандаган жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт. Фтордун суутек жана щелочтуу металлдар менен болгон реакциялары жарылуу менен жүрүп, фториддер пайда болот.  $Al$ ,  $Zn$ ,  $Pu$ ,  $Mg$ ,  $B$ ,  $Sb$  ж.б. окшогон элементтер фтордун атмосферасында тутануу менен күйөт:



Кадимки шарттарда фтор кычкылтек же азот менен түздөн-түз бирикпейт,  $NF_3$  туруктуу кошулма азоттун чөйрөсүндө фтор басымдуу болгондо төмөндөгүдөй жол менен алынат:

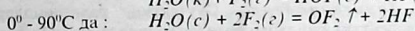
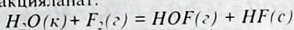


Фтордун кычкылтек менен  $O, F_2$  ( $X=1-6$ ) составдагы кошулмалары белгилүү. Ысытканда фтор алтынды  $AuF_3$ кө, платинаны  $PtF_6$ га, ксенонду  $XeF_4$ кө чейин кычкылдандырат. Фтор башка галогейдер менен галогендердин фториддерин пайда кылуу менен өз ара аракеттенет ( $ClF_3$ ,  $ClF_5$ ,  $BrF_3$ ,  $BrF_5$ ,  $JF_5$ ,  $JF_7$  ж.б.) Хлордун атмосферасында эритилген натрий дүрт этүү менен күйөт:



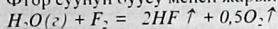
Жез, темир, калай ж.б. металлдар тиешелүү туздарды пайда кылуу менен хлордун чөйрөсүндө күйөт. Ушундай эле жол менен металлдар бром жана йод менен аракеттенет.

**Галогендердин суу менен өз ара аракеттениши.** Фтор суу менен температурага жараша ар кандай аракеттенет.  $0^\circ C$  дан төмөнкү температураларда абдан туруксуз суутектин фтороксигенаттарын  $HO\dot{F}$  пайда кылуу менен реакцияланат:

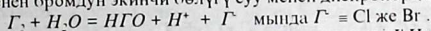


реакциясы жүрөт, бирок температура жогорулаган сайын кычкылтектин дифтору азайып, реакциянын продукциясында бир аз санда озондун жана кычкылтектин саны өсөт.

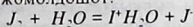
Фтор суунун буусу менен жарылуу менен реакцияланат:



Хлор, бром жана йоддун ичинен бром сууда жогорку эригичтикти көрсөтсө ( $0^\circ C$  да = 4,2 %), йод эң төмөнкү эригичтикке ээ. Ал эми хлор менен бромдун экинчи бөлүгү суу менен диспропорцияланышат:

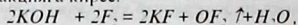


Йод сууда  $HIOn$  эмес, йоддун гидратын  $I^*H_2O$  пайда кылат деп божомолдошот:

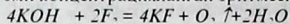




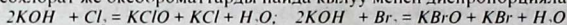
**Галогендердин щелочтор менен болгон реакциялары.**  
Фтор щелочтун суюлтулган суудагы эритмесинде (2-5%) төмөндөгүдөй реакцияга кирсе:



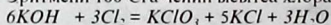
ал эми концентрацияланган эритмесинде башкача реакцияланат:



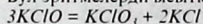
Кадимки шарттарда хлор менен бром щелочтун эритмелеринде оксохлорат же оксоброматтарды пайда кылуу менен диспропорцияланат:



Эритмени 100°Cга чейин ысытса хлорат алынат:

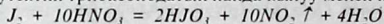


Бул эритмелерди ысытканда диспропорциялануу реакциялары жүрөт:

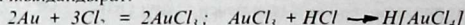


**Галогендердин кислоталар менен болгон реакциялары.**

Хлор жана бром азот кислотасы менен аракеттенбейт, ал эми иод суутектин триоксоидатын пайда кылуу менен кычкылданат:

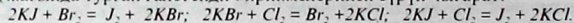


Хлордун туз кислотасындагы эритмеси алтынды жана платинаны кычкылдандырат:

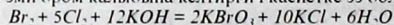


**Галогениддердин кычкылданооргыч касиеттери.**

Галогениддердин кычкылдандыргыч касиеттери фтордон иодду (F, Cl, Br, J) көздөй төмөндөгүдүктөн, бул катардын сол жагындагы галоген оң жагында турган галогенди бирикмелеринен сүрүп чыгарат:



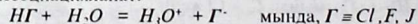
Ошондой эле галогендердин бири-бири менен болгон реакцияларында активдүү галоген кычкылдандыргычтык касиетке ээ, мисалы, хлор менен бром реакцияга киргенде хлор кычкылдандыргыч, ал эми бром калыбына келтиргич касиетке ээ болот:



**Суутектин галогениддери.** Суутектин галогениддеринде атомдор уюлдуу коваленттик байланыштын негизинде кармалып турат.

Кадимки шарттарда HCl, HBr, HJ кескин жыты бар, сууда жакшы эриген түссүз газдар. Катуу абалындагы галлогендүү суутектер молекулалык кристаллдык түзүлүшкө ээ, ал эми суюк абалында металлдарга, анын кычкылдарына, гидро кычкылдарына жана карбонаттарына химиялык жактан инерттүү болгон электролит эмес заттар болуп саналат.

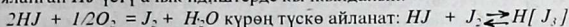
Галогендүү суутектерди сууда эриткенде кислоталык типте толук диссоциацияланат:



HCl, HBr жана HI дун суудагы эритмелери күчтүү кислоталарга таандык. Алардын суудагы эритмелеринин абадагы кычкылтектин таасиринин туруктуулугу HClдон HJду көздөй төмөндөйт жана ушул эле катар-



да галлогендүү суутектердин калыбына келтиргичтиги өсөт. Концентрацияланган  $HJ$  үстү ачык идиштерде кычкылданып:

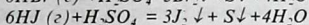
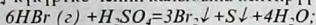


Ушундай эле шарттарда  $HCl$  менен  $HBr$  дун суудагы эритмелери өзгөрүүсүз калат. Эритмеде галлогендүү суутектер галлогендер менен өз ара аракеттенүүгө жөндөмдүү:  $HG + G^- = HG_2^-$

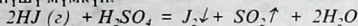
$HCl_2^-$ ,  $HBr_2^-$ ; жана  $HJ_2^-$  аниондор сызыктуу түзүлүшкө ээ жана  $G-H...G$ -суутектин байланыштардын бекемдиги хлордон иодду көздөй төмөндөйт.

$HCl_2^-$ ,  $HBr_2^-$  аниондору өлчөмдөрү чоң катиондор менен пайда болгон туздарда табылган, мисалы:  $[Al(C_6H_5)_4]HCl_2$ . Галлогендүү суутек кислоталары көпчүлүк металлдар, алардын оксиддери, гидроксиддери жана карбонаттары менен металлдардын галлогенид-туздарын пайда кылуу менен өз ара аракеттенет.

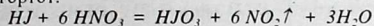
Газ түрүндөгү  $HBr$  менен  $HJ$  концентрацияланган күкүрт кислотасын  $H_2SO_4$  күкүрткө чейин калыбына келтирүү менен аракеттенет:



Ал эми суюлтулган күкүрт кислотасы менен реакцияга киргенде  $SO_2$  бөлүнүшү мүмкүн:



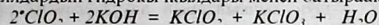
Азот кислотасы  $HBr$  менен  $HI$ ду  $HBrO_3$  жана  $HI O_3$ кө чейин өзгөртөт:



Өнөр жайда  $HCl$ ду  $Cl_2$ ни суутектин атмосферасыда күйгүзүү менен ( $Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$ ), ал эми лабораторияда төмөндөгүдөй реакцияны колдонуп алышат:  $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl \uparrow + Na_2SO_4$

**Галлогениддердин кычкылдары.** Хлор, бром жана иоддун кычкылдары ( $J_2O_5$  тен башкасы) эндотермикалык кошулмалар. Алар оңой жарылуучу кычкылдандыргыч заттар. Ошондуктан, алар менен коопсуздук эрежесин сактап, төмөнкү температураларда ( $t < 0^\circ C$ ) гана иштөөгө болот. Кадимки шарттарда бромдун оксиддери болбойт, алардын бардыгы  $0^\circ C$ дан жогорку температурада ажырайт. 2.14-таблицада хлор, бром жана иоддун оксиддери менен алар пайда кылган кислоталар берилген.

Хлор, бром жана иоддун көпчүлүк кычкылдарынын суудагы эритмелеринде кислоталар пайда болот: Кычкылдануу даражалары так болсо бир, ал эми жуп болсо экиден кислота пайда болот. Мисалы:  $^*ClO_2$  хлордун дикычкылы суу менен акырын өз ара аракеттенише, щелочтуу металлдардын гидрокычкылдары менен батыраак аракеттенет:

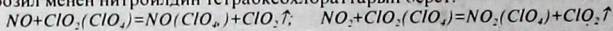


Эки кислотанын же эки туздун пайда болушу  $^*ClO_2$  молекуласындагы жупташпаган электрондун эсебинен болот.

Галлогендердин бардык оксиддерин ысытканда галлогендерге жана кычкылтекке ажырайт.

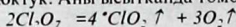
$Cl_2O_4$  кадимки шартта туруксуз:  $2Cl_2O_4 = Cl_2O_6 + Cl_2 \uparrow + O_2 \uparrow$   
 Дихлордун гексаоксиди  $Cl_2O_6$   $3^0$ Сда эрүү менен ажыраган ачык-кызыл түстөгү парамагниттик зат. Катуу абалындагы  $Cl_2O_6$  тетраоксохлораттан (+VII) жана диоксохлордон (+V):  $ClO_2^+$  ( $ClO_4^-$ ) түзүлгөн - иондук кристаллдык решеткага ээ.

Бул туз сымал кошулма азоттун кычкылдары ( $NO$ ,  $NO_2$ ) менен нитрозил менен нитроилдин тетраоксохлораттарын берет:

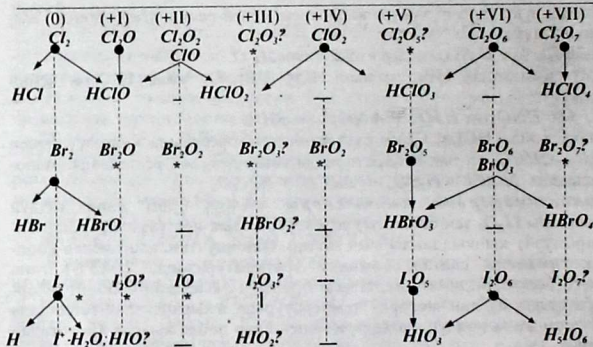


Бул келтирилген реакциялар  $Cl_2O_6$  молекуласынын туздук жаратылышын көрсөтөт.

$J_2O_7$ тин химиялык касиеттери толук эмес, ал эми диоксохлордун (+V) тетраоксохлораты (+VII):  $ClO_2^+$  ( $ClO_4^-$ ) толук изилденген.  $Br_2O_7$  жана  $J_2O_7$  кычкылдарынын болушу азыркы мезгилге чейин шектүү. Салыштырмалуу дихлордун гептакычкылы туруктуу.  $Cl_2O_7$  - эрүү температурасы  $-90^\circ C$  жана кайноо температурасы  $+80^\circ C$  болгон түссүз, май сымал суюктук. Аны ысытканда төмөндөгүдөй ажырайт:

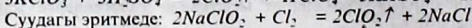
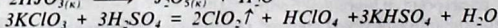
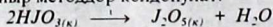


2.14-таблица

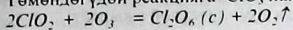


Таблицадагы белгилер: \* - белги оксиддер суу менен кислотаны бербейт; ? - белги кошулманын болушу азыркы убакта белгисиз дегенди билдирет; эки стрелка оксид же галоген суу менен аракеттенгенде эки кислотанын аралашмасы пайда болот дегендикке жатат.

Башка кычкылдарынан айырмаланып,  $Cl_2O_7$  төмөнкү химиялык активдүүлүккө ээ, мисалы, кадимки шарттарда  $P_4$ ,  $S_8$  жана  $Br_2$  менен аракеттенбейт. Хлордун жана иоддун кычкылдарын алууда ар кандай кыйыр методдор колдонулат:

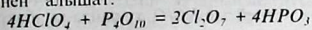


Төмөндөгүдөй реакцияга  $\text{ClO}_3$  пайда болуп, анан димерлешет:



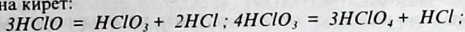
$\text{Cl}_2\text{O}_7$  - кычкылы  $\text{HClO}_4$ кө сууну тартып алуучу кычкылдарды кошуу

менен алышат:

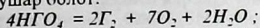


**Галогендердин кычкылтектүү кислоталары.** Галогендердин  $\text{HGO}_x$  ( $x=1-4$ , жана  $G=\text{Cl, Br, I}$ ) кычкылтектүү кислоталарынын туруктуулугу галогендердин кычкылдануу даражаларынын өсүшү менен өсөт. Өзүнчө  $\text{HJO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{JO}_6$  ( $\text{HJO}_4$ ,  $\text{H}_7\text{J}_3\text{O}_{14}$ ) түрүндөгү кислоталар алынган. Башка кислоталардын суудагы эритмелери гана белгилүү, ал эми  $\text{HJO}$ ,  $\text{HJO}_2$  жана  $\text{HBrO}_2$  түрүндөгү кислоталардын бөлүшү күмөндүү.  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}$  жана  $\text{HClO}_2$  нин суудагы эритмелери сактоодон бара-бара ажырайт. Концентрация менен температуранын жогорулашынан же жарыктын таасиринен кислоталардын ажыроо ылдамдыгы күчөйт. Канчалык галогендин кычкылдануу даражасы кичине болсо, кислотанын туруксуздугу ошончолук күчөйт.

$\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HBrO}$  жана  $\text{HClO}_3$  түрүндөгү кислоталардын суюлтулган суудагы эритмелеринин ажырашы диспропорциялашуу реакцияларына кирет:



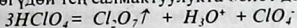
Ысытуудан  $\text{HGO}_4$  составдагы кислоталар толук ажыроо процессине дуушар болот:



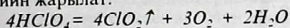
$\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HBrO}$  жана  $\text{H}_3\text{IO}_6$  - күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет.

$\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HBrO}_4$ ,  $\text{HBrO}_3$  жана  $\text{HJO}_3$  күчтүү кислоталарга, ал эми калгандары начар кислоталарга таандык.

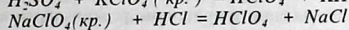
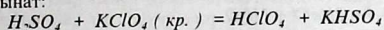
$\text{HClO}_4$  практикада кеңири колдонулган кислота. Суюк абалда төмөндөгүдөй тең салмактуулукта болот деп эсептелинет:



$92^\circ\text{C}$  га чейин ысытканда кислота күрөң- кызыл түскө өтүп, андан кийин жарылат:



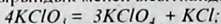
$\text{HClO}_4$  жана  $\text{H}_3\text{JO}_6$ - кислотлары, алардын туздарына ысытуу менен концентрацияланган  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  же  $\text{HCl}$  кислоталарды кошуу аркылуу алынат:



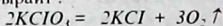
**Кычкылтектүү кислоталардын туздары.** Кычкылтектүү кислоталардын туздары кислоталарга караганда туруктуу, түссүз кристалл түрүндөгү заттар.

Көпчүлүк туздар эрүү температураларына жетпей ажырайт. Эригенден кийин ажыраган туздар да ( $\text{KClO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KIO}_3$ ,  $\text{KIO}_4$  ж.б.) ар кандай аралашманын таасиринен ички молекулалык кычкылдануу- калыбына

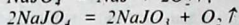
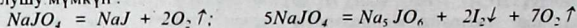
келүү реакцияларына душар болушат Мисалы:  $370^{\circ}\text{C}$  эриген газга  $\text{KClO}_3$ , акырындык менен ысытканда  $400^{\circ}\text{C}$  да төмөндөгүдөй ажырайт:



$\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , ж.б. оксогогон заттар бир аз санда кошулуп калса  $\text{KClO}_3$  эрүү температурасына жетпей эле  $\text{KClO}_2$  тү пайда кылбастан ажырайт:

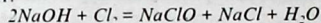


Галлогендердин кычкылтектүү кислоталарынын туздарынын ажыроо процесстери эч кандай закон ченемдүүлүккө баш ийбейт жана ар кандай факторлорго (ысытуу ылдамдыгы, нымдуулук ар кандай аралашманын болушунан, дисперстүүлүгүнөн ж.б.) жараша төмөндөгүдөй реакциялар болушу мүмкүн:

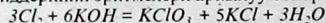


Эл чарбасына керектүү болгон кээ бир туздар ( $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ ) электрохимиялык жол менен алынат.

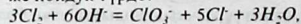
Хлор  $\text{NaOH}$  тын суудагы эритмесине таасир этүү менен  $\text{NaClO}$  алынат:



Хлорду ысытылган щелочтуу же щелочтуу жер металлдардын гидроксиддеринин эритмелери аркылуу өткөргөндө триоксохлораттар алынат:



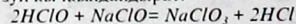
же иондук түрдө:



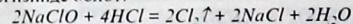
Хлораттар эритменин температурасын төмөндөткөндө чөкмөгө түшөт. Лабораториялык шартта хлораттар металлдарга алардын оксиддерине, гидроксиддерге жана карбонаттарга  $\text{HClO}_4$  тү таасир этүү менен алынат.

*Галогендердин туздарынын кычкылдануу касиеттери.*

Галогендердин кычкылтектүү кислоталары анын туздарына караганда күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет, мисалы,  $\text{HClO}$  өзүнүн тузун кычкылдандырат:



Оксохлораттар менен оксоброматтардын кычкылдандыргыч касиеттери, гидролиздин же  $\text{HClO}$  жана  $\text{HBrO}$ го алып келген кычкыл чөйрөнүн негизинде болот:



Хлор, бром жана иоддун оксиддери гетерогендик реакцияларда кычкылдандыргыч болуп саналат.

*Колдонулушу.* Фтор, хлор, бром, иод жана алардын бирикмелери эл чарбасына керектүү болгон продукталар. Алардын ичинен өнөр жайда эң кеңири хлор колдонулууда. Хлор көбүнчө органикалык синтезде (поливинилхлоридди, хлорбензолду, дихлорэтанدى, полихлорвинил чайырын, кээ бир пестициддерди, фреондорду ж.б. заттарды), минералдык сырьедон сейрек жана түстүү металлдарды (титан, цирконий, ниобий,



тантал ж.б. металлдарды кайра иштетүүдө) бөлүп тазалап алууда кеңири колдонулат.  $NaClO$  жана  $Ca(ClO)_2$  дезинфекциялоо жана кагаз, текстиль өнөр жайларында аларды агартуучу заттар катарында колдонот;  $AlCl_3$  катализатор катарында;  $SiCl_4$  менен  $SiHCl_3$  жарым өткөргүч кремнийди алууда,  $CCl_4$  - органикалык эриткич катарында колдонулат. Пиротехникада ширенке, жарылгыч заттарды өндүрүүдө триоксохлораттар  $KClO_3$  жана  $NaClO_3$  колдонулат; дефолиант, отоо чөптөр менен күрөшүүгө керек болгон гербициддерди алууда  $Mg(ClO_3)_2$  колдонулат, кагаз жана текстиль өнөр жайларында агартуучу зат жана таштанды сууларда фенолду жок кылууда реагент катарында хлордун диоксиди колдонулат. Пиротехникада жана ракеталык отунду өндүрүүдө аналитикалык химияда жана гальванотехникада  $HClO_2$  жана анын туздары колдонулат.

Органикалык синтезде, медицинада, технологиялык процессте кээ бир металлдар (титан, цирконий, ванадий, ж.б.) иоддун жардамы менен рафинаждоо, фотоматериалдарды жана дибромэтанды өндүрүүдө бром жана иод колдонулат.

Хлор менен бромдун фториддери күчтүү кычкылдандыргычтар болгондуктан, алар фтордоочу реагенттер, ракеталык отундардын компоненттери жана аскер техникасында тутандыруучу заттар, урандын гексафториддин өндүрүү технологиясында реагент катарында колдонулат.

Фтор негизинен ядролук өнөр жайында ( $UF_6$ ) 56%ке чейин жана электротехникада 40%ке ( $SF_6$ ) чейин колдонулат. Фтор, органикалык синтезде фторопластка окшогон органикалык кошулмаларды алууда колдонулат. Фторопласт же политетрафторэтилен  $-CF_2-CF_2-$   $CF_2 - CF_2-$  чылжырчаларынан турат, мында фтор көмүртекти ар кандай химиялык реагенттердин таасиринен сактайт. Фтордун атомдору менен байланышкан көмүртектин атому толугу менен кычкылданган деп кароого болот, ошол себептүү фторопластка ар кандай кычкылдандыргычтар, кислоталар жана щелочтуу металлдардын гидроксиддери таасир этпейт. Фторопластар ысытууда 200-250°Cга чейин гана туруктуулукту бере алат жана щелочтуу металлдардын эритиндилери менен өз ара аракеттенет.

Фтор муздаткычтар үчүн муздатуучу заттарды фреондорду ( $CCl_2F_2$ ,  $CCl_2F_2$  ж.б. составындагы фторохлорметандар) өндүрүүдө колдонулат. Фторохлорметандар күйүүчү заттарга таанандык эмес, гидролизденбейт, металлдар менен өз ара аракеттенбейт, ошол үчүн муздаткыч жана кондиционер чыгаруучу өнөр жайларда кеңири колдонулат.

$AlF_3$  алюминийди алууда колдонулат. Галоген менен кычкылтектин фториддери - ракеталык отундардын компоненттери, ядролук отундарды өндүрүүдө  $HF$ ,  $F_2$ ,  $ClF_3$ - негизги реагент катарында колдонулат. Жарым өткөргүчтөр өнөр жайларында таза  $HF$  колдонулат.

## 29) VIII ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

VIII группанын элементтерине марганец, технеций, рений жана 107-элемент кирет. Жөнөкөй заттар түрүндө  $Mn$ ,  $Te$  жана  $Re$  жогорку темпе-

ратурада эрүүчү жалтырак металлдар. Марганецтен ренийге карай эрүү температурасы жогорулайт жана металлдардын химиялык активдүүлүгү төмөндөйт (2.15-таблица).

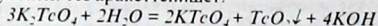
Алардын атомдорунун электрондук конфигурациясы бир түрдүү:  $Mn-[Ar] 4s^2 3d^5$ ;  $Tc-[Kr] 5s^2 4d^5$ ;  $Re-[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^5$ . Сырткы электрондук катмары  $d$  менен бүткөндүктөн атомдор жогорку турактуулукка ээ, марганецтин (+II) кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелери кеңири белгилүү, мисалы:  $MnSO_4$ ,  $MnCl_2$ ,  $MnCO_3$  ж.б. Мындан сырткары марганецтин төмөндөгүдөй ар түрдүү кычкылдануу даражаларга ээ болгон кошулмаларды пайда кылат. Мисалы: (III) -  $Mn_2O_3$ ,  $MnO(OH)$ ; (IV) -  $MnO_2$ ,  $MnF_4$ ; (V) жана (VI)  $Na_3MnO_4$ ,  $K_2MnO_4$ , (VII)  $Mn_2O_7$ ,  $KMnO_4$ . Бул бардык кошулмаларда марганецтин кычкылдануу даражасы жогорулаган сайын кычкылдандыргыч касиети күчөйт. Ал эми ренийдин кошулмаларына тескерисинче калыбына келтиргич касиет мүнөздүү. Марганецтин кычкылдануу даражалары жогору болгон оксиддери жана гидроксиддери үчүн кислоталык касиет мүнөздүү:  $MnO$  жана  $Mn(OH)_2$  негиздик,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO(OH)$  жана  $MnO_2 \cdot xH_2O$  амфотердик;  $H_2MnO_4$  жана  $HMnO_4$  бирикмелери кислота болуп эсептелет. Суудагы эритмелеринде  $HMnO_4$  төн  $HRcO_4$  карай кислоталык касиеттер төмөндөйт. Жогорудагы кислоталар менен  $Ti^+$  жана  $Cs^+$  катиондору сууда начар эрүүчү туздарды пайда кылат.  $HTeO_4$  жана  $HRcO_4$  эритмелери перманганаттардан түссүздүгү менен айырмаланат.

2.15-таблица

Жөнөкөй заттардын физикалык жана химиялык касиеттери

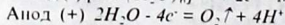
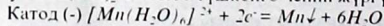
| Касиеттери                                  | Mn   | Tc    | Re    |
|---|------|-------|-------|
| Эрүү температурасы, °C                      | 1245 | -2200 | 3190  |
| Кайноо температурасы, °C                    | 2080 | -4600 | -5900 |
| Тыгыздыгы $\rho$ , г/см <sup>3</sup> (25°C) | 7,4  | 11,5  | 21,0  |
| Жылуулук өткөргүчтүгү, К                    | -    | 1,7   | 8,2   |

$Tc(VI)$  жана  $Re(VI)$  кошулмалары,  $Mn(VI)$  кошулмаларынан турактуулугу төмөн болгондуктан, абадагы нымдуулук менен акырын, ал эми суу менен тез аракеттенишет.



VIБ группанын элементтери бир түрдүү комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Марганецтин (II) бардык кошулмаларынын координациялык саны 6 га барабар  $[Mn(NH_3)_6]^{2+}$ ,  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ,  $[Mn(NCSO_6)]^{4-}$ ,  $[Mn(CN)_6]^{4-}$ .

**Металлдардын алынышы.** Металлдык марганецти  $MnSO_4$  эритмесин электролиздөөнүн жардамы менен алууга болот. Электролиздин рН 6-8 болуп,  $Mn(OH)_2$  чөкмөгө түшкөнгө чейин жүргүзүлөт:

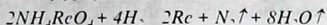


Аноддо  $Mn(II)$  деп  $MnO_2$  чейин кычкылдануусу жүрөт. Эгерде пиролизитти кокс менен калыбына келтирсе таза эмес марганец пайда болот.

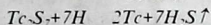
ал эми анын темир менен болгон куймасы (*MnFe*)-ферромарганец (~70%*Mn*, ~20%*Fe*, аралашмалар *C*, *P*, *Si* ж.б.) ошондой эле пиролюзит темирдин оксидин кармап турат.



Технеций жана рений тетраоксометаллаттарды суутек менен казыбына келтирүү аркылуу алынат.



Технецийди алуу үчүн да ушундай эле реакция колдонулат.



## Марганец

Жер кыртышында таралышы боюнча марганец 14- орунда турат (0,08%), анын көбүрөөк белгилүү рудасы болуп - пиролюзит *MnO\_2* эсептелет. Ал Кавказда (Чиатура шаарында), Украинада (Никополь шаарында), Казакстанда (Байконур) кездешет. Марганец рудасынын негизги запасы карбонаттык рудалар түрүндө (61%ке жакын) жана алардын 40%тен көбүрөөгү родохрозит *MnCO\_3* түрүндө Украинада (Больше-Токмакта) кездешет. Пиролюзит жана родохрозиттен тышкары жаратылышта псиломелан *MnO\_2 \cdot xH\_2O* минералы белгилүү.

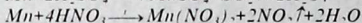
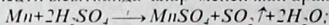
Марганец океан суусунда 1500 млрд т. запасы бар деп болжодонот. Марганец көпчүлүк учурда темир рудаларында болот. Өнөр жайлык мааниси боюнча негизги орунда чөкмө кендери турат. Алар байыркы деңиздер менен көлдөрдүн ордунда кабат-кабат жана линза сымал топтолгон. Мисалы, Украинада - Никополь, Грузияда - Чпатура, Кыргызстанда - Арчалы, Жанболот, Жети-Өгүз ж.б. жерлерде кездешет.

Марганец сырткы көрүнүшү боюнча темирге окшош, түсү ак, күмүш сымал, оор, морт металл, тыгыздыгы - 7,4 г/см<sup>3</sup>; балкып эрүү температурасы 1245°C; кайноо температурасы 2150°C; атомдук радиусу 1,30 нм; иондук радиусу  $Mn^{2+}$  0,91 нм,  $Mn^{4+}$  0,52 нм. Ал аллотропиялык модификацияга ээ:  $\alpha$ ,  $\beta$  жана  $\delta$  ( $\alpha$  705°Cга чейин, калгандары жогорку температурада туруктуу).

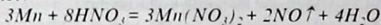
Химиялык жактан активдүү. Мезгилдик системадан алган ордуна жараша марганецтин атомунун сырткы катмарында 7 валенттик электрондор жайгашат. Ал II ден VII чейинки валенттүүлүктү көрсөтөт, туруктуу кычкылдануу даражасы +2, +4 жана +7 болуп саналат. Башкача атыканда бирикмелеринде анын кычкылдануу даражасынын өсүшү менен кислоталык касиети күчөйт.

Металлдык марганец кычкылтектин атмосферасында *Mn\_2O\_3* ( $t < 900^\circ C$ ) пайда кылуу менен күйөт, ал эми жогорку температурада кош оксидди (*Mn*, *Mn\_2*)*O\_4* пайда кылат. Марганец галогендер менен өтө күчтүү аракеттенишип, дигалогениддерди - *MnCl\_2*, *MnBr\_2*, *MnI\_2*; фтор менен - *MnF\_4*; технеций жана рений галогендер менен жогорку кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелерди *ReF\_7*, *TeF\_6*, *ReCl\_5*, *ReBr\_5* ж.б. пайда кылат.

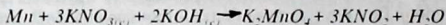
Металлдык марганец төмөнкү температурада концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен начар аракеттенишет. Бирок марганецти ысытканда алар менен жай аракеттене баштайт:



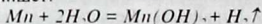
Ал эми суюлтулган азот кислотасында кычкылдануу даражалары турактуу болгон Mn (II) бирикмелерин пайда кылуу менен жакшы аракеттенет:



Күчтүү негиздердин эритмелери менен бир да металл реакцияга кирбейт, ал эми шөлөчтүү балкыган эритмелеринде кычкылдандыргычтардын катышуусу менен аракеттенишет:

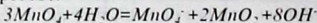


Порошок түрүндөгү марганец жогорку химиялык активдүү болгондуктан (цинкке караганда бир аз активдүү), ысытканда суу менен аракеттенишет:



Кычкылдануу даражалары (VII) болгон марганецтин суудагы эритмелери оксоаниондордун  $MnO_4^-$  составына кирет. Бул аниондор атомдук орбиталдарынын борбордук атомунун  $sd^3$  гибридешүүсүнүн эсебинен тетраэдрдик түзүлүштө болот ( $MnO_4^{2-}$ ,  $MnO_4^{3-}$  иондорунун түзүлүштөрү да окшош).

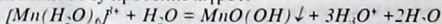
Оксоаниондор суудагы эритмелерде туруксуз жана жеңил диспропорциялануучу аралык кычкылдануу даражаларын (V) жана (VI) көрсөтөт.



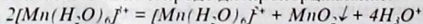
Кычкылдануу даражалары (II) жана (III) болгон элементтердин аквакатиондорунун составы:  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$  жана  $[Mn(H_2O)_6]^{3+}$  болот. Mn (II) аквакатиону турактуу, ал Mn (III) туздарынын сууда ээрүүсүнөн пайда болуп, Mn (III) туздарынын составына кирет. Мисалы,  $[Mn(H_2O)_6](NO_3)_2$ . Марганецтин (II) суудагы эритмелери кайталануучу протолиздин эсебинен кычкыл реакцияны берет:



Марганецтин (III) аквакатиону туруксуз, анын суудагы эритмесинде кайталанбоочу протолиз жүрөт:

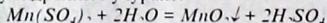


ал эми кислоталык чөйрөдө диспропорцияланат:



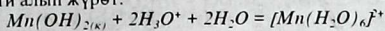
Ошондуктан Mn (III) туздарынын саны чектелген:  $MnF_3 \cdot 2H_2O$ ;  $MnPO_4$ ,  $Mn_2(SO_4)_3$ ,  $Mn(CH_3COO)_3 \cdot 2H_2O$ .

$Mn_2(SO_4)_3$  жана  $MnF_3$  туздарынын суудагы эритмелери кайталанбоочу гидролизге учурайт:





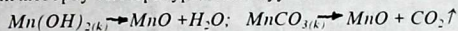
**Кычкылдары жана гидроокычкылдары.**  $Mn_2O_7$  кошпогондо, башка бардык кычкылдары катуу, түстүү, стехиометриялуу эмес жарым өткөргүчтүк касиеттеги кошулмалар.  $MnO$  жана  $Mn(OH)_2$  негиздик касиетти алып жүрөт.



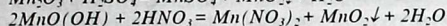
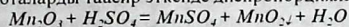
КОН концентрацияланган суудагы эритмеси марганецтин гидро кычкылы менен ысытканда гана кызыл түстөгү гидроксомарганатты пайда кылат.



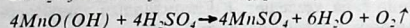
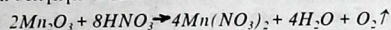
Марганецтин (II) оксиди анын карбонаттарын же гидро кычкылдарын жогорку температурада ысытуу менен алынат:



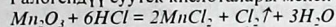
Марганецтин (III) кычкылына жана гидрокычкылына суюлтулган кислоталарды таасир эткенде диспропорцияланышат:



Ал эми концентрацияланган кислоталар менен ысытканда кычкылтек бөлүнүп чыгат:

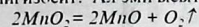


Галогендүү суутек кислоталары менен реакция тескерисинче жүрөт:

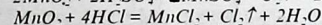
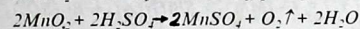
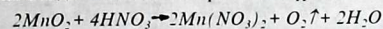


$Mn_2O_3$  металлдык марганец төмөнкү температурада кычкылтек менен кычкылдандыруудан же жогорку температурада марганецтин диоксидин ажыратуу аркылуу алынат.

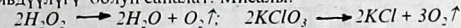
Марганецтин (IV) оксиди бекем кристаллдык торчодон турат, щелочтуу металлдардын гидроксиддери жана суюлтулган кислоталар таасирин тийгизбейт. Ал эми ысытканда  $MnO_2$  ажырайт:



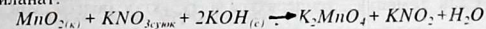
Марганецтин (IV) оксидин концентрацияланган кислоталарды кошуп ысытканда төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



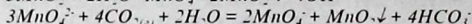
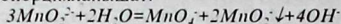
Марганецтин (IV) кычкылынын негизги өзгөчөлүгү анын ар түрдүү кычкылдануу - калыбына келүү процесстеринде каталикалык активдүүлүгү болуп саналат. Мисалы:



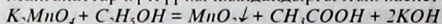
Калий нитратынын щелочтуу балкыган эритмесинде марганецтин (IV) кычкылы жашыл түстөгү калий манганатынын балкыган эритмесине айланат:



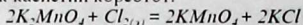
Сууда эриген манганаттарды бир аз кычкылдандырганда, алар диспропорцияланышат:



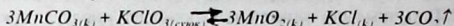
Манганаттар күчтүү кычкылдандыргычтык касиетти көрсөтөт:



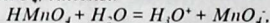
Ал эми күчтүү кычкылдандыргыч хлор менен калыбына келтиргичтик касиетин көрсөтөт:



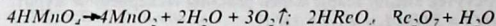
Марганецтин (VI) оксиди көпчүлүк реакциялардын диспропорциялануусунун продуктысы болуп саналат. Алар лабораторияда төмөнкү реакциянын жардамында алынат.



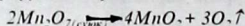
Марганец, технеций жана ренийдин жогорку кычкылдары ( $Mn_2O_7$ ,  $Tc_2O_7$  жана  $Re_2O_7$ ) ачык байкалган кислоталык касиеттерди көрсөтөт. Алар сууда эригенде күчтүү кислоталарды пайда кылат:  $HMnO_4$ ,  $HTeO_4$ ,  $HReO_4$ ; мисалы:



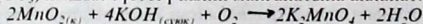
Бул кислоталар эркин абалында бөлүнүп алынган эмес. Алар 20-25%түү эритмелер түрүндө гана кездешет. Кислоталардын эритмелерин буулантканда, алар ажыроого дуушар болушат:



Марганецтин (VII) кычкылын ысытканда  $55^\circ C$  эле ажырайт, ал эми урунудан жарылат:



Калий перманганатынын өнөр жайда алынышы пиролюзиттин кычкылданышына негизделген. Бул процесс эки стадиядан турат: биринчи стадиясында пиролюзит щелочтордун балкыган эритмелеринде ( $KOH$  же  $K_2CO_3$ ) жашыл түстөгү калий манганатына айланат:

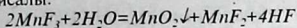


Лабораториялык жол менен перманганаттарды алуу үчүн күчтүү кычкылдандыргычтар:  $NaBiO_3$ ,  $PbO_2$ ,  $(Pb^{II}, Pb^{IV})O_2$  колдонулат. Мисалы,  $10NaBiO_3 + 4MnSO_4 + 28HNO_3 = 4NaMnO_4 + 8Bi(NO_3)_3 + Bi_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 4NaNO_3 + 14H_2O$

**Туздары.** Mn (II) гана көп сандаган туздарды пайда кылат. Ал эми технеций жана ренийдин (сульфиддерин кошпогондо) жөнөкөй катиондор түрүндөгү туздарды пайда кылуучу кошулмалары жок.

Марганецтин кычкылдануу даражасынын жогорулашы менен алардан пайда болгон туздардын саны кескин түрдө төмөндөйт. Мисалы: Mn(III)тин  $MnPO_4 \cdot H_2O$ ,  $MnF_3 \cdot 2H_2O$ ,  $Mn_2(SO_4)_3$ ,  $MnCl_3$  туздары белгилүү, ал эми марганец (IV) эки түрдүү гана тузду пайда кылат;  $MnF_4$ ,  $Mn(SO_4)_2$ .  $-10^\circ C$ дан төмөнкү температурада туруктуу болгон  $MnCl_4$  алынат.

Марганецтин (III) жана (IV) кычкылдануу даражага ээ болгон туздары туруксуз, алар кычкыл эритмелерде Mn(II)ге чейин оңой калыбына келет, нейтралдуу жана щелочтуу суу эримелеринде диспропорцияланат. Мисалы:



Марганец (II) бардык аниондор менен туздарды пайда кылат. Анын сууда эрүүчү туздарынын кристаллдары төмөндөгүдөй аквакатиондордон турат:  $[Mn(H_2O)_6](NO_3)_2$ ,  $[Mn(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$ ,  $[Mn(H_2O)_4]Cl_2$ . Марганецтин (II) көпчүлүк туздары сууда жакшы эрийт, ал эми аз эрүүчү туздары карбонаттар, фосфаттар жана сульфаттар болуп саналат.

### Технеций

Технеций - сейрек кездешүүчү элемент, ал өз алдынча минерал пайда кылбайт, бирок молибден, жез, платина рудалары менен бирге кездешет. Бир нече миллиард жылдар мурда технеций Жер менен кошо пайда болгон. Ал радиоактивдүү ажыроонун негизинде дээрлик жок болуп кеткен. Технецийди алуу үчүн сырьё катары молибдендин нейтрондорунун нурдануусу жана уран продуктуларынын бөлүнүүсү кызмат кылат. Атомдук электростанцияларда 1кг уранды 50% күйгүзүүдөн 600мг Tc алынат. Технеций жаратылышта молибден, ниобий жана рутенийдин минералдары менен бирге кездешет. Технецийдин 15 изотобу бар:  $^{92}Tc$  -  $^{105}Tc$ ,  $^{107}Tc$ .

Металлдык технеций күмүш түстөгү ак металл, тыгыздыгы 11.487 г/см<sup>3</sup>, атомдук радиусу 1,358 нм, иондук радиусу  $Tc^+$  0,56 нм; балкып эрүү температурасы 2140°C; кайноо температурасы 4600°C.

Технеций Одон +7ге чейинки кычкылдануу даражасын көрсөтүп, электрохимиялык күчү боюнча Mn менен Re дин ортосунда турат.

Металлдык технеций концентрацияланган жана суюлтулган HClда эрибейт; ренийден айырмачылыгы  $H_2O_2$  жана  $NH_4OH$ тын эритмесинде эрибейт. Падыша арагы менен оңой аракеттенишет.

Жаратылыштагы кошулмасы пертехнатаммоний -  $(NH_4TcO_4)$  кызылгылт түстө.

### Рений

Рейн дарыясынын атынан аталган. 1869-жылы Д.И.Менделеев жетинчи топтогу марганецке окшош болгон эки элемент бар экендигин алдын ала айткан. 1925-жылы немец химиктери В.Ноддак жана И.Ноддак қолумбит минералынан катар номери 75 болгон жаңы элементти табышкан.

Жаратылышта рений 2 изотоптон турат: туруктуу изотобу  $^{185}_{75}Re$  (37,07%) жана радиоактивдүүлүгү начар  $^{187}_{75}Re$  (62,93%). Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү -  $5d^5 6s^2$ .

Ренийди өндүрүштө бөлүп алуу XX кылымдын 1930-жылдын башында Германияда ишке ашкан. Азыркы учурда Англияда, Францияда, Германияда, Казакстанда жана Россияда өндүрүлөт. Рений өтө сейрек кездешүүчү жана чачыранды металл. Анын негизги жаратылыштык булагы болуп молибдениттер саналат.

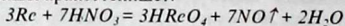


Рений күмүш түстүү, ак, оор, кыйындык менен эрий турган, ийилгич жана дат басууга өтө туруктуу металл. Атомдук радиусу 1,373нм, тыгыздыгы 21,03г/см<sup>3</sup>; эрүү температурасы 3180°С; кайноо температурасы 5900°С.

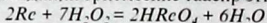
Кадимки температурада рений абада туруктуу, азот жана суутек менен аракеттенишпейт. 300°Сдан жогору температурада кычкылданат ( $Re_2O_3$ ,  $Re_2O_7$ ) жана күкүрт, галогендер менен аракеттенишет ( $Re_2S_3$ ,  $ReS$ ,  $Re_2S_7$ ,  $ReF_6$  жана  $ReCl_6$ ) Кычкылдандыргычтардын таасири менен реакцияга кирип  $KReO_4$ ,  $NaReO_4$  ж.б. пайда кылат. Рений ар түрдүү кычкылдануу даражасын көрсөтөт: бирикмелеринде +7ден -1ге чейинки абалда боло алат.

**Химиялык касиеттери.** Металлдык технеций жана рений төмөнкү температурада концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен начар аракеттенишет.

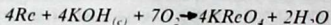
Ал эми суюлтулган азот кислотасында кычкылдануу даражалары турактуу болгон  $Tc$  (VII) жана  $Re$  (VII) бирикмелерин пайда кылуу менен жакшы аракеттенишет:



Таза рений жана технеций кислоталарын металлдарды суутектин пероксидинин эритмесине таасир этип алууга болот:



Күчтүү негиздердин эритмелери менен бир да металл реакцияга кирбейт, ал эми щелочтуу балкыган эритмелеринде кычкылдандыргычтардын катышуусу менен аракеттенишет:



Технецийдин (IV) кычкылы касиети боюнча  $MnO_2$  жана  $ReO_2$  айырмаланып турат. Ал 900-1000°С вакуумда ысыткан мезгилде сублимацияланат, ал эми  $ReO_2$  болсо мындай шартта диспропорцияланат:



Технецийдин (IV) кычкылы  $MnO_2$  жана  $ReO_2$  айырмаланып кислоталардын суюлтулган эритмелери менен аракеттенишип  $TcO_4^-$  анионун пайда кылат:



Технеций менен ренийдин жогорку кычкылдары ( $Mn_2O_7$ ,  $Tc_2O_7$  жана  $Re_2O_7$ ) ачык байкалган кислоталык касиеттерди көрсөтөт. Алар сууда эригенде күчтүү кислоталарды пайда кылат:  $HTcO_4$ ,  $HReO_4$ .

**Колдонулуштары.** Марганец негизинен кара металлургияда чоюн өндүрүүдө чоюндун балкып эрүү температурасын төмөндөтүү, күкүрттөн тазалоо үчүн кошулат. Марганец кошулган болот сүрүлүүгө туруктуу келет, алар темир жол рельстерин, таш майдалоочу машиналарды, танк тетиктерин, бронун жасоо үчүн колдонулат. Эгерде марганецти башка түстүү металлдарга кошсо, алардын катуудугу жогорулайт. Марганецтен жасалган реостаттын ток өткөрүүчү зым катары колдонулуучу куйманганийдин составында 12% марганец, 84% жез, 4% никель болот. Марганец кошулган айнектер кызыл түстө болот.



Перманганаттардын ичинен  $KMnO_4$  техникада кеңири колдонулат. Химиялык лабораторияларда  $KMnO_4$  кычкылтектеги алууда пайдаланылат.  $KMnO_4$  менен фосфорду, күкүрттү аралаштырып глицеринди ага жакындатканда күйүп кетет. Ал кездемелерди, кагаздарды көмүргө айландыра алат. Ошондуктан,  $KMnO_4$  органикалык заттарды окистендирүүдө жана жүндөн жасалган кездемелерди, эфир майларын, өсүмдүктөрдүн жана жаныбарлардын майларын актоо үчүн пайдаланылат.

Марганецтин (IV) оксиди галваникалык элементтердин электроддорунун негизги компонентин түзөт жана ошондой эле кычкылдандыргыч, абсорбент жана катализатор катары колдонулат. Калийдин перманганаты органикалык синтезде кычкылдандыргыч катары колдонулса, ал эми медицинада антицептик катары колдонулат. Марганец өсүмдүктөр менен жаныбарлардын тиричилик аракетине өтө зарыл болгон микроэлемент.

Марганецтин (II) хлориди кездемелерди боекчу күрөң боек катары,  $MnS$  марганец сульфиди менен  $ZnS$  цинк сульфидин аралаштырганда караңгыда жарык берген люминофорлорду жасоодо, нитраты  $Mn(NO_3)_2$  - фарфор боекторун алууда колдонулат. Манганаттардын  $BaMnO_4$ ,  $Na_2MnO_4$  алтын өндүрүүдө жана заводдордогу химиялык лабораторияларда кеңири пайдаланылат.

Технеций коррозияга өтө туруктуу. Технецийдин башка металлдар менен болгон куймалары өтө жакшы өткөргүч болуп саналат. Технеций кислотасынын  $HTcO_4$  туздары жакшы ингибиторлор болгондуктан көмүртеги аз болоттордун коррозиясын басаңдатуу үчүн колдонулат. Бирок технецийдин жана пертехнаттардын кеңири колдонулушуна технецийдин радиоактивдүүлүгү тоскоол болот.

80%тен ашык рений, октандык саны жогору болгон жогорку сапаттагы бензинди алууда колдонулуучу биметаллдык платина-рений катализаторлорун өндүрүүдө колдонулат.

Рений  $Re$  сырткы көрүнүшү жагынан платинага окшош металл. Ал жакшы чоюлат жана ар түрдүү формада куюлат. Ренийден жасалган электр лампочкаларынын спиралдары вольфрамга караганда көпкө чыдамдуу, рений көпчүлүк химиялык реакцияларда катализатор катарында пайдаланылат.

Ренийдин платина менен болгон бирикмеси жогорку температурага чыдамдуу термопараларды жана радиоэлектроникада контактарды жасоодо колдонулат.

### 30) VIII ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

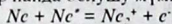
Бул подгруппанын элементтерин инерттүү газдар же асыл газдар деп да аташат, алардын кээ бир касиеттери 2.16-таблицада берилген.

Гелийден башка бардык инерттүү газдардын акыркы электрондук катмарлары толуп бүткөн туруктуу сегиз электрондук конфигурацияга  $ns^2np^6$  ээ (гелий -  $1s^2$ ) жана ошол себептен алардын иондоштуруу энер-

гиясы абдан жогору. Ошондуктан, инерттүү газдардын туруктуу электрондук конфигурациясынан сырткы электрондорду ажыратып, алардын бирикмелерин алуу үчүн абдан күчтүү кычкылдандыргыч талап кылынат. 1962-жылы америкалык окумуштуу Бартлетт Нил күчтүү кычкылдандыргыч болгон платинанын гексафторидин колдонуп, инерттүү газдардын ичинен биринчи жолу ксенондун бирикмесин ( $Xe[PtF_6]$ ) алууга жетишкен.

Химиялык жактан инерттүү газдар реакцияга жөндөмсүз болгондуктан, жаратылышта эркин түрдө негизинен атмосферада кездешет.  $1\text{м}^3$  абада  $9,3\text{ л Ar}$ ,  $16\text{ мл Ne}$ ,  $5\text{мл He}$ ,  $1\text{мл Kr}$ ,  $0,08\text{мл Xe}$  жана  $1\text{см}^3$  абада  $1-2$  молекула  $Rn$  кездешет. Гелий радиоактивдүү ажыроонун продуктасы болуп саналат, ал негизинен кээ бир жаратылыш газдарынын жана минерал сууларынын составында кездешет. Гелий азыркы мезгилдерде жаратылыш газдары менен абадан алынат. Ал күндүн спектринин анализ боюнча (1868) күндүн составынан аныкталынган. Андан кийин англиялык окумуштуулар Релей менен Рамзай (1898) бардык инерттүү газдарды абадан бөлүп алышкан. 1899ж. Резерфорд радонду торийдин радиоактивдүү ажыроосунан аныктаган. Инерттүү газдардын ичинен бир гана радон радиоактивдүү элемент болуп саналат.

1970-жылдары криптондун, ксенондун жана радондун фториддери, оксофториддери жана кычкылдары синтезделген. Азыркы мезгилге чейин гелий менен неондун чыныгы химиялык бирикмелери алына элек. Бирок суунун, спирттердин же гидрохинондун  $C_6H_4(OH)_2$  кристаллдык торчолорунун боштуктарында молекулалык аралык күчтүн негизинде инерттүү газдардын атомдору кармалып турган өзгөрүлмө составдагы  $Э-6H_2O$ ,  $Э-2C_2H_5OH$  же  $Э-3C_6H_4(OH)_2$  клатраттары алынган, мында Э - гелий, неон, аргон ж.б. инерттүү газдардын атомдору болуп эсептелет. Мындай кошулмалар жогорку басымда жана төмөнкү температурада гана туруктуу. Бул инерттүү газдардын клатраттарындагы химиялык байланыштын бекем эместигинин начардыгын түшүндүрөт. Инерттүү газдардын дүүлүккөн жана нейтралдуу атомдору кагылышканда иондук димерлер пайда болушу мүмкүн, мисалы:



Гелийден радонду көздөй инерттүү газдардын эрүү жана кайноо температуралары, ошондой эле сууда эригичтиги өсөт, бул группа боюнча жогорудан төмөн карай молекула аралык байланыштардын өсүшү байкалат. Инерттүү газдар суюлтулган абаны буулантуу жолу менен алынат.

**Фтордуу кошулмалары.** Криптон, ксенон жана радон фтор менен өз ара аракеттене алат жана химиялык активдүүлүгү криптондон радонду көздөй өсөт. Фтор менен эң оңой радон өз ара аракеттенет, мында иондук байланыш тибиндеги учма эмес  $RnF_2$  пайда болот. Ксенон менен фторду бири-бирине кошкондо  $XeF_2$ ,  $XeF_4$ ,  $XeF_6$ ,  $XeF_8$  составдагы фториддер алынат. Фтор жетишсиз болгондо  $XeF_2$ , ал эми фтор ашыкча алынганда  $XeF_6$  же  $XeF_8$  синтезделет. Ксенондун фториддери түссүз кри-

сталлдык заттар. Фториддердин кычкылдандыргыч касиеттери төмөндөгү катар боюнча жогорулайт:  $KrF_2 > XeF_2 > XeF_4 > XeF_6$ .

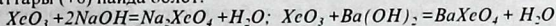
2.16-таблица

Инерттүү газдардын кээ бир касиеттери

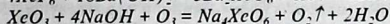
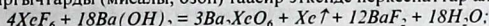
| Касиеттери                                   | He              | Ne                              | Ar                              | Kr                                | Xe                              | Rn                              |
|--|-----------------|---------------------------------|---------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| Электрондук формуласы                        | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> | 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 1 | 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> | 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> |
| Иондошуу энергиясы, эВ                       | 24,58           | 21,56                           | 15,69                           | 4                                 | 12,13                           | 10,75                           |
| Кайноо температурасы, °С                     | -269            | -246                            | -186                            | -153                              | -108                            | -62                             |
| Эрүү температурасы, °С                       | -272            | -249                            | -189                            | -157                              | -112                            | -71                             |
| 0°С да сууда эригичтиги, см <sup>3</sup> /л. | 10              | 14                              | 52,4                            | 99,1                              | 209,2                           | 510                             |

**Инерттүү газдардын кычкылдары.** Кычкылтек менен бир дагы инерттүү газ түздөн-түз реакцияга кирбейт, ксенондун белгилүү болгон бардык оксиддери менен оксид-фториддери туура келген фториддеринин гидролизинен пайда болот.

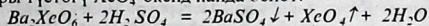
Ксенондун (VI) кычкылы  $XeO_3$  - нымды өзүнө абдан сиңирүүчү, туруксуз болгон ак түстөгү катуу зат. Массасы 20 мг дан ашык болгондо өзүнөн -өзү жарылууга жөндөмдүү. Узакка сакталганда акырындык менен жөнөкөй заттарга чейин ажырайт. Эркин түрдө  $H_2XeO_4$  - кислотасы төмөнкү температурада (-20÷-30°С) туруктуу болсо да,  $XeO_3$  кычкылы кислоталык касиетке ээ жана щелочтор менен өз - ара аракеттенишкенде ксенаттар (+6) пайда болот:



$Xe(+6)$  кошулмалары диспропорцияланганда же күчтүү кычкылдандыргычтарды (мисалы, озон) таасир эткенде перксенаттар алынат:



Перксенаттар суусуз күкүрт кислотасы менен өз ара аракеттенгенде сары түстөгү  $XeO_4$  оксид пайда болот:



$XeO_4$  - бөлмө температурасында кычкылтекти бөлүп чыгаруу менен ажырайт. Ал тургай катуу түрдөгү  $XeO_4$  -40°Сда да жарылат. Азыркы мезгилде  $XeO_4$  менен  $XeO_6^{4-}$  эң күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет. Ксенондун (+8) бирикмелери айрыкча кычкыл чөйрөдө эң күчтүү кычкылдандыргычтар болуп саналат.

**Колдонулушу.** XX кылымдын башында гелий жарылгыч суутектин ордуна дирижаблдерди, аба шарларын жана атмосфералык метеозондорду толтуруу үчүн колдонулган. Гелийдин экинчи бир колдонулушу жогорку басымда (суу алдында, барокамераларда) азоттук уулануудан сактоо үчүн дем алуучу аралашмаларга кычкылтекти суюлтуучу газ катарында кошушат. Гелий техникада жана илим изилдөө лабораторияларында төмөнкү температураны кармоо үчүн да колдонулат. Аргон, криптон жана ксенон төмөнкү жылуулук өткөрүмдүүлүккө жана химиялык жактан инерттүү болгондуктан, неондук лампаларды толтурууда пайда-



неондук лампаларды толтурууда пайдаланат. Криптон менен ксенондун фториддери фторлоочу агент катарында колдонулат.

### 31) VIIIБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

VIIIБ-группанын элементтерине тогуз элемент: темир, кобальт, никель, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина кирет. Алардын башка группалардан айырмачылыгы топторго бөлүнүшү болуп эсептелет. Мисалы, темирдин тобу (Fe, Co, Ni) жана платинанын тобу (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) болуп горизонталдуу мезгилдүүлүк касиеттери боюнча экиге бөлүнүшөт. 2.17-таблицада темирдин тобунун элементтердин кээ бир касиеттери берилген. Булар металлдар түрүндө катуу, ак - күмүш түстөгү аз эрүүчү металлдар болуп эсептелет.

2.17-таблица

Темир, кобальт жана никелдин кээ бир физика - химиялык касиеттери

| Касиеттери                            | Fe   | Co   | Ni   |
|---------------------------------------|------|------|------|
| Эрүү температурасы, °C                | 1539 | 1494 | 1455 |
| Кайноо температурасы, °C              | 2872 | 2957 | 2897 |
| Тыгыздыгы ρ, г/см <sup>3</sup> (25°C) | 7,91 | 8,90 | 8,90 |

Адам баласы темирди биздин доорго чейинки III-II миң жылдыктарда эле колдонуп келишкен. Кобальттын бирикмелери биздин доорго чейин XI кылымда колдоно башташкан, ал эми металл биринчи жолу 1736-жылы Брандт тарабынан такталган. Никелди 1751-жылы Кронстедт ачкан. Платина, алтын, күмүш жана сымап сыяктуу эле алгачкы мезгилден бери белгилүү. Платинанын металл катары биринчи сүрөттөлүшү 1557-жылга таандык. Калган платиналык металлдар 1803-1804-жылдары ачылган: родий жана палладийди - Вулластон, осмийди - Тенант. Бардыгынан кийин, 1844-жылы Клаус тарабынан Петербург монета дворунда платиналык таштандылардан рутений (лат. Ruthenia -Россия) ачылган.

**Химиялык касиеттери.** Негизинен салыштырма терс электрдүүлүктөрү (СТЭ) боюнча платинанын тобуна караганда темир, кобальт жана никель бири-бирине жакын:

Fe 1,64; Co 1,70; Ni 1,75 СТЭ<sub>ср</sub> = 1,70

Ru 1,42; Rh 1,45; Pd 1,35

Os 1,52; Ir 1,55; Pt 1,44 СТЭ<sub>ср</sub> = 1,46

VIIIБ-группанын элементтеринин сырткы атомдук орбиталдарында (АО) электрондордун толтурулушу: темир, рутений жана осмийде - 8 валенттик электрондор, кобальт, родий жана иридийде - 9 электрон, никель, палладий жана платинада - 10 электрон жайгашкандыгы белгилүү. Ошондуктан, бул вертикалдуу катарларды группалар деп аташып жана аларды валенттик электрондорунун жалпы саны боюнча VIIIБ -, VIIIБ1 -, VIIIБ2 - группаларына бөлүшөт:

VIIIБ

VIIIБ1

VIIIБ2

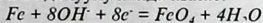


|   |   |  |
|---|---|--|
| <i>Fe</i> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup> | <i>Co</i> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup> | <i>Ni</i> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>  |
| <i>Ru</i> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup> | <i>Rh</i> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>8</sup> | <i>Pd</i> 5s <sup>0</sup> 4d <sup>10</sup> |
| <i>Os</i> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>6</sup> | <i>Ir</i> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>7</sup> | <i>Pt</i> 6s <sup>1</sup> 5d <sup>9</sup>  |

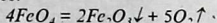
Бешинчи мезгилдин элементтеринин кээ бир өзгөчөлүктөр 4d<sup>10</sup>-АО орбиталынын эбегейсиз туруктуулугу менен байланыштуу. Бардык үч группанын: VIIIБ-, VIIIБ1-, VIIIБ2- элементтеринин жалпы электрондук конфигурациясы ns<sup>0-2</sup>(n-1)d<sup>6-10</sup> болот.

Бул элементтердин бирикмелеринде кычкылдануу даража Одон VIIIгг чейин өзгөрөт. Алардын туруктуулары төмөнкүлөр: *Fe(III)*; *Co(II)*; *Ni(II)*; *Ru(IV)*; *Rh(II)*; *Pd(II)*; *Os(VIII), (VI)*; *Ir(IV)*; *Pt(II), (IV)*. d-группалар башка группалардай эле жогорудан төмөн карай жогорку кычкылдануу даражалары өсөт. Жогорку кычкылдануу (VIII) даражасын VIIIБ - группанын элементтери көрсөтөт: рутений (*RuO<sub>4</sub>*), осмий (*OsO<sub>4</sub>*, *OsF<sub>8</sub>*, *OsO<sub>3</sub>F<sub>2</sub>*) жана темир (*FeO<sub>4</sub>*).

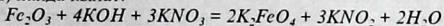
*FeO<sub>4</sub>* эритмеси тетрахлорметанда (*CCl<sub>4</sub>*) негизинен щелочтуу суудагы эритмелерден экстракция жолу менен алынат. Мында темир аноддук кычкылданууну пайда кылат:



*CCl<sub>4</sub>* төгү темирдин (*FeO<sub>4</sub>*) эритмеси жөнөкөй шарттарда туруктуу эмес:



*Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*тү *KOH* жана *KNO<sub>3</sub>* менен эриткенде кара-кызыл ферраттарды (VI) пайда кылат:



**Негизги минералдары.** Темир элементтери платина элементтерине караганда көп кларкка ээ болушат. Кычкылтек, кремний жана алюминийден кийин темир - 4,7%ти түзөт. Кобальттын жана никелдин кларкы 4·10<sup>-3</sup> жана 0,02%ке барабар. Бардык платиналык металлдар аз кездешүүчү минералдарга таандык болгондуктан, алардын кларкы 10<sup>-7</sup>-10<sup>-6</sup>%ти түзүшөт. Алардын ичинен кеңири таралганы рутений жана палладий болуп эсептелет.

Составында темири бар минералдардын ичинен эң баалуусу **магнетит** (магниттүү темир) болуп эсептелет, өзүнүн жаратылышы боюнча кош кычкыл (Fe, Fe<sub>2</sub>)O<sub>4</sub> болгон, бирок магниттин өндүрүштүк запасы азаюуда. Азыркы мезгилде темир өндүрүшүнүн негизги сырьесу болуп **гематит** *Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>* (кызыл темир) жана **гемит**, же **лимонит** *FeO(OH)* (күрөң темир) эсептелет. Темир металлургиясында дагы негизги сырьё катары **сидерит** *FeCO<sub>3</sub>* жана **пирит** *FeS<sub>2</sub>* колдонулат. Эл керектөөсүнө 2000-жылга чейин эсеп боюнча 3·10<sup>10</sup> т темир керектелсе, ал эми темир кенинин 7·10<sup>11</sup> т запасы бар экендиги чалгындалган.

Жердин ядросу да 2900 км тереңдиктен баштап темирдин (91-92%) жана никелдин куймаларынан (8 - 9%) тураарын болжолдошкон.

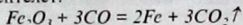
Кобальт жана никель көбүнчө сульфиддик минерал түрүндө кездешет: **кобальтин** - *CoAsS*, **петландит** - (*Fe, Ni*)S, **никелин** - *NiS(As)*. Никель негизинен платина металлдары менен кошо Норильскийде алынат

Норильскийде алынат жана ошондой эле полиметаллдык кендери эн жогорку катышта Орто Уралда жайгашкан.

Составында петлантиддери бар жез - никель рудаларынын массалык үлүшүнүн 90%ти дүйнөлүк никелдин куймасы туура келет. Бул рудалардан көп санда жез, кобальт, платина металлдары, селен жана теллур алынат.

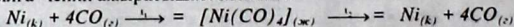
Платина металлдары жаратылышта эркин жана куйма түрүндө кездешет: осмиридий (17-80% Os), ферроплатина (20%ке чейин темир). Мексикалык алтында 43%ке чейин родий бар.

**Металлдардын алынышы.** Өнөр жайлардын өнүгүшүн чоюн (темирде 2-4% көмүртек) жана болот (темирде 2% көмүртек) өндүрүштөрүүсүз элестетүүгө мүмкүн эмес. Өлкөнүн өндүрүшүнүн өндүрүмдүүлүгүнүн техникалык прогрессин темири бар куймалар мүнөздөп турат. Металлдык темирди жана анын куймаларын алуунун химиялык негизи болуп темирдин оксиддерин калыбына келтирүү болуп эсептелет:



Биринчи домна мештеринде коксту пайдалануу менен чоюнду алышат. Андан кийин чоюн эки жол менен болотко айланат: конвертердик жана мартендик. Биринчи жол менен алмурут формадагы идиш - конвертерге куюлган суюк чоюн аба менен үйлөтүлүп, анын бир бөлүгү COге чейин кычкылданып, FeS аралашмасы Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> жана SO<sub>2</sub>ге ажырайт. Ал эми мартендик процессте эритилген чоюндун үстүнөн ысык газ менен бирге аба берилет, мында көмүртектин бир бөлүгү COго, күкүрттүн бир бөлүгү SO<sub>2</sub> чейин кычкылданат. Кокстун дефициттүүлүгү жана жаратылыштагы кокс көмүрүнүн запасынын азайышы менен бирге болотту алуунун башка жолдорун изилдөөгө түрткү кылган. Болоттун жаңы металлургиялык процесси болуп, алдын-ала темир рудаларын («окатышка») байытып, андан кийин температурасы 1100°C болгон айлануу мештеринде H<sub>2</sub> жана CO аралашмасы менен жумшак темирге айланганга чейин иштетишет. Жумшак темирди электромештерде кайра кайнатуу менен болотту алышат. Мында чоюнду эритип алуу стадиясы жок болот.

Кобальтты жана никелди рудалардан бөлүп алуу татаал металлургиялык процесс. Темир, кобальт жана никелдин жогорку даражадагы тазасын (>0,01% аралашма) алгачкы техникалык металлдарын 150-200°C көмүртектин монооксидинин басымы астында иштетип алышат. Мындан пайда болгон суюк карбонилдерди жогорку температурада (t<sub>2</sub> - t<sub>1</sub>) металлга чейин ажыратышат. Мисалы:

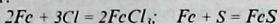


Бул процесстеги тазалоо, эгер аралашмалар карбонилдерди пайда кылса, анда баштапкы заттардын кайноо температуралары өтө тез айырмаланышып, буулантып айдоо менен оңой бөлүшөт.

### Темир

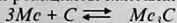
Fe, Co, Ni катары боюнча химиялык активдүүлүгү төмөндөйт. Бул үч металл жогорку температурада кычкылтектин атмосферасында күйүү

менен  $Fe_2O_3$ ,  $CoO$ ,  $NiO$  оксиддерди пайда кылат. Темирди ысытканда көпчүлүк металл эместер (галогендер, күкүрт, көмүртек) менен аракеттенишет:



Темир топчосунун элементтери эритилген күкүрт менен стехиометриялык эмес сульфиддерди ( $\sim FeS$ ,  $\sim CoS$ ,  $\sim NiS$ ,  $\sim FeS_2$ ) пайда кылуу менен, ошондой эле галогендер менен да активдүү аракеттенишип, бул учурда ( $FeI_3$  башка) темирдин үчгалогениди, кобальттын жана никелдин дигалогениди жана  $CoF_3$  пайда болот. Металлдар фтор менен кадимки температурада начар аракеттенишет, көбүнчө никелдин бетинде тыгыз, аз учуучу фториддердин пленкалары пайда болот. Никель фтор менен  $500-600^\circ C$  да аракеттенишпейт. Металлдар жогорку температурада азот, фосфор менен өз ара аракеттенишет жана бул учурда нитриддер жана стехиометриялык эмес составдагы фосфиддер, нитриддер:  $\sim NiN_3$ ,  $\sim Fe_3P$ ,  $\sim Co_3N_2$  жана башка бинардык бирикмелер пайда болот.

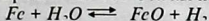
$500^\circ C$  дан жогорку температурада металлдардын көмүртек менен болгон реакциясы кайталанма:



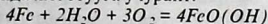
Мындай составдагы темирдин карбинин **цементит** деп аташат.

Өтө майдаланган металлдар ( $Fe$ ,  $Co$ ,  $Ni$ ), көбүнчө никель, белгилүү санда суутекти сиңирип алышат. Суутекти кошуп алуу касиети пентаникель-лантан  $LaNi_5$  типтеги интерметаллдык бирикмелеринде жогорулайт. Эгер металлдар гидроксиддерди пайда кылбаса, анда  $LaMe_5$  ( $Me = Ni, Co, Fe$ ) суутекти кошуп алуу менен составы  $LaMe_5H_x$  болгон стехиометриялык эмес гидриддерге айланат, мында  $x=5-6$  суутекте 1% тен көп эмес кычкылтек кармалат.

Темир жогорку активдүүлүктү суу менен кобальт жана никелден айырмаланып  $600^\circ C$  та кычкылданат:

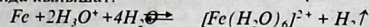


$600^\circ C$  дан жогору болгондо бул реакциянын тең салмактуулугу солго жылат. Темир атмосферада коррозияга учурайт: ным жана абанын таасири астында жылына  $\sim 10\%$  өндүрүлгөн темир коррозиянын натыйжасында жоготууга учурайт:

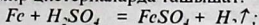


Бирок  $0,01\%$  көмүртектин, күкүрттүн жана фосфордун аралашмаларынан турган темир куймалары коррозияга туруктуу келет.

Эгер металлдык темир төмөнкү температурада кычкылдандыргыч эместер менен таасир этишсе, анда кобальт жана никель ысытканда аракеттенишет. Каралган бардык металлдар бул учурда аквакатиондорду пайда кылышат:

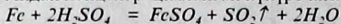


Концентрацияланган күкүрт жана азот кислоталарында металлдар аракеттенишпейт, ошондуктан концентрацияланган күкүрт кислотасын темир цистерналарда ташышат.

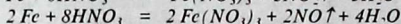
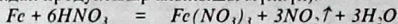




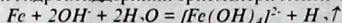
Андан концентрацияланган күкүрт кислоталарында:



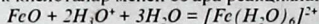
Суялтулган азот кислотасы менен туруктуу кычкылдануу даражадагы нитраттарды пайда кылат (кислотанын концентрациясына жараша ар кандай продукталар алынышы мүнкүн):



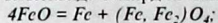
Металлдык темир 50%түү концентрацияланган щелочтуу элементтердин гидроксиддеринин эритмелери менен ысытканда аракеттенет:



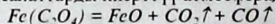
*Темирдин кычкылдары жана гидрокычкылдары.* Темир төмөндөгүдөй кычкылдары жана гидрокычкылдарды пайда кылат:  $FeO$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Fe_3O_4$ ,  $Fe(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ . Алар суу менен аракеттенишпейт, бирок кислоталар менен өз ара реакцияланышат.



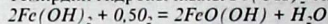
500°Cдан жогорку температурада абада же кычкылтек атмосферасында ысытканда темирдин монокычкылы айланууга дуушар болот:



Гидрокычкылдарды, карбонаттарды, нитраттарды жана оксалаттарды инерттүү атмосферада ысытканда монокычкылдар алынат:

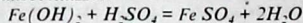


Темирдин гидрокычкылы  $Fe(OH)_2$  оңой кычкылданат:

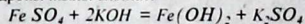


бул учурда  $xFe(OH)_2 \cdot yFeO(OH)$  кара түстөгү, составы өзгөрүлмөлүү, ар түрдүү кычкылдануу даражадагы темирдин бирикмелеринин катышуусунда аралык бирикме пайда болот.

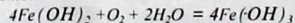
Негиздик касиетке ээ болгон гидрокычкыл кислоталар менен аракеттенишет:



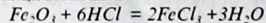
Темирдин туздарына кычкылтексиз чөйрөдө щелочторду таасир эткенде гидрокычкылы алынат:



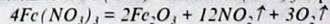
Ал эми кычкылтектүү чөйрөдө болсо темирдин (III) гидрокычкылы алынат:



Темирдин үчкычкылы  $Fe_2O_3$  - кызыл-күрөң түстөгү катуу зат, 1560°C эригенде  $FeO$  жана  $O_2$  ажырайт, суу жана  $KOH$ ,  $NaOH$ тын суудагы эритмелери менен аракеттенишпейт, бирок кислоталар менен реакцияланышат:

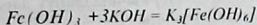


Өтө катуу ысыткандан кийин  $Fe_2O_3$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$  окшоп, химиялык инерттүү кычкыл болуп, кислоталар менен өз ара аракеттенишпей калышат:  $FeO(OH)$  тын же  $Fe(OH)_3$  термикалык ажыроосунан алышат:

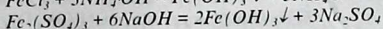
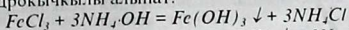


Темирдин гидрокычкылы амфотердик касиетке ээ:

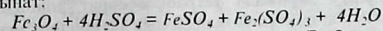




Fe (III) туздарына негиздерди таасир этүү менен темирдин гидрокычкылы алынат:



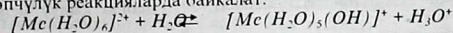
$Fe_3O_4$  кычкылына кислоталарды кошкондо төмөндөгүдөй туздар алынат:



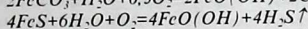
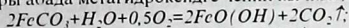
$Fe_3O_4$  кычкылы,  $FeO$  менен  $Fe_2O_3$  кычкылдарынын өз ара аракеттенүүшүсүнөн пайда болот.

**Темир туздары.** Темир (+II) кычкылдануу даражада белгилүү бардык аниондор менен жөнөкөй туздарды пайда кылышат. Сууда эрүүчү туздар болуп, нитраттар, сульфаттар, галогениддер ( $FeF_2$  ден башкасы), тиоционаттар, ацетаттар жана тетраоксохлораттар эсептелет.

Туздар гидролизге учурайт да, протолиздин биринчи баскычы көпчүлүк реакцияларда байкалат:

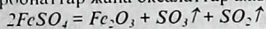


Темирдин (II) туздарынын суудагы эритмелери жана анын катуу туздары абада метагидроксидге чейин кычкылданат, мисалы:

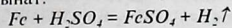


Абада туруктуураак болуп темир (II) аммонийлеринин сульфаты  $(NH_4)_2[Fe(H_2O)_6]SO_4$  болуп эсептелет.

$Fe(II)$  туздары ысытууда ар түрдүүчө болушат: бардык хлориддер эрийт жана ысытканда ажырабайт, ал эми сульфаттар, нитраттар, карбонаттар жана оксалаттар ажыроого дуушар болушат, мисалы:

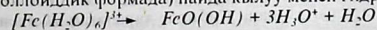


Металлдардын туздарын, алардын кычкылдарын, гидрокычкылдарын жана карбонаттарын кислоталар же туздар менен таасир этүү менен алынат:



Темир топчосунун элементтеринин ичинен (+III) кычкылдануу даражага ээ бир гана темирдин туздарынын саны көбүрөөк, кобальттын (III) азыраак сандагы жөнөкөй туздары суунун таасиринен ажырайт, ал эми никель (III) жөнөкөй туздары пайда кылбайт.

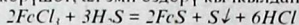
Темир (III) туздары баскычтуу протолиздин учурунда  $FeO(OH)$  ты (коллоиддик формада) пайда кылуу менен гидролизге учурайт.



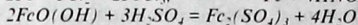
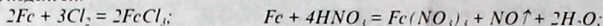
Ошондуктан темирдин (III) туздарынын суудагы эритмелери күрөңсары түстөн кара-күрөң чейинки түстө болушат жана күчтүү кычкыл реакцияга ээ.

Темирдин (III) аквакатиондору күчтүү кычкылдандыргыч касиетти көрсөтүшөт, ошондуктан  $Fe_2S_3$ ,  $FeI_3$ ,  $Fe_2(SO_3)_3$  тү орун алмашуу реакциясынын негизинде суудагы эритмелеринен алуу мүмкүн болбой

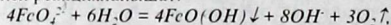
калган: анион-кычкылдандыргычтар темирди (II) кычкылдануу даражага өткөрүшөт, ал эми өздөрү кычкылданышат, мисалы:



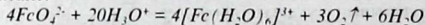
Темирдин (III) туздарынын алынышы төмөндөгүдөй реакцияларга негизделген:



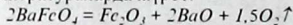
Темир (+VI) кычкылдануу даражада тетраоксоферрат аниондору  $FeO_4^{2-}$  пайда болуу менен алар көпчүлүк металлдардын катиондору менен туздарды ферраттарды пайда кылат. Ферраттар кристалдык структурасы жана сууда эригичтиги боюнча сульфаттарга жана хроматтарга окшош.  $BaFeO_4$  жана  $SrFeO_4$  сууда аз эрүүчү, ал эми щелочтуу элементтердин ферраттары малина - кызыл түстөгү эритмелерди пайда кылат.  $pH > 10$  болгондо  $FeO_4$  - аниону туруктуу, бирок  $pH$  азыраак болгондо ал суу менен реакцияланышат:



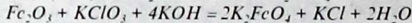
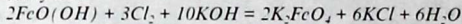
Кычкыл чөйрөдө темирдин (III) аквакатионун пайда кылуу менен аяктайт:



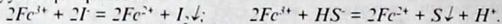
Ферраттардын термикалык ажыроосу салыштырмалуу төмөнкү температураларда жүрөт:



Ферраттарды синтездөө үчүн щелочтуу чөйрөдө төмөнкү реакциялар колдонулат:



Темир (III) калыбына келтиргич аниондор менен ( $I^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ) туздарды пайда кылбайт. Ошондуктан  $FeI_3$  же  $Fe_2S_3$  суудагы эритмелерин алууга мүмкүн эмес:



## Кобальт

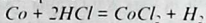
Жер кыртышында  $3 \cdot 10^{-30}$ %га жакын сейрек таралган металл. Жерден атырылып чыккан минералдык булактарда, көпчүлүк тоо тектеринде, деңиз суусунда кездешет. Топуракта, өсүмдүктөр менен жаныбарлардын ткандарында да бар. Кобальт төмөндөгү минералдар түрүндө: карролит -  $CuCo_2S$ ; линнелит -  $Co_3S_4$ ; мышьяк менен кобальт жаркырагы  $CoAs$ , кобальтин  $CoAsS$ , скуттерудит -  $CoAs_3$  ж.б. түрүндө кездешет. Анын кендери Уралда, Кола жарым аралында жана Сибирде таралаган. Кобальт  $Co_3O_4$  тү калыбына келтирүүдөн, кобальт хлоридин ( $CoCl_2$ ), кобальт сульфатын ( $CoSO_4$ ) электролиздөөдөн, никелдик, жез-никелдик, жез-кобальттык, мышьяк-кобальттык рудалардан алынат.

Жаратылыштагы кобальт туруктуу бир изотоптон  $^{59}_{27}Co$  турат. Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү  $3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ ; кычкылдануу даражасы +2 жана +3, кээде +1, +4, +5 ти да көрсөтөт;

Жөнөкөй химиялык кошулмаларында кобальт II валенттүү, ал эми комплекстик кошулмаларында III валенттүү.

Кобальт сууда жана абада туруктуу келет. 300<sup>0</sup>Сда оксиддин жука кабыкчасы (жашыл түстөгү  $CoO$ ) менен капталат. Суюлтулган  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  кислоталарында акырындык менен эрийт.

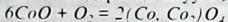
Күкүрт жана туз кислоталарында кобальт суутекти бөлүп чыгаруу менен эрийт:



Кызыл түстөгү кристаллогидрат түрүндөгү туздарды пайда кылат:  $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $CoCl_2 \cdot 2H_2O$ .

Кобальтты азот кислотасы менен кычкылданганда азот калыбына келет. Кристаллдык кобальттын нитраты – кызыл түстөгү кристаллогидрат:  $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ . Кобальт ар түрдүү комплекстик иондор менен,  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ ,  $[Co(NH_3)_5H_2O]^{3+}$ ,  $[Co(NO_2)_6]^{3-}$  ж.б. көп сандаган комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Мисалы, натрийдин тетрароданкобальты –  $Na_2[Co(CSN)_4]$  жана натрийдин тетрагидрокобальты –  $Na_2[CoCl_4]$ . Көк түстөгү бул эритмелердин экөө тең кобальтты фотометрдик ыкма менен аныктоодо колдонулат.

500<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада абада же кычкылтек атмосферасында ысытканда темирдин жана кобальттын монокычкылдары айланууга дуушар болот:

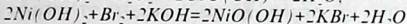
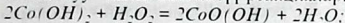


Гидрокычкылдарды, карбонаттарды, нитраттарды жана оксалаттарды инерттүү атмосферада ысытканда монокычкылдар алынат:

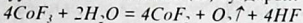


Галогендер менен ( $F_2$ ден башкасы) бөлмө температурасында, S, P, N<sub>2</sub>, Si, As менен 300-500<sup>0</sup>Сда аракеттенишет.

Кобальттын жана никелдин метагидрокычкылын алуу үчүн кээ бир кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларын колдонушат. Мисалы:



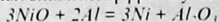
Со (III) туздары - күчтүү кычкылдандыргычтар. Суудагы эритмеде алардан газ абалындагы кычкылтек (суунун кычкылдануусунан) бөлүнүп чыгуу менен кобальттын (II) туздарын пайда кылат:



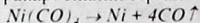
### Никель

Никель жер кыртышынын массалык үлүшү боюнча 8-10<sup>-3</sup>% түзөт. Никель жаратылышта сары никель колчеданы –  $NiS$ , кызыл никель колчеданы –  $NiAs$  (никелин), брейтауптит –  $NiSb$ , никель кольчеданы –  $NiAs_2$ , геродофит –  $NiAsS$ , ульмарнит –  $NiSbS$ , гарниерит –  $(Ni, Mg)SiO_3$  түрүндө кездешет. Жез-никель сульфид кендери да эң баалуу полиметаллдык сырьё б.с. Алардын курамында никель менен бирге  $Cu$ ,  $Co$ ,  $Au$ ,  $Ag$ ,  $Pt$  металлдары болот. Никелди кенден бөлүп алуу татаал, ошондуктан аны кендеги башка металлдарды ( $Co$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) бөлүп

алган соң  $Al$ ,  $CO$  же  $H_2$  менен анын кычкылдарынан ( $NiO$ ,  $Ni_3O_4$ ,  $Ni_2O_3$ ) калыбына келтирүү жолу менен алышат:



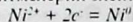
Алынган таза эмес никелди электролиз жолу менен же никелдин тетракарбонилин термикалык ажыратуу аркылуу тазалашат.



Жаратылышта никель 5 туруктуу изотоптун аралашмасынан турат:  $^{58}Ni$ ,  $^{60}Ni$ ,  $^{61}Ni$ ,  $^{62}Ni$ ,  $^{64}Ni$ . Жасалма изотопторунан эң узак жашаганы  $^{59}Ni$ .

Никель күмүш түстүү ак металл, иштетүүгө ийкемдүү, созулгуч, ферромагниттүү касиетке ээ.

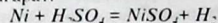
Никелди көбүнчө башка металлдардан жасалган буюмдардын бетин кооздоо, коррозиядан сактоо үчүн анын туздарынын суудагы эритмелерин электролиздөө менен капташат:



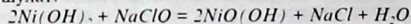
Никель кычкылтек менен  $500^\circ C$  дан жогору температурада гана аракеттенише баштайт. Практикалык жактан  $NiO$  маанилүү бирикме жана ал сууда эрибегендиктен кыйыр жол менен гана алынат.

Галогендер менен  $NiX_2$ , күкүрт -  $Ni_3S_2$ , селен -  $NiSe$  жана  $NiSe_2$ , теллур -  $NiTe$  жана  $NiTe_2$ , мышьяк -  $Ni_3As_2$ , көмүртек менен  $Ni_3C$  ж.б. толуп жаткан стехиометриялык эмес бирикмелерди пайда кылат.

Металлдардын чыңалуу катарында темирдин оң жагында тургандыктан суюлтулган кислоталарда темирден жайыраак эрийт. Ал  $HCl$ ,  $H_2SO_4$  менен акырындык менен аракеттенишип суутекти сүрүп чыгарат:



$Ni(OH)_2$  - кычкылдануусу үчүн эритмеге күчтүү кычкылдандыргыч кошулат:



### Платина металлдары

Платина топчосуна рутений -  $Ru$ , родий -  $Rh$ , палладий -  $Pd$ , осмий -  $Os$ , иридий -  $Ir$  жана платина -  $Pt$  өтмө металлдары кирет. 2.17-таблицада бул металлдардын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери берилген. Толтурулбаган d- жана s-орбиталдарынын электрондорунун суммасы  $Ru$  жана  $Os$  дин электрондук катмары сегизге,  $Rh$  жана  $Ir$  - тогузга, ал эми  $Pd$  жана  $Pt$  ныкы 10 го барабар.

Электрондорунун саны боюнча 4d- жана 5s-орбиталдарда  $Ru$ ,  $Rh$ ,  $Pd$  жана 6s-орбиталда  $Os$ ,  $Ir$ ,  $Pt$  болот. Платина металлдарын химиялык касиеттеринин окшоштуктары боюнча үч топко бөлүүгө болот:  $Ru$  -  $Os$ ,  $Rh$  -  $Ir$  жана  $Pt$  -  $Pd$ .

Платина тобундагы металлдар суутекти өзүнө жакшы сиңирет, айрыкча палладий, мисалы, Бир көлөм  $Pd$  900 көлөм суутекти сиңирет. Ошондуктан, платина тобундагы металлдар каталитикалык касиеттерди аныктоодо, гидрлөө жана кычкылдандыруу реакцияларына катализатор катары колдонулат.



Платина тобундагы металлдар химиялык жактан активсиз болгондуктан, алтын жана күмүш сыяктуу асыл металлдарга таандык.

2.17-таблица

Платина металлдарынын кээ бир физика-химиялык касиеттери

| Касиеттери                         | Ru    | Rh    | Pd    | Os    | Ir    | Pt    |
|------------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| Атомдук радиусу. А <sup>0</sup>    | 1,34  | 1,34  | 1,37  | 1,35  | 1,39  | 1,39  |
| Тыгыздыгы (20°С), гсм <sup>3</sup> | 12,30 | 12,42 | 11,97 | 22,70 | 22,65 | 21,45 |
| Катуулугу                          | 6,4   | 6     | 4,8   | 7     | 6,25  | 4,3   |
| Эрүү температурасы. °С             | 2450  | 1966  | 1552  | 2727  | 2454  | 1769  |
| Кайноо температурасы. °С           | 3727  | 3729  | 3127  | 4230  | 4130  | 3927  |

Платина металлдары фтор, хлор, кычкылтек, күкүрт жана фосфор менен өтө жогорку температурада аракеттенишет. Мисалы, платина хлор жана кычкылтек менен 500°Сдан жогорку температурада реакцияга кирет:



Платина металлдары көпчүлүк металлдар менен куймаларды пайда кылышат.

2.18-таблица

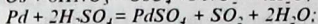
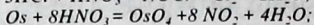
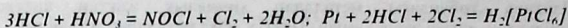
\*Платина металлдарынын кээ бир химиялык бирикмелери

| Валент-түүлүгү | Кычкылдары                     | Гидроокыч кылдары   | Галогенид-дери    | Сульфид-дери     | Белгиленеши                                     |
|----------------|--------------------------------|---------------------|-------------------|------------------|---|
| I              | -                              | -                   | -                 | -                | Me- платина металлдары                          |
| II             | MeO                            | Me(OH) <sub>2</sub> | MeCl <sub>2</sub> | MeS <sub>2</sub> | Г-галогениддер:<br>(F <sub>2</sub> , Cl, Br, J) |
| III            | Me <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | Me(OH) <sub>3</sub> | MeCl <sub>3</sub> | MeS <sub>3</sub> |   |
| IV             | MeO <sub>2</sub>               | Me(OH) <sub>4</sub> | MeCl <sub>4</sub> | MeS <sub>2</sub> |   |
| V              | -                              | -                   | MeCl <sub>5</sub> | -                |   |
| VI             | MeO <sub>3</sub>               | -                   | MeCl <sub>6</sub> | MeS <sub>3</sub> |   |
| VII            | -                              | -                   | -                 | -                |   |
| VIII           | MeO <sub>4</sub>               | -                   | MeCl <sub>7</sub> | MeS <sub>4</sub> |   |

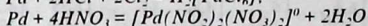
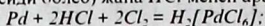
Бул металлдардын оксиддерди жана сульфиддерди пайда кылуу жөндөмдүүлүгүнүн мүнөздөмөсү болуп, алардын кычкылтекке болгон тектештиги азайып, ал эми Ru, Rh, Pd жана Os, Ir, Pt катары боюнча күкүрткө болгон тектештиги көбөйүшү эсептелет.

Бул элементтердин туруксуз кычкылдарды жана туруктуу сульфиддерди пайда кылуу жөндөмдүүлүгү боюнча мезгилдик системанын I жана II группанын кошумча подгруппасынын металлдарына окшоштурууга болот (2.18-таблица).

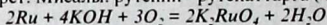
Платина тобундагы металлдар кислоталар менен щелочтордун таасирине туруктуу болушат. Рутений, родий жана иридий кислоталар же «падыша арагында» ысытканда да ээрибейт. Платина «падыша арагында», ал эми палладий менен осмий концентрацияланган күкүрт жана азот кислоталарында ээрийт. Мисалы, платина 100°Стан төмөн бир да кислота менен аракеттенбейт, ага бир гана  $3HCl + HNO_3$  аралашмасы таасир этет:



Алардын арасына реакцияга жөндөмдүү Pd эсептелет. Палладий порошок түрүндө концентрацияланган  $HNO_3$  (эгер кислотода азоттун диоксиди болсо) жана  $HCl$  менен аракеттенишет:



VIIIБ группанын бардык металлдарына, Ніден башкасына, кычкылдандыргычтардын катышуусунда ( $KNO_3$ ,  $Na_2O_2$ ,  $KClO_3$ , ж.б.) щелочтуу элементтеринин гидроксиддерин таасир этүүдөн реакцияга кирет. Мисалы: рутений - рутенаттарга (VI) айланат:



Гидроксиддерди темирдин топчолорунун металлдары гана пайда кылышат. Көпчүлүк платина металлдарынын гидрокычкылдары алына элек, ошондуктан көп окулбайт. VIIIБ группанын элементтеринин гидрокычкылдарына жана кычкылдарына амфотердик касиет мүнөздүү эмес.

Платина металлдарынын химиясы - бул негизинен комплекстик бирикмелердин химиясы болуп саналгандыктан, алардын саны өтө жогору жана составы ар түрдүү. Сырткы көрүнүшү (түсү), жогорку эрүү жана кайноо температуралары боюнча платина металлдары темир топчосунун металлдарына караганда координациялык бирикмелерди пайда кылуу жөндөмдүүлүгү боюнча айырмаланып турат.

**Колдонулушу.** Темир жана анын куймалары азыркы жаңы индустриянын негизи болуп саналат. Никель жана кобальт болотко катуулукту, жогорку магниттик касиетти, ысыкка чыдамдуулукту берет; алар ошондой эле башка металлдардын бетинин коррозияга учурашын коргоо үчүн кеңири колдонулат. Платиналык металлдар, өзүнүн жогорку температурага туруктуулугун жана химиялык пассивдүүлүгүн пайдалануу үчүн лабораториялык химиялык идиштерди жана өндүрүштүк аппараттардын тетиктерин жасоодо колдонушат; платиналык металлдардын негизинде термопарларда  $2400^{\circ}C$  га чейинки температураларды өлчөөгө мүмкүнчүлүк түзөт.

VIIIБ группанын бардык металлдары органикалык жана органикалык эмес синтез үчүн эффективдүү катализатор катарында колдонушат; темир активаторлор менен ( $K_2O$ ,  $Al_2O_3$ ) аммиакты синтездөөдө, ал эми никель - майларды гидрлөөдө колдонулат. Платинанын жана родийдин куймасы аммиакты азоттун монооксидине чейин кычкылдандыруу процессинде сетка (элек) түрүндө пайдаланышат. Темир - электромагниттеринин жүрөкчөлөрү жана электромашиналардын якорлору үчүн негизги материал.  $LaNi_5$  бирикмеси - суутектүү энергетикада суутектин аккумулятору болуп саналат. Темирдин (III) оксиди - магнитофон пленкаларын жасоодо эффективдүү материал.

Ферроценди термотуруктуу жылуулук ташуучу, минералдык жана күйүүчү майларга колдонууга сунуш кылынган.

## КОЛДОНУЛГАН АДАБИЯТТАР:

1. Асанов У.А., Кудайбергенов Т., Рысмендеев К.Р. Жалпы химия. -Б. 1998.
2. Ахмедов Н.С. Общая и неорганическая химия. -М.: Высшая школа. 1988.-743с.
3. Ахмедов Н.С., Азимов М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической хими. -М.: Высшая школа. 1988.
4. Гаврусевич Н.Л. Основы общей геохимии. -М. -1978.
5. Химия Н.Л. Общая химия. -М.: Химия. 1984.
6. Годовиков А.А. Периодическая система Д.И. Менделеева и сильные характеристики элементов. -Новосибирск: Наука, 1981.
7. Дей М., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. - М.: Мир, - 1976.
8. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Д.Ж. Основные законы химии: -М.: Мир, 1982. Т.1,2.
9. Карапетянц М.К., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. -М.: 1981.
10. Кемпбел Дж., Современная общая химия. -М.: Мир, 1975. Т.1,2,3.
11. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии.-М.: Мир, 1979.
12. Крестов Г.А. Основы теории неорганической химии. - 1982.
13. Кульман Н.М. Общая химия - 1980.
14. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. -М.: Высшая школа, 1985.
15. Михайленко Я.М. Общая и неорганическая химия -М.: Высшая школа. 1967.
16. Мурзубраимов Б.М., Сагындыков Ж.С., Сатывалдиев А.С. Дисперстик системалар жана беттик кубулуштар. -Ош, 1998.
17. Мурзубраимов Б.М., Сагындыков Ж.С. Химиянын теориялык негиздери. -Ош, 1999.
18. Мурзубраимов Б.М., Сагындыков Ж.С. Жалпы химия. 1,2 -том. -Ош, 2000.
19. Мурзубраимов Б.М., Сагындыков Ж.С. Физикалык жана коллоиддик химия. -Ош, 2000.
20. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т.1,2. -М.: Химия, 1973.
21. Николаев Л.А. Неорганическая химия -М.: Высшая школа. 1984.
22. Николаев Л.А. Общая и неорганическая химия -М.: Высшая школа. 1981.
23. Оленин С.С., Фадеев Г.Н. Неорганическая химия. -М.: Высшая школа.- 1979
24. Павлов Н.Н. Неорганическая химия -М.: Высшая школа. 1986.
25. Петров М. Неорганическая химия -М.: Высшая школа. 1976.
26. Полинг Л. Общая химия. М.: Мир, 1974, 848с.
27. Реми Г. Курс неорганической химии. Т.1,2. -М.: Мир, 1972.
28. Степин Б.Д., Цветков А.А., Неорганическая химия. -М.: Высшая школа. 1989.
29. Угай Я.А. Общая химия. -М.: «Высшая школа» - 1984.
30. Угай Я.А. Неорганическая химия. -М.: «Высшая школа» - 1989.
31. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. -М.: «Высшая школа» - 1997.
32. Химия, кыскача энциклопедия, Бишкек - 1997.
33. Популярная библиотека химических элементов. М.: «Наука» - 1977, Т.1,2.
34. Неорганическая химия, энциклопедия школьника, М.: -1975.
35. Химия тесттик тапшырмалар. Орто мектептин окуучулары жана жогорку окуу жайларына тапшыруучулар үчүн. түзгөндөр: Нефедова Л.Н., Курганова С.М., Иманкулова Г., Назыралиева Б.Н., Абдылдаева Ф.А. Б, 1998. -143б.



## МАЗМУНУ

|   |  |            |
|---|--|------------|
| <b>Кириш сөз</b> .....  |  | <b>3</b>   |
| <b>1-БӨЛҮК</b>  |  |            |
| <b>ХИМИЯНЫН ТЕОРИЯЛЫК НЕГИЗДЕРИ</b>                                     |  |            |
| 1) Атом – молекулалык окуу .....  |  | 4          |
| 2) Органикалык эмес заттардын негизги класстарына жалпы мүнөздөмө ..... |  | 17         |
| 3) Атомдун түзүлүшү .....   |  | 27         |
| 4) Мезгилдик закон .....  |  | 31         |
| 5) Химиялык байланыш .....  |  | 40         |
| 6) Кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары .....                       |  | 54         |
| 7) Эритмелер .....  |  | 59         |
| 8) Электродиттер .....  |  | 63         |
| 9) Химиялык реакциянын ылдамдыгы .....                                  |  | 82         |
| 10) Катализ .....   |  | 90         |
| 11) Химиялык реакциялардын жылуулук эффекттери .....                    |  | 92         |
| 12) Металлдар менен металл эместердин химиясы .....                     |  | 94         |
| 13) Электрохимиянын негиздери .....                                     |  | 96         |
| 14) Комплекстик бирикмелер .....  |  | 111        |
| <b>2 - бөлүк</b>  |  |            |
| <b>ЭЛЕМЕНТТЕРДИН ХИМИЯСЫ</b>  |  |            |
| 15) Суутек .....  |  | 118        |
| 16) I группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....     |  | 121        |
| 17) Жез подгруппасынын элементтери .....                                |  | 124        |
| 18) II группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....    |  | 130        |
| 19) II Б группанын элементтери .....                                    |  | 135        |
| 20) III группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....   |  | 139        |
| 21) IIIБ группанын элементтеринин химиясы .....                         |  | 147        |
| 22) IV группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....    |  | 153        |
| 23) IVБ группанын элементтери .....                                     |  | 165        |
| 24) V группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....     |  | 168        |
| 25) VB группанын элементтеринин химиясы .....                           |  | 179        |
| 26) VI группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....    |  | 183        |
| 27) VIБ группанын элементтери .....                                     |  | 193        |
| 28) VII группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....   |  | 198        |
| 29) VIIБ группанын элементтери .....                                    |  | 207        |
| 30) VIII группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы .....  |  | 215        |
| 31) VIIIБ группанын элементтеринин химиясы .....                        |  | 218        |
| <b>Колдонулган адабияттар</b> .....                                     |  | <b>230</b> |



897292