

24
C 13

Сагындыков Жумабай

Био фак

ЭЛЕМЕНТТЕРДИН ХИМИЯСЫ

СТУДЕНТТЕР ҮЧҮН ОКУУ КИТЕП

Ош - 2006

ББК 74.58
Ж-24

*Жооптуу редактор химия илимдеринин доктору, профессор
Сатывалдиев А.С.*

Сагындыков Жумабай ОшТУнун профессору

*Химия: элементтердин химиясы. Окуу курал –Ош:
ОшТУ, 2006. 136б.*

ISBN 9967-505-97-4

Китепте 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 илими бизди курчап турган материалдык дүйнөнү үйрөтүүчү табигый илимдерге таандык. Химиянын материалдык объектиси болуп химиялык элементтер жана алардын бирикмелери эсептелинет. Азыркы мезгилде 115 ке жакын химиялык элементтер жана алардын көптөгөн бирикмелери белгилүү.

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

Айыл чарбасын химиялаштыруу минералдык жер семирткичтерди, өсүмдүктөрдү коргоонун химиялык каражаттарын, өсүмдүктөрдү өстүрүүнүн регуляторлорун, тоют кошундуларын пайдаланууну өз ичине алат. Химиялык өнөр жай эл чарбасын ар түрдүү материалдар жана сырьелор менен жабдып турат. Булар - кислоталар, щелочтор, эриткичтер, пластмассалар, химиялык булалар, синтетикалык каучуктар, минералдык жер семирткичтер жана башкалар. Таш көмүрдөн жана күрөң көмүрдөн суюк отундарды өндүрүп алуунун жаңы технологияларын ишке киргизүү маанилүү химиялык сырьё болуп саналган нефтини үнөмдөөгө мүмкүнчүлүк берет.

Химиялык өнөр жайлар айлана-чөйрөгө көбүрөөк зыян келтирген тармактардын ичинен төртүнчү орунда (жылуулук энергетикасынан, металлургиядан жана автомобиль транспортунан кийин) турат. Айлана - чөйрөнүн булганышы составында зыяндуу заттары бар өнөр жай таштандыларынын атмосферага жана көлмөлөргө бөлүнүп чыгышынын натыйжасында жүрөт. Атмосферага бөлүнүп чыккан зыяндуу газдар: көмүртек, азот жана күкүрттүн кычкылдары, күкүрттүү суутек, углеводороддор жана башкалар болуп саналат. Ар кандай химиялык технологиялык процесстердин негизинде бөлүнгөн зыяндуу заттардын концентрациясын химиялык жана башка жолдор менен азайтууга мүмкүн.

Студенттердин химиялык билимин, 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. Химия боюнча кыргызча жазылган бул окуу китептери студенттер үчүн гана эмес жалпы эле химия илимини үйрөнүүчүлөр үчүн да сунушталат. Бул окуу китеп жаштарга билим берүүнү көтөрүүгө гана эмес кыргыз тилинин өнүгүшүнө да олуттуу салым кошууга кудурети жетет деген ишеним бар.

Бул китептин кол жазмасын окуп, өздөрүнүн баалуу сын пикирлерин бергендиктеги үчүн профессор М. Исмаиловго, доценттер Ж. Эргешбаевге, Т. Жапаровго Б. Мурзабаевдерге ыраазычылыктарымды билдиремин.

Сагындыков Жумабай ОшТУнун профессору

ЭЛЕМЕНТТЕРДИН ХИМИЯСЫ

1. СУУТЕК

Суутек кээ бир химиялык касиеттери боюнча элементтердин мезгилдик системанын *IA* жана *VIIA* группага элементтерине көп окшошуктары 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'* - 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 ионуна (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.

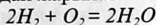
Жаратылыштагы суутек негизинен үч изотоптон турат: 1_1H - протий (99,984%) жана ${}^2_1H = D$ - дейтерий (0,016%). Ал эми суутектин радиоактивдүү изотобу ${}^3_1H = T$ - тритий атмосферанын жогорку катмарларында азоттун же кээ бир газдардын атомуна космостук нурлардын нейтрондорунун таасири астында дайыма 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 ($-252,8^\circ C$) температура-

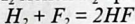
сына ээ. H_2 молекуласынын туруктуу болушуна карабастан, инертүү газдардан башка көпчүлүк элементтер менен суутек бирикмелерди пайда кылат.

Суутектин химиялык касиеттери

1. **Металл эместер менен болгон кошулмалары.** Суутек абада күйөт, бирок кычкылтек менен болгон аралашмасы учкундан жарылат:



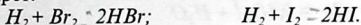
H_2 менен F_2 аралашмасы карангыда да жарылат:



Суутектин атмосферасында хлор күйөт:

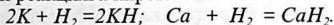


Бром жана иод менен болгон реакциясы кайталанма реакцияга кирет:

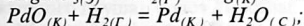
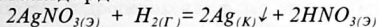


Суутек күкүрт жана селен менен H_2S жана H_2Se пайда кылуу менен ысытканда гана жүрөт. Суутек - азот, көмүртек жана кремний менен катализаторсуз жана ысытуусуз түздөн түз реакцияга кирбейт.

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:



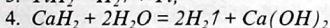
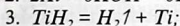
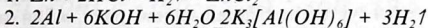
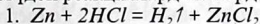
3. **Калыбына келтиргичтик касиеттери.** Кадимки шарттарда металлдардын чыңалуу катарында молекулалык суутек, суутектен кийинки (Hg , Ag , Pd , Au) металлдарды гана калыбына келтирет:



Мындан кийин индекс түрүндөгү белгилер (к)- катуу, (с)- суюк, (г)- газ, (э)- эритме деп окулат.

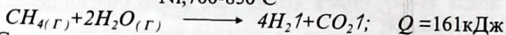
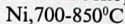
Молекулалык суутекке караганда атомардык суутектин калыбына келтиргичтик касиети абдан жогору жана бөлмөлүк температурада $18-25^\circ\text{C}$ да көпчүлүк кычкылдары (Ag_2O , Bi_2O_3 , CuO , HgO , PbO , ж.б.) металлга чейин калыбына келтирет.

Суутектин алынышы. Суутек лабораториялык шартта төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:

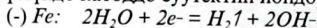


Булардан, суутекти алуунун эң жеңил ыкмалары 1, 2 - реакцияларга таандык.

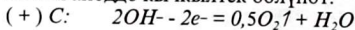
Өнөр жайда суутек негизинен жаратылыш газынан алынат. Мисалы, 700 - 850°C да ысытылган никель катализатору аркылуу суунун буусу менен кошо метан өткөрүлгөндө:



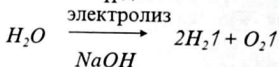
Суутекти алуунун эң негизги жолу болуп натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөө болуп саналат б.а таза суутек электрохимиялык жол менен суудан алынат. Суунун электрдик өткөрүмдүүлүгүн чоңойтуу үчүн NaOH кошулат. Электролиздин жүрүшүндө катоддо суутектин иондору бөлүнөт:



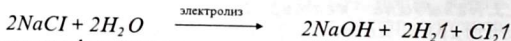
ал эми аноддо кычкылтек бөлүнөт:



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:



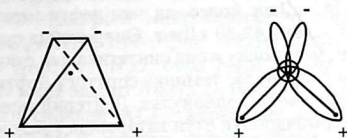
Келечекте фотохимиялык жол - күндүн энергиясын колдонуу менен сууну ажыратып суутекти ала баштайт деп божомолдошот.

Суу

Кадимки абалда суу түссүз, даамсыз 4°C да эң жогорку тыгыздыкка ээ болгон (1г/см³), суюктук. Суу эң көп колдонулган суюктук болуп саналат. Суунун жылуулук сыйымдуулугу 1 калл/град.

Суутектин кычкылы болгон суу жаратылышта эң кеңири таралган кошулма. Суунун түзүлүшү 2.1-сүрөттө көрсөтүлгөн. Суунун молекулалары бири-бири менен дээрлик туруктуу суутектик байланыштарды пайда кылуу менен (H₂O)_n -курамындагы полимерди пайда кылат, мында n ≥ 1-9. Суюк суунун курамында (H₂O)₈, (H₂O)₉ ж.б. түзүлүштөгү *полигидролдор* аныкталган. Температуранын жогорулашы менен суутектик байланыш начарлап, n дин саны азайат. Суунун буулары мономердик суунун молекулаларынан H₂O 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.

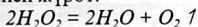


1.1-сүрөттө. Суунун молекуласынын түзүлүшү.

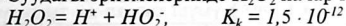
Суутектин пероксиди

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.

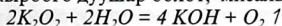
Суутектин пероксиди сактаганга туруксуз келет, оңой эле диспропорция реакциясына дуушарланат, кээде бул реакция жарылуу менен жүрөт:



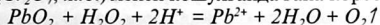
Суудагы ритмелеринде H_2O_2 начар кислота:



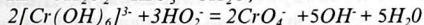
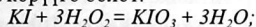
Суутек пероксидинин туздары пероксиддер деп, ал эми кычкыл туздары гидропероксиддер деп аталат. Пероксиддер сууда эригенде ажыроого дуушар болот, мисалы:



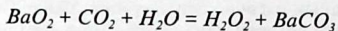
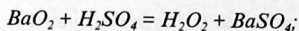
Суутектин пероксиди кычкылдандыргычтык да калыбына келтиргичтик да касиеттерге ээ, бирок калыбына келтиргичтик касиетти күчтүү кычкылдандыргычтар (KMnO_4 , HNO_3 , Cl_2 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ж.б.) менен кошулганда гана көрсөтө алат. Мисалы:



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.

2. 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 - ns¹. Химиялык аракеттенишүүдө валенттик 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 $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$, амблигонит $\text{LiF} \cdot \text{Al}(\text{PO}_4)$. Натрий менен калий ар түрдүү кошулмалардын составына кирет. Алардын эң маанилүүлөрүнүн бири натрий-

дин хлор менен болгон кошулмасы $NaCl$. Анын кендери Белорусияда, 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 $NaAlSi_3O_6$ 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 $KAl[Si_3O_6]$ кездешет. Кыргызстанда Токтогул, Чоңалай райондорунда $NaCl$ галит минералынын кендери жайгашкан.

2.1-таблица

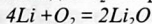
Щелочтуу металлдардын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери

Элементтердин касиеттери	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Электрондук формулаласы	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$
Атомдук радиусу, нм 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*, нм 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 кыртышында 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 ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90	$\approx 2,34$
Эрүү температурасы, °С	180,5	97,9	63,5	39,3	28,5	~ 20
Кайноо температурасы °С	1340	886	771	690	672	650

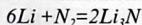
* (СТЭ) - сальнитырмалуу терс электрдүүлүгү

Рубидий жаратылышта эң сейрек кездешүүчү элемент, ал өзү минерал пайда кылбайт, дайыма - алюмосиликаттар менен биргеликте кездешет, мисалы, леподолит, цезий поллуцит $Cs_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ деп аталган минералдарды пайда кылат.

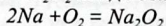
Щелочтуу металлдардын химиялык касиеттери. Литий өзгөчө касиеттери боюнча башка щелочтуу металлдар менен суутектен айырмаланып турат. Мисалы, кычкылданганда мүнөздүү кычкылды Li_2O бериши:



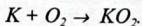
Бөлмө температурасында литий азот менен гана түздөн - түз аракеттенишип литийдин нитритин пайда кылат.



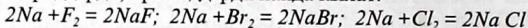
Натрий таза кычкылтекте күйгөндө негизинен натрийдин пероксиди Na_2O_2 пайда болот:



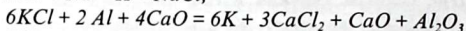
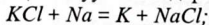
Ал эми калий кычкылданганда супероксиди пайда болот:



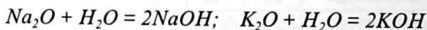
Щелочтуу металлдар фтордун, хлордун атмосферасында жана бромдун буусунда жарылуу менен реакцияга кошулуп, фториддерди, хлориддерди, бромиддерди пайда кылат:



Щелочтуу металлдарга орун алмашуу реакциялары да мүнөздүү:



Щелочтуу металлдардын кычкылдары жана гидроккылдары. 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, ак түстөгү, салыштырмалуу жеңил эрий турган заттар. Алардын эрүү температурасы $LiOH$ -445⁰Сдан, $CsOH$ -272,3⁰Сга 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 термоядролук 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 организмде эң керектүү негизги элементтердин бири. Медицинада натрийдин бирикмелери дары-дармек катарында колдонулат, мисалы, $NaCl$, Na_2SO_4 . Натрийдин хлориди жаныбарлардын жана адам баласынын турмуш тиричидигинде тамак - аш продуктасы катарында гана эмес, сода-

ны жана натрий сульфатын өндүрүүдө, натрийдин гидроксидин жана перкычкылын, ошондой эле хлордуу суутек кислотасын жана хлорду алууда эң 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. Металлургияда, 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 кетируүчү каражаттарды алууда, $KClO_3$ ширенке жасоодо, K_2SiF_6 – лантаноиддерди алууда, $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$ – кездемелерди боеодо 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.

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 ден + 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 жогортон төмөн көздөй азаят. Бул элементтердин кычкылдануу даражасынын +1ге барабар болгон абалы эч качан аквакатиондорду пайда кылбайт. Алар үчүн

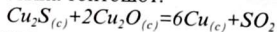
сууда начар эрүүчү жөнөкөй туздар мүнөздүү: $CuCl$, CuJ , $CuCN$, $AgCl$, AgJ .

2.2-таблица

IB группанын металлдарынын физика -химиялык касиеттери

Элементтердин касиеттери	<i>Cu</i>	<i>Ag</i>	<i>Au</i>
Жер кыртышындагы саны массалык үлүш % менен	$3 \cdot 10^{-6}$	$6 \cdot 10^{-6}$	$4 \cdot 10^{-7}$
Атомдордун электрондук формулалары	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$	$4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$
Атомдук радиус, нм	0,128	0,144	0,144
1-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 ³ 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.

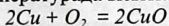
Жез

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 .

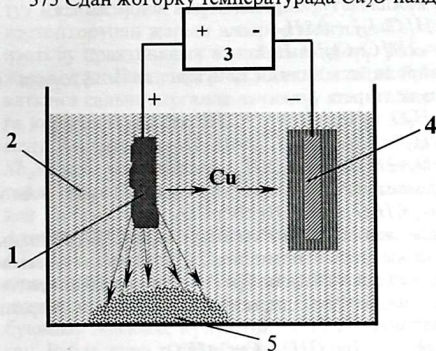
Жез - ийилгич, чоюлгуч, кызыл түстөгү металл, анын кээ бир физикалык жана химиялык касиеттери 2.2– таблицада келтирилген.

Жездин химиялык касиеттери. Жез подгруппасынын металлдары салыштырмалуу начар калыбына келтигичтер 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 кабыкчасы менен капталат. Ал жезди андан ары кычкылдануудан сактайт. Бирок $375^{\circ}C$ температурада ысытканда CuO го чейин кычкылданат:



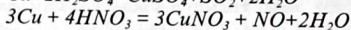
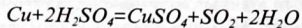
$375^{\circ}C$ дан жогорку температурада Cu_2O пайда болот.



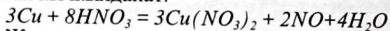
2.1-сүрөт. Жезди электрохимиялык жол менен тазалоо: 1-жез пластинкасынан жасалган анод; 2-электролиттин эритмеси; 3-туруктуу ток булагы; 4-катод; 5-аноддук калдык (күмүш, алтын, платина ж.б. металлдар)

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 $400 - 650^{\circ}C$ 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.

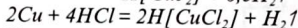
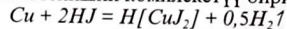
Суу жана щелочтордун суудагы эритмелери жана кислоталардын (HClO_4 , H_2SO_4 , H_3PO_4) ж.б. суюлтулган эритмелери менен жез өз ара аракеттенбесе да, концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен өз ара аракеттенип, төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат:



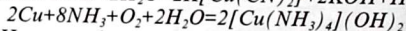
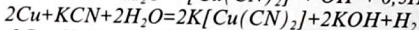
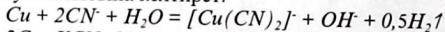
Жез суюлтулган азот кислотасында +1 кычкылдануу даражасына чейин кычкылданат:



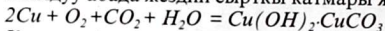
Жез галогендүү суутек кислоталары менен (HF дон башка) өз ара аракеттенишип комплекстүү бирикмелерди пайда кылат:



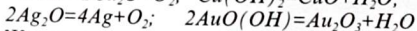
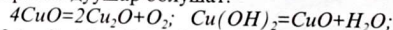
Негиздик чөйрөдө жез цианид ионунун катышуусунда суутек ионун калыбына келтирет:



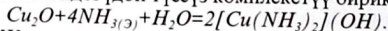
Нымдуу абада жездин сырткы катмары жашыл түскө боелот:



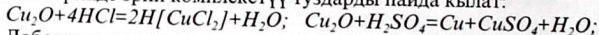
Кычкылдары жана гидрокычкылдары. IB группанын металлдарынын кычкылдарынын ичинен салыштырмалуу температурага туруктуусу жездин кычкылы (I). Ал эми алардын калган кычкылдары жана гидрокычкылдары температуранын жардамында ажыроого дуушар болушат:



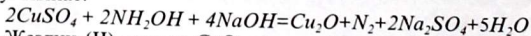
Жездин кычкылы аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенип төмөндөгүдөй түссүз комплекстүү бирикмелерди пайда кылат.



Жездин кычкылы менен гидрокычкылы кислоталарда жана щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин концентрацияланган эритмелеринде эрип комплекстүү туздарды пайда кылат:

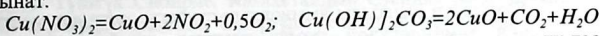


Лабораториялык шартта жездин (I) кычкылы щелочтук эритмеде анын туздарына гидразинди же гидроксилминди таасир этүү аркылуу алынат.

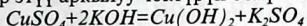


Жездин (II) оксиди CuO өнөр жайда жез таарындысын абанын кычкылтеги менен 400°C да кычкылдандыруу аркылуу алынса, ла-

бораторияда анын орто жана кычкыл туздарынын ажыроосунан алынат.



Ал эми жездин (II) гидроксидин өзүнүн тузуна щелочторду таасир этүү аркылуу чөктүрүп бөлүп алууга болот.



Күмүш

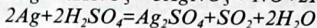
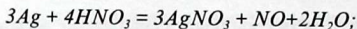
Асыл металлдарга кирет. «Аргентум» латын тилинен кыргызчага которгондо “ак түстүү” дегенди билдирет. Жаратылыштагы күмүш массалык сандары: 107 (51,35%) жана 109 (48,65%) болгон эки туруктуу изотоптордун аралашмасынан турат. Күмүштүн радиоактивдүү изотопторунан жарым ажыроо мезгили: $T_{1/2} = 253$ күн болгон ^{110}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 ($1 \cdot 10^{-50}$), эркин абалда аз кездешүүчү элемент. Ал эми күмүштүн күмүш жалтырагы Ag_2S , пираргирит $3Ag_2S \cdot Sb_2S_3$ 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 теңгелер, 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.

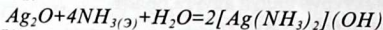
I, II, жана III валенттүү күмүштүн бирикмелери белгилүү. Хлор менен нымдуу чөйрөдө $80^\circ C$ да, ал эми кургак хлор менен $300^\circ C$ да реакцияга кирет; фтор менен жогорку температурада аракеттенишет. Суутек жана азот менен күмүш түздөн-түз бирикпейт.

Кадимки температурада кычкылдандыргыч катышпаса HCl , HBr , HJ 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 спиртти 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 металлдардын 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 $1,44A^0$; иондук радиусу $1,37A^0$; тыгыздыгы $19,32г/см^3$; балкып эрүү температурасы 1064^0 ; кайноо температурасы 2947^0 ; магнитке тартылбайт.

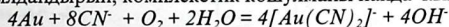
Байыртадан белгилүү элемент. Өз учурунда Карл Маркс минтип жазган: «Адамзат турмушунда алтын металлдардын ичинен 1-си болуп эсептелинет. Байыркы Египетте мындан миң жыл мурда Кытай, Индия, Мессопотамия өлкөлөрүндө кеңири колдонуп келген. Грецияда VIII, Арменияда алтын акчалар б.з.ч. I кылымда пайда болгон. 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 коловерит $AuTe_2$ эсепте-

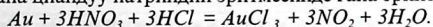
0-70%. Сейрек кездешүүчү минералы болуп коловерит $AuTe_2$ эсептелет, ал Түштүк Сибирде, Казахстандын Степняк шаарларына жакын жерлерде таралган. Өндүрүштүк маанидеги кендери Россияда Чыгыш жана Батыш Сибирде, Якутияда, Забайкальеде, Красноярск крайында, Уралда кенири таралган. Кыргызстанда алтын кендери: 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 $140 - 150^{\circ}C$ ысытуудан хлордуу алтын $AuCl_3$ 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.



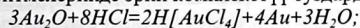
Алтын падыша арагында (1 көлөм азот 3 көлөм туз кислотасынын аралашмасы), күкүрт жана азот кислотасынын аралашмасында жана циануу натрийдин эритмесинде гана эрийт. Мисалы:



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 латуунь, никель менен болгон куймасы мельхиор жана нейзильбер деп

Библиография
 Бишкек Республикасынын
 университетинин
 17 025404

аталып, кооз буюмдарды жасоодо колдонулат. Ал эми 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 жана 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.

3. II ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

IIА группанын негизги подгруппасына бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sn, 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 3.1-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 начарла-

тат. 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).

3.1-таблица

IIA группанын металлдарынын физика-химиялык касиеттери

Элементтердин 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 → M ⁺ , эВ	9,32	7,65	6,13	5,7	5,21	5,28
M ⁺ → M ²⁺ , эВ	18,21	15,03	11,87	11,03	10,00	10,15
Тыгыздыгы, г/см ³	1,85 1285	1,74	1,54	2,63	3,76	
Эрүү температурсы, °C	2970	650	842	770	727	~695
Кайноо температурсы, °C		1095	1495	1390	~1687	~1500

Бериллий, магний жана кальций

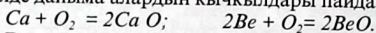
Жаратылышта таралышы. Бериллий. Бериллий аябай бекем, морт, ак түстөгү жеңил металл. Туруктуу 1 изотобу бар ⁹Be, жасалма изотопторунун ичинен радиоактивдүү индикатор катарында колдонулуучу ⁷Be (T_{1/2} = 53 күн) өтө маанилүү. Минералдарынын арасынан Be₃Al₂(SiO₂)₆ - берил жана Be₂SiO₄ - фенакит көп учурайт.

Магний магнезит MgCO₃ жана доломит MgCO₃·CaCO₃ минералдарында кеңири кездешет. Магнийдин сульфаттары жана хлориддери каиниттин KCl·MgSO₄·3H₂O жана карноллиттин KCl·MgCl₂·6H₂O минералдарынын составына киришет. Мындан тышкары деңиз сууларынын шордугу да магнийдин ионуна Mg²⁺ байланыштуу болот. Жаратылыштагы изотоптору: ²⁴Mg, (78,6%), ²⁵Mg, (10,11%), ²⁶Mg, (11,29%).

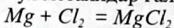
Кальций гипстердин CaSO₄·2H₂O жана фосфаттардын Ca₃(PO₄)₂ составдарында учурайт. Кальций касиети боюнча чоюлгуч, катуу, ак түстөгү металл. Кальций жаратылышта эн кеңири таралган элементтерге кирип жер кыртышынын 3% (масс.) түзүп, O, Si, Al, Fe ден кийинки 5-орунда турат. Жаратылышта

кальцийдин туруктуу 6 изотобу бар: ^{40}Ca (96,97%), ^{44}Ca (2,09%), ^{42}Ca (0,667%), ^{48}Ca (0,184%), ^{43}Ca (0,135%) жана ^{46}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:



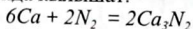
Бул металлдар галогендер менен оңой реакцияга кирет:



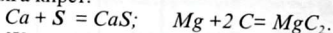
Щелочтуу-жер металлдар суутек менен бириккенде гидриддерди пайда кылышат:



Щелочтуу-жер металлдардын өзгөчө бир касиети, булар бөлмө температурасында эле азот менен аракеттенишип нитриддерди пайда кылышат:



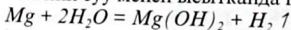
Бул металлдар күкүрт, көмүртек ж.б. металл эместер менен реакцияга кирет:



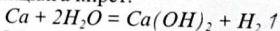
Жогорку температурада бериллий көпчүлүк металлдар менен кошулуп бериллиттерди, азот менен нитриддерди – Be_3N_2 , көмүртек менен карбиддерди пайда кылат – Be_2C .

Металлдардын суу менен болгон реакциялары. Бериллий суу менен аракеттенишпейт, анткени металлдын бетиндеги кычкылдык пленкасы аны андан ары кычкылдануусуна тосколдук кылат.

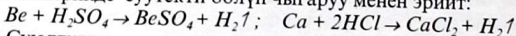
Магний суу менен ысытканда гана суу менен кошулат:



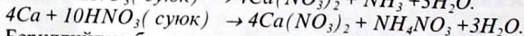
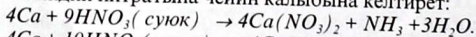
Калган металлдар суу менен кадимки шарттарда эле активдүү реакцияга кирет:



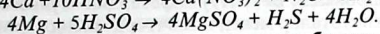
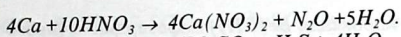
Металлдардын кислоталар менен болгон реакциялары. Металлдар плавик, туз, күкүрт кислоталарынын суюлтулган эритмелеринде суутекти бөлүп чыгаруу менен эрийт:



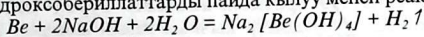
Суюлтулган азот кислотасында металлдар азоттуу амиакка же аммонийдин нитратына чейин калыбына келтирет:



Бериллийден башка металлдар концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен аракеттенишип негизинен төмөндөгүдөй реакциялар жүрөт:

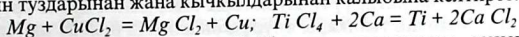


Металлдардын щелочтор менен болгон реакциялары. Магний менен щелочтуу жер-металлдар щелочтор менен реакцияга кирбейт. Бериллий щелочтордун суудагы эритмелеринде гидроксобериллаттарды пайда кылуу менен реакцияга кирет:

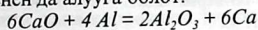


Бериллий амфотердүү мүнөзгө ээ.

Металлдардын туздар менен болгон реакциялары. Магний менен щелочтуу жер-металлдар бир топ металлдарды алардын туздарынан жана кычкылдарынан калыбына келтирет:



Кальцийди эритилген $CaCl_2$ ни электролиздөө менен алууга болот. Андан башка жол менен - вакуумда алюминотермиялык жол менен да алууга болот:

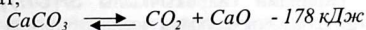


Кычкылдары менен гидроккылдары.

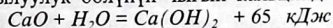
Бериллийдин кычкылы BeO - ак түстөгү, аябай кыйынчылык менен балкып эрүүчү зат. Өнөр жайда жогорку температурага туруктуу материал катарында колдонулат.

Магнийдин кычкылы MgO - ак, борпоң порошок. Магнетитти $MgCO_3$ күйгүзүп алынгандыгына жараша аны күйгүзүлгөн магнетит деп да аташат. $3000^\circ C$ балкып эригине байланыштуу магнийдин кычкылынан жогорку температурага чыдамдуу материалдарды - тигелдерди, түтүкчөлөрдү, отко чыдамдуу кыштарды даярдашат. Магнийдин гидроксиди $Mg(OH)_2$ - магнийдин туздары щелочтор менен аракеттенишкенде ак чөкмө түрүндө пайда болот, сууда начар эрийт. Бериллийдин гидроксидинен айырмаланып негиздик касиетке ээ.

Кальцийдин кычкылы CaO - ак түстөгү зат, ысытууга аябай чыдамдуу ($2600^\circ C$ 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;

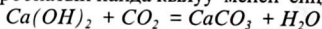


Реакцияны *акиташты өчүрүү* деп белгилешет, ал эми пайда болгон продуктуна техникада *өчүрүлгөн акиташ* деп аташат.

Бериллийдин гидроксиди $Be(OH)_2$, амфотердик мүнөзгө ээ. Сууда эрибейт, бирок кислоталар менен щелочтордо жеңил эрийт:



Кальцийдин гидроксиди $Ca(OH)_2$ - сууда начар эриген күчтүү негиз: $20^\circ C$ 1 л сууда болгону 1,56 г эрийт. Кальцийдин гидроксиди 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 $500^\circ C$ барийдин кычкылын абада күйгүзгөндө пайда болот, ал эми андан ары жогорку температурада кайрадан кычкылга жана кычкылтекке ажырайт.

Стронций менен барийдин гидроксиди $Sr(OH)_2$ жана $Ba(OH)_2$ кальцийдин гидроксиди кычкылына салыштырмалуу сууда жакшы ээрип күчтүү негиз болушат; $20^\circ C$ 1 л сууда 8 г $Sr(OH)_2$ жана 38 г $Ba(OH)_2$ эришет. Барийдин гидроксиди 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 сапаттары кескин түрдө өзгөрөт, б.а. куймасы бир топ катуу, бекем жана коррозияга туруктуу болот. Магнийдин куймаларынын тыгыздыгы төмөн болгондуктан аны ракета, самолет, авто-, мотокурууда 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.

II Б ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТЕРИ

Бул подгруппанын элементтеринин элементтеринин кээ бир касиеттери 3.2-таблицада берилген. Булардын тышкы катмарында экиден, ал эми кийинки 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.

3.2-таблица.

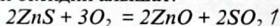
IIБ группанын кошумча подгруппасынын элементтеринин кээ бир касиеттери

Элементтердин 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 ²⁺ , эВ	17,96	16,91	18,75
Балкып эрүү t ⁰ C	419,5	321	-38,89
Кайноо t ⁰ C	906	767	356,66
φ, M ²⁺ , M, B	-076	-0,40	+0,85

Цинктин, кадмийдин жана сымалтын 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:



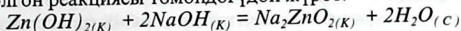
Цинк - күмүш түстөгү металл. Комнаттык температурада морт, бирок 100-150⁰C ысыткан мезгилде ийилгичтик касиетке ээ болуп жакшы чоюлат. Ал эми 200⁰C жогору ысытканда кайрадан морт абалга келет. Ачык абада оксиддик катмарча менен капталып андан ары кычкылданбайт. Суу менен аракеттенишпейт, себеби цинктин бетки катмарында сууда эрибеген гидроксид пайда болот. Суюлтулган кислоталарда цинк туздарды пайда кылуу менен жеңил эрийт. Мындан тышкары цинк бериллий жана кээ бир башка металлдар 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.

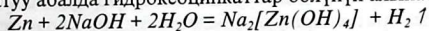
Цинктин гидроксиди $Zn(OH)_2$. Цинк туздарынын эритмелери щелочтор менен аракеттенишкенде ак түстөгү чөкмө түрүндө пайда болот:



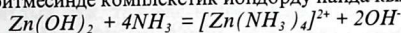
Алынган чөкмө кислоталарда цинктин туздарын, ал эми щелочтор менен цинкаттарды пайда кылуу менен жеңил эрийт. Демек, цинктин гидроксиди амфотердик кошулма, мисалы NaOH менен болгон реакциясы төмөндөгүдөй жүрөт:



Цинкаттар пайда болгондо, бериллаттар сыяктуу эле цинктин гидроксидиндеги суутек металл менен болгон орун алмашуу реакциясынан тышкары гидроксид-иондорун да кошуп алат. Мисалы, цинктин металлы концентрацияланган щелочтордо эриген мезгилде катуу абалда гидроксоцинкаттар бөлүнүп алынат:



Мындан тышкары цинктин гидроксиди аммиактын суудагы эритмесинде комплекстик иондорду пайда кылуу менен эрийт:

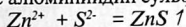


$\text{Zn}(\text{OH})_2$ - начар электролит болгондугуна байланыштуу анын бардык туздары жана цинкаттары суу чөйрөсүндө гидролизденишет.

Цинктин сульфаты ZnSO_4 . Суудагы эритмесинен кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - **цинк купоросу** деп аталат. Кездемелерди боедо, 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.

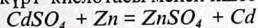
Цинктин сульфиди ZnS . Цинктин туздарын щелочтуу металлдар же алюминийдин сульфиддери менен аракеттенишкенде алынат:



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

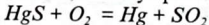
Кадмийдин туздарынын ичинен сульфиди CdS гана практикалык мааниге ээ болуп, күкүрттүү суутекти кадмийдин туздарына таасир эткенде сары түстөгү чөкмө түрүндө пайда болот. Аны -өнөр - жайда сары түстөгү боекторду жана түстүү айнектерди алуу үчүн колдонушат.

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:



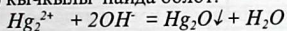
Сымап бөлмө температурасында суюк абалда кездешкен жалгыз металл. Химиялык өндүрүштө жана атомдук энергетикада кеңири колдонулат. Сымаптын өзгөчө бир касиети, көпчүлүк металлдар менен химиялык байланышка кирип суюк же катуу амальгамалык куймаларды пайда кылат. Мисалы: натрийдин амальгамасы калыбына келтиргич 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*. Сымапты 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.

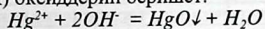
Ачык абада сымап бөлмө температурасында кычкылданбайт. Аны узак мезгил кайноо температурасына жакын алып келип ысытканда абадагы кычкылтек менен биригип кызыл түстөгү кычкылды (II) HgO пайда кылат, бул кошулмада сымаптын кычкылдануу даражасы +2 барабар. Андан ары ысытканда кычкыл кайра

сымап менен кычкылтеке ажырайт. Мындан тышкары кычкылдануу даражасы +1 болгон кара түстөгү сымаптын кычкылы (I) же чала кычкылы Hg_2 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, $Hd_2 Cl_2$). Сымаптын дагы бир өзгөчөлүгү, анын гидроксиддерди пайда кыла албагандыгында, мисалы, сымаптын (I) туздарына щелочторду таасир эткенде бозгуч-кара түстөгү сымаптын (I) кычкылы пайда болот:

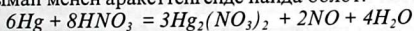


Эки валенттүү сымаптын туздары да щелочтор менен сымаптын (II) оксиддерин беришет:

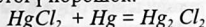


Мында сары түстөгү чөкмө пайда болот, ал эми ысытканда кызыл түстөгү сымаптын (II) кычкылынын модификациясына айланат.

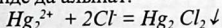
Сымаптын (I) нитраты $Hg_2(NO_3)_2$ - сымаптын туздарынын ичинен сууда эрий турганы. Суюлтулган муздак азот кислотасы ашыкча сымап менен аракеттенгенде пайда болот.



Сымаптын (I) хлориди Hg_2Cl_2 , же каломель. Сууда эрибес ак түстөгү порошок:

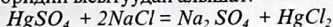


Мындан тышкары каломелди сымаптын бир валенттүү эрий турган туздарына туз кислотасын же натрийдин хлоридин таасир эткенде да алынат.



Сымаптын (II) нитраты $Hg(NO_3)_2$. Ысык азот кислотасынын ашыгы сымап менен аракеттенгенде алынат. Сууда жакшы эрийт.

Сымаптын (II) хлориди $HgCl_2$ же сулема. Хлордун сымап менен түздөн түз аракеттенишүүсүнүн негизиндн пайда болот. Бул түссүз, сууда начар эрий турган зат ($20^\circ C$ 6,6 г 100мл). Бирок, ысыткан мезгилде сулеманын эригичтиги кыйла жогорулайт ($100^\circ C$ 58г 100 мл). Эритмеден $HgCl_2$ узун жылтырак призмалар түрүндө кристалдашат. Негизинен бул тузду сымаптын (II) сульфаты менен натрийдин хлоридин ысытуудан алышат.

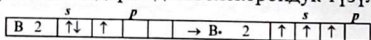


Сулеманын суудагы эритмеси электр тогун өткөрбөгөндүгүнөн ал диссоциацияланбайт. Сулема сымалтын бардык эригич туздары сыяктуу өтө уулуу заттардын катарына кирет.

Колдонушу. Өнөр жайда цинк негизинен металлдарды коррозиядан сактоо үчүн колдонулат. Мындан тышкары цинктин алюминий, жез жана магний менен болгон кошулмалары да кеңири иштетилет. Жез менен цинктин аралашмасы *латундар* деп аталган куймалардын группасын түзүшөт. Цинктен гальваникалык элементтерди да даярдашат. Цинктин сульфаты айыл чарбасында микрожерсемирткич катары колдонулат. Кадмий жай-кыймылдагы нейтрондорду жакшы сиңирип алуу касиетине ээ болгон үчүн ал ядердик реакторлордо чынжырдуу реакцияларды башкарууда колдонулат. Мындан тышкары щелочтуу аккумуляторлордун жана кээ бир куймалардын составында кездешет. Салыштырмалуу кымбаттыгына карабастан кадмий металлдарды коррозиядан сактоо үчүн да колдонулат. катуу кызытканда кадмий оксидке CdO айлануу менен күйөт. Кадмийдин $CdTe$ жана сымалтын $HgTe$ теллуриддери – инфракызыл нурдануу кабылалгычтарда, термоэлектрдик генераторлордо жана ядролук нурдануунун детекторлорунда компонент катарында колдонулат. Сымал менен цинктин кээ бир туздарын антисептик катарында жыгач буюмдарын сактоодо пайдаланса болот.

4. III ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

IIIА группанын элементтеринин кээ бир физикалык химиялык касиеттери 4.1-таблицада келтирилген. IIIА-группанын элементтери Мезгилдик системанын негизги подгруппасынан орун алып, $ns^2 np^1$ ($n = 2 - 6$) электрондук формулага ээ. Мисалы бордун негизги жана дүүлүккөн абалдарындагы электрондук түзүлүштөрү төмөндөгүдөй:



Ушундай эле электрондук түзүлүшкө башка элементтер да ээ. Бул элементтер дүүлүккөн абалдарында үч коваленттик байланышты пайда кылат же үч электрондорун берип, бирикмелеринде негизинен +3 кычкылдануу даражаларына ээ. Таллий үчүн +1 болгон кычкылдануу даража мүнөздүү. Бор жана алюминий касиеттери боюнча бири-биринен кескин түрдө айырмаланышат. Бор металл эмес. Алюминий металл. Бордун бирикмелеринде коваленттик байланыш, ал эми алюминийдин бирикмелеринде 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.

4.1-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
$E \rightarrow E^+$, эВ	8,298	5,986	5,998	5,786	6,108
$E^+ \rightarrow E^{2+}$, эВ	25,16	18,83	20,514	18,87	20,5
$E^{2+} \rightarrow E^{3+}$, эВ	37,93	28,45	30,71	28,03	29,83
СТЭ	2,0	1,5	1,6	1,7	1,8
$\varphi (E^{3+}/E)$, мВ	-	-1670	-650	-343	+710
Тыгыздыгы, г/см ³	2,46	2,70	5,90	7,31	11,85
Эруу температурасы, °C	2040	660,2	29,8	156,2	302,5
Кайноо температурасы, °C	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; $MgCaB_6O_{11} \cdot 6H_2O$ - гидроборцит; $NaCaB_3O_9 \cdot 8N_2O$ - углексит. Жаратылышта алюминий көпчүлүк учурда составы өтө татаал болгон көп сандаган алюмосиликаттарды пайда кылат. Алардын ичинен кеңири таралганы талаа шпаты (мисалы, ортоклаз $KAlSi_3O_8$) болуп саналат. Алюмосиликаттардын 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 сырьесу болуп нефелин $(Na,K)(AlSO_4)$ жана алуит $K[Al_3(OH)_6(SO_4)_2]$ 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

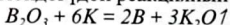
тышкары калийдин жана натрийдин карбонаты, портландцемент, рубидий менен цезийдин туздары, металлдык галлий да алынат.

Бор

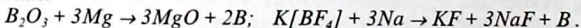
Бор боз түстөгү кристалл; металл эмес; +3 жана -3 кычкылдануу даражалары мүнөздүү. Бордун эки туруктуу изотобу бар: ^{10}B жана ^{11}B . Бор жөнөкөй зат түрүндө эки формада белгилүү: кристаллдык ($t_{\text{эриүү}} = 2175^{\circ}\text{C}$) жана аморфтук. Кристаллдык бор катуулугу боюнча алмаздан кем калышпаган, бир нече полимердик модификацияга ээ болгон кара түстөгү жөнөкөй диамагниттүү зат. Бөлмө температурасында кристаллдык бор электр тогун начар өткөрөт. Температураны 600°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 (H_3BO_3 жана H_4SiO_4), алардын гидриддери (B_2H_6 жана SiH_4) учмалуулугу жана абада өз алдынча от алып кетүүгө жөндөмдүүлүгү менен айырмаланат. Бораттар металлдардын силикаттары сыяктуу циклдик жана сызыктуу структураны пайда кылат.

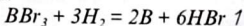
Бордун бирикмелери орто кылымдын башталышында эле белгилүү болгон. Ошол мезгилдерде бураны «тинкал» деп аташчу да аны алтын менен күмүштү ширетүүдө пайдаланышкан. Эркин түрдөгү борду биринчи жолу Гей-Люссак жана Тенар 1808-жылы төмөндөгүдөй реакциянын жардамы менен бөлүп алышкан:



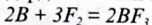
Аморфтук бор төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



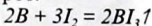
Кристаллдык бор газ чөйрөсүндө 1200°C га чейин ысытылган тантал зымынын бетинде майда кристаллдар түрүндө бөлүнүп чыгат:



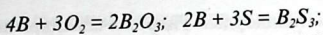
Бордун химиялык касиеттери. Кристаллдык бор - химиялык жактан инерттүү болгон зат. Кадимки шартта бор менен галогендердин ичинен фтор гана реакцияга кирет:



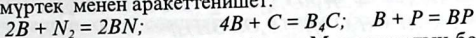
Калган галогендер менен реакция жогорку температурада гана жүрөт:



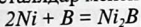
700°C дан жогорку температурада ысытканда бор кычкылтек, күкүрт менен реакцияга кирет:



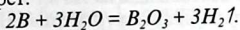
1200°Cдан жогору температурада бор азот, фосфор жана көмүртек менен аракеттенишет:



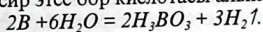
Металлдардын бориддери. Металлдардын бориддери татаал түзүлүштөгү стехиометриялык эмес бирикмелер болуп саналат. Металлдар менен ысытканда бориддер пайда болот, мисалы:



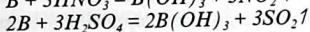
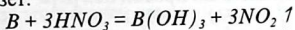
Суу менен болгон реакциясы. Бор суу менен да реакцияга кирет:



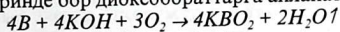
Кыпкызыл болгонго чейин ысытылган борго суунун буусун таасир этсе бор кислотасы алынат:



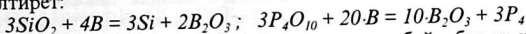
Кислоталар менен болгон реакциялары. Бор кайнап жаткан галоген суутектүү кислоталар менен, ал тургай фтордуу суутек менен да өз ара аракеттенишпейт. Борго азот менен туз кислоталарынын ($HNO_3 + 3HCl$) аралашмасы жана ысытылган концентрацияланган HNO_3 , H_2SO_4 гана акырындык менен таасирин тийгизет:



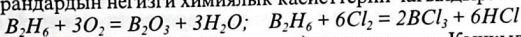
Башка реакциялары. Составында кычкылдандыргычы бар щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин балкып эриген эритмелеринде бор диоксиддерге айланат:



Бор кремнийди жана фосфорду алардын оксиддеринен калыбына келтирет:

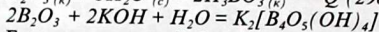
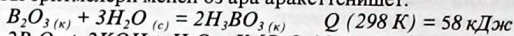


Бор суутек менен түздөн түз реакцияга кирбейт, бирок суутек менен болгон кошулмалары **борандар** деп аталат. Борандарга B_nH_{n+4} , B_nH_{n+6} составындагы бирикмелер таандык, мында $n \geq 2$. Составында суутектин саны аз болгон борандар (B_2H_6 жана B_4H_8 ж.б.) - суу менен көз ачып жумгуча реакциялануучу, аба менен тийишкенде от алып кетүүчү газ абалындагы заттар. Төмөнкү реакциялар борандардын негизги химиялык касиеттерин чагылдырат:

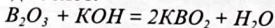


Бордун кычкылы жана гидрокычкылы. Кычкылдарынын ичинен кеңири белгилүүсү B_2O_3 . Ал бор кислотасынын H_3BO_3 ангидриди болуп саналат. B_2O_3 - эрүү температурасы 450°C жана кайноо температурасы 2100°C болгон түссүз кристаллдык зат. Балкып эриген оксидди муздатканда айнек сымал абалга келет.

Суу жана щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин суудагы эритмелери менен өз ара аракеттенишет:



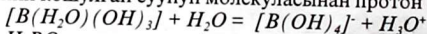
Бордун кычкылы B_2O_3 щелочтуу металлдардын кычкылдары жана гидро кычкылдары менен балкытып эриткенде диоксиддер пайда болот:



Алынуучу айнек сымал диоксиддердин түсү боюнча («перлабура») геологдор минералдардын составындагы тигил же бул металлдардын кычкылдарына сапаттык анализ жүргүзүшөт. Мисалы, жездин диккыл 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:

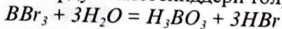


H_3BO_3 деги суутектин атомдору металлдардын атомдору менен баскычтуу орун алмашууга дуушар болбойт.

Металлдардын бораттары. Бор кислотасынын туздары силикаттар сыяктуу эле татаал чынжырлуу жана жалпак циклдик түзүлүшкө ээ болушат.

(KBO_3) дин тримери атомдору σ - жана ошондой эле п-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. Диккыл 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_2F_4 , B_4F_4 жана B_8F_8 галогениддери алынган, мында $G \equiv F, Cl, Br, I$. Бордун галогениддери толук гидролизге учурайт, мисалы:

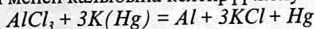


Алюминий

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/м³(20°C). Жер кыртышында массалык үлүшү боюнча 8,8% ти түзүп, металлдардын ичинен таралышы боюнча 1 - орунда.

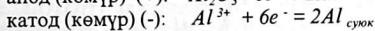
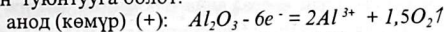
Алюминий Si, Cu, Zn, Mn жана башка элементтер менен ар түрдүү касиеттеги өтө бышык куймаларды пайда кылат.

Алюминийдин алынышы. Металлдык алюминий 1825-жылы Эрстед тарабынан суусуз алюминий хлоридин калийдин амальгама-сы менен калыбына келтирүү жолу менен алган:



Алюминиди 1827-жылы немец химиги Ф. Велер AlCl₃нин 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 Al₂O₃ бар балкып эриген натрийдин гексафторалюминатын Na₃[AlF₆] электролиздөө болуп саналат. Натрийдин гексафтороалюминаты электролиттин балкып эрүү температурасын 950-990°C төмөндөтөт жана анын электр өткөрүмдүүгүн камсыз кылат. Электроддордо жүрүүчү татаал реакцияларды шарттуу түрдө төмөндөгүдөй теңдемелер менен туюнтууга болот:

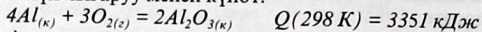


Алюминий өндүрүү электр энергиясын көп талап кылуучу процесс. Андан сырткары алюминий өнөр жайда криолитти (Na₂AlF₄) эритилген бокситти электролиздөөдөн алынат. Электролиттин составы төмөнкүдөй: 75-90% (массасы боюнча) Na₃[AlF₆], 5-12% AlF₃, 2-10% CaF₂, 1-10% Al₂O₃; молярдык катышы NaF : AlF₃ = 2,20- 2,85.

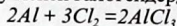
Химиялык касиеттери

Металл эместер 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 Al₂O₃ке айланат. Ал металлды андан ары коррозиялануудан сактайт.

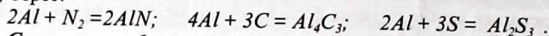
Порошок түрүндөгү алюминий абада көп сандаган жылуулукту бөлүп чыгаруу менен күйөт:



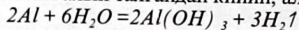
Алюминий тиешелүү галогениддерди ($AlCl_3$, AlI_3 ж. б.) пайда кылуу менен галогендердин чөйрөсүндө күйөт:



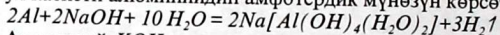
Жогорку температурада азот, көмүртек жана күкүрт менен реакцияга кирип нитридди (AlN), карбидди (Al_4C_3) жана сульфидди (Al_2S_3) берет:



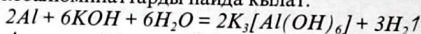
Суу менен болгон реакциясы. Алюминийден оксиддик кабыкчаны алып салгандан кийин, ал суу менен аракеттенет:



Жегичтер менен болгон реакциясы. Жегичтерде оңой эрип суутекти бөлүп чыгарат да алюминатты пайда кылат. Мына ушул касиети алюминийдин амфотердик мүнөзүн көрсөтөт.

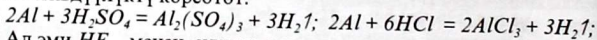


Алюминий KOH тын суу эритмелери менен аракеттенишип гидроксоалюминаттарды пайда кылат:

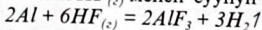


Алюминийдин оксиди жана гидроксиддери да бул касиетти толуктайт.

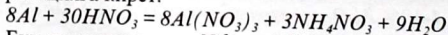
Кислоталар менен болгон реакциясы. Кадимки шартта концентрацияланган күкүрт жана азот кислоталарында алюминийдин бети химиялык жактан инерттүү болуп, пассивдешип калат. Бул болсо азот кислотасын алюминий цистерналарында ташууга жана сактоого мүмкүнчүлүк түзөт. Эгерде алюминийдин бетиндеги оксиддик кабыкчаны алып салса, анда алюминий жогорку химиялык активдүүлүктү көрсөтөт:



Ал эми $HF_{(з)}$ менен суунун катышуусуз эле реакцияга кирет:



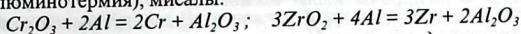
Алюминий суюлтулган (2 - 3 М) азот кислотасы менен ысытканда реакцияга кирет:



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.

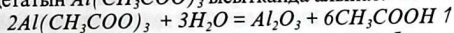
75% алюминий порошогунан жана 25% Fe_3O_4 төн турган аралашма **термит** деп аталат да, ал ширетүү иштеринде пайдаланылат. Мындай аралашма күйгөндө температура $2400^\circ C$ чейин жетет.

Сүрүп чыгаруу менен жүргөн реакциясы. Алюминий көптөгөн металлдарды алардын оксиддеринен калыбына келтирет (алюминотермия), мисалы:

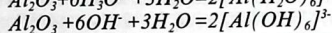
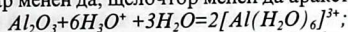


Алюминийдин кычкылдары жана гидрокычкылдары.

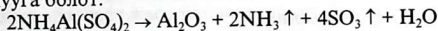
Алюминий кычкылтек менен алюминий кычкылы Al_2O_3 жана эки түрдүү гидрокычкылдары: $\text{AlO}(\text{OH})$ жана $\text{Al}(\text{OH})_3$ пайда кылат. Аморфтук Al_2O_3 металлдык алюминий кычкылтектин атмосфера-сында күйгөндө, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{AlO}(\text{OH})$ же нымдалган алюминийдин ацетатын $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ысытканда алынат:



Аморфтук Al_2O_3 амфотердик мүнөзгө ээ болгондуктан, кислоталар менен да, щелочтор менен да аракеттенишет:



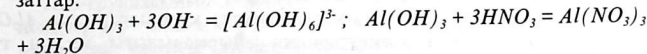
$\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{AlO}(\text{OH})$ же аморфтук Al_2O_3 тү 400-600⁰Сдан жогору температурада ысытканда Al_2O_3 түн кристаллдык γ -модификациясы пайда болот. 1000⁰Сдан жогорку температурада ал α - Al_2O_3 га (корунд) өтөт. α - Al_2O_3 түн эрүү температурасы 2050⁰Сга барабар. α - Al_2O_3 тү аммоний-алюминий сульфатын 1200⁰С чейин ысытып да алууга болот.



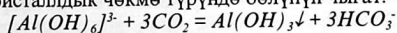
Алюминийдин кычкылдарынын беш полимердик модификациясы (α , β , γ , δ жана ϵ) белгилүү.

Кристаллдык Al_2O_3 кислоталар менен да, щелочтор менен да аракеттенишпейт. 200-400⁰Сда $\text{HF}_{(z)}$ жана $\text{BF}_{3(z)}$ менен гана аракеттенишип AlF_3 тү пайда кылат.

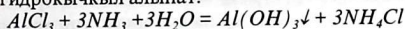
Алюминийдин гидрокычкылы $\text{Al}(\text{OH})_3$ жана метагидрокычкылы, $\text{AlO}(\text{OH})$ алюминийдин кычкылы Al_2O_3 сыяктуу эле амфотердик касиетке ээ болгон, сууда аз эрүүчү, түссүз майда кристаллдык заттар:

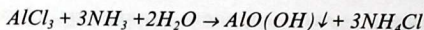


Гидрокычкылдарды алуунун шарттары өтө ар түрдүү. Гидроксоалюминатты кадимки шартта ажыратканда гана $\text{Al}(\text{OH})_3$ майда кристаллдык чөкмө түрүндө бөлүнүп чыгат:

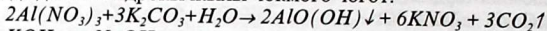


Алюминийдин туздарынын эритмелерине аммиактын суудагы эритмесин кошкондо $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ак чөкмө түрүндө чөгөт. Эгерде ушул эле процессти ысытуу менен жүргүзсөк, анда кристаллдык метагидрокычкыл алынат:

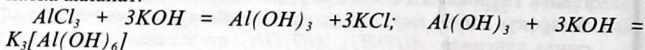




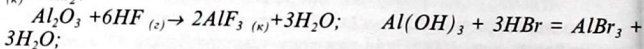
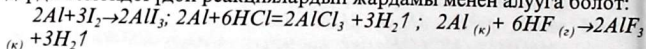
Алюминийдин туздарын K_2CO_3 же Na_2CO_3 менен кошуп ысытканда да метагидроокычкылы чөкмөгө чөгөт:



KOH же $NaOH$ менен аракеттенишкенде алгач $Al_2O_3 \cdot xH_2O$ нин чөкмөсү алынат. Ал андан ары сууда эрүүчү гидроокычкылы алюминатка 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:

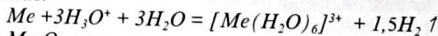


AlF_3 сууда эрибейт, гидролизге учурабайт, кислота жана щелочтор менен аракеттенишпейт.

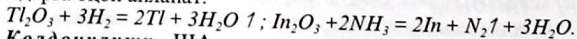
Галлий, индий жана таллий

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. Ошондуктан 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, ме-

таллдарды 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, глазуларды жана отко чыдамдуу жабдууларды алууда колдонулат. Корунд жана β -BN абразивдик материалдар болсо, β -BN болотту жана чоюнду кесүүчү инструменттерди жасоодо да колдонулат. Натрийдин пербораты $NaBO_2 \cdot H_2O$, $3H_2O$ текстиль өнөр жайында жүндү жана жибекти агартууда, косметикада чачты түссүздөндүрүүдө, медицинада дезинфекциялоочу каражат катарында колдонулат.

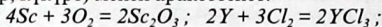
Алюминийдин кычкылы жана нитриди - металлургиялык жана электр мештеринде, тигелдерде отко чыдамдуу материалдардын негизин түзөт. Корунд жогорку температурага чыдамдуу материал болгондуктан тигелдерди жасоодо, өзгөчө сапаттагы керамиканы өндүрүүдө пайдаланылат. Составында хром аралашмасы бар корунддун монокристаллы рубин деп аталат. Теллур жана титандын аралашмасы корундга көк түс берет. Мындай материалды сапфир деп аташат. Рубиндин жана сапфирдин монокристаллдары 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.

ШБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

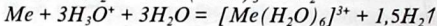
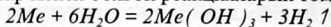
ШБ-группасынын элементтерине скандий Sc , итрий Y , лантаноиддер [(4f - элементтер, жалпы белгилениши Ln) - лантан, церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, европий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттербий, лютеций] жана актиноиддер [(5f-элементтер, жалпы белгилениши An) - актиний, торий, протактиний, уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделеевий, nobелий, лоуренций]. Аларга +3кө барабар болгон кычкылдануу даража мүнөздүү.

Химиялык касиеттери. ШБ группанын элементтери өздөрүнүн химиялык активдүүлүктөрү боюнча алюминийден, цинктен жогору жана магнийге жакын келет. Скандий менен итрий

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 кислота-ларда өзү оңой эрийт. Скандий менен иттрий лантанга салыштыр-малуу бир аз активсизирээк. Бардык металлдардын суу жана кисло-талар менен болгон реакцияларын төмөндөгүдөй көрсөтсө болот:



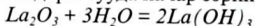
Азот жана концентрацияланган күкүрт кислотасы менен төмө-ндөгүдөй түрдө аракеттенишет:



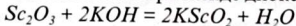
Металлдар кычкылтек менен активдүү түрдө аракеттенишип, Me_2O_3 составындагы кычкылдарды пайда кылат. Азот менен сте-хиометриялык эмес нитриддерди MeN_x , галогендердин атмосфера-сында ысытканда галогениддерди MeF_3 пайда кылат. Мында F, Cl, Br, J . Суутек менен MeH_2 жана MeH_3 составындагы туз сыяктуу гидриддердин эки түрүн пайда кылат.

Щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын суу эритмелери жана балкып эриген эритмелери менен аракеттенишпейт.

Кычкылдары жана гидрокычкылдары. ШБ группасынын элементтеринин Me_2O_3 составындагы кычкылдары - 2280 - 2450⁰Сда эрүүчү ак түстөгү кристаллдык заттар. Кычкылдардын жана гидро-кычкылдардын негиздүүлүгү скандийден лантанга карай өсөт. Кычкылдары сууда начар ээрип, гидрокычкылдарды пайда кылат:



Скандийдин (III) кычкылы жана гидрокычкылы амфотердик ка-сиетти көрсөтөт. Аларды щелочтуу металлдардын гидрокычкылда-ры менен балкытып эриткенде диоксоскандиаттар пайда болот:



Лантаноиддер

VI жана VII мезгилдерде элементтердин электрондорунун орби-талдык 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 элемен-ттер ***f-элементтер*** деп аталышат. f -элементтер эки топтон турат: лантаноиддер (4.2-таблица) [($4f$ -элементтер, жалпы белгилениши Ln) - лантан, церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, евро-пий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттер-

бий, лютеций] жана актиноиддер (4.3-таблица) [(5f-элементтер, жалпы белгилениши An) - актиний, торий, протактиний, уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделеевий, нобелий, лоуренций].

Лантаноиддер өздөрүнүн көпчүлүк касиеттери боюнча III группанын элементтерине окшоп кеткендиктен, аларды скандий, иттрий жана лютеций менен бирге сейрек кездешүүчү жер металлдары деген жалпы атка ээ болгон. Лантаноиддердин кээ бир касиеттери 4.6-таблица берилген.

4.2 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 ³	Электрондук формуласы	Кычкылдануу даражасы
Лантан	La	57	138,91	920	3450	0,187	5,61	6,162	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	+3
Церий	Ce	58	140,12	795	3257	0,1825	6,54	6,789	4f ² 5d ⁰ 6s ²	+3, +4
Празеодим	Pr	59	140,91	935	3212	0,1828	5,76	6,769	4f ³ 5d ⁰ 6s ²	+3, +4
Неодим	Nd	60	144,24	1024	3127	0,1821	6,31	7,007	4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	+3
Прометий	Pm	61	147	1027	2730	0,281	5,90	7,22	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	+3
Самарий	Sm	62	150,4	1072	1752	0,1802	5,60	7,536	4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	+2, +3
Европий	Eu	63	151,96	826	1597	0,2042	5,67	5,245	4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	+2, +3
Гадолиний	Gd	64	157,25	1312	3233	0,1802	6,16	7,886	4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	+3
Тербий	Tb	65	158,93	1356	3041	0,1782	6,74	8,253	4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	+3, +4
Диспрозий	Dy	66	162,50	1406	2335	0,1773	6,82	8,559	4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	+3, +4
Гольмий	Go	67	164,99	1461	2572	0,1776	6,99	8,779	4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	+3
Эрбий	Er	68	167,26	1497	2510	0,1757	6,70	9,062	4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	+3
Тулий	Tm	69	168,93	1545	1732	0,1746	6,60	9,318	4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	+2, +3
Иттербий	Yb	70	173,04	824	1193	0,1940	6,22	6,953	4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	+2, +3
Лютеций	Lu	71	174,94	1652	3315	0,1734	6,15	9,849	4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	+3

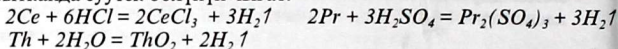
Лантаноиддер менен лантандын жер кыртышында массасы боюнча 10⁻²⁰% түзөт. Жаратылышта лантаноиддер чогуу кездешет. Ар бир элементти өзүнчө бөлүп алууга кыйын, анткени алардын касиеттери абдан окшош.

Бардык лантаноиддер эрүү температурасы 737-1750⁰C чегинде болгон, абада тез эле кычкылданышып, оксиддик кабыкча мегнен капталуучу ак - күмүш түстүү металлдар.

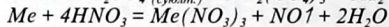
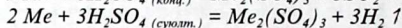
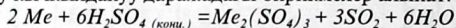
Лантаноиддердин атомдорунун, церийден лютецийге карай, тышкы эки катмарындагы электрондорунун санынын өзгөрүшү байкаларлык эмес болуп, ядролорунун оң заряды акырындык менен көбөйгөндүктөн электрондор ядрого күчтүүрөөк тартыла баштайт. Бул кубулуш *лантаноиддик кысылуу* деп аталат.

Церий тобундагы элементтердин эрүү температурасы итрий 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 гидрокычкылдары. Ички f -денгээлчелердин толтурулушу менен f -элементтердин атомдук радиустун өлчөмү акырындык менен кичиреет. Мындан белгилүү законченемдүүлүктөр 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 гидрокычкылдардын 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 La дан Yb -ге жана

Асден Лиге өсөт. Лантаноиддердин комплекстик бирикмелеринин координациялык сандары 6-12ге чейин өзгөрүшү мүмкүн.

Актиноиддер

4.3-таблица

Актиноиддердин кээ бир касиеттери

Элементтин аты	Символу	Катар номери	Атомдук массасы	Балкып эрүү температура	Кайноо температура	Электрондук тузулушу	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	$5f^66d^07s^2$	+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	-	$5f^86d^17s^2$	+3, +4
Калифорний	<i>Cf</i>	98	251,08	-	-	$5f^{10}6d^07s^2$	+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

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. Актиноиддер радиоактивдүү элементтерди ажыратуудан же жасалма жол менен ядролук реакциялардын негизинде синтездеп алынган. Урандан кийинки көпчүлүк элементтер уран кендеринде аз санда болсо да кездешет.

Актиноиддер - ак - күмүш түстүү металлдар, эрүү температурасы $737-1750^{\circ}\text{C}$ чегинде болуп, абада тез эле кычкылданышып, оксиддик кабыкчаны, ал эми азоттун бирикмелери менен нитриддүү пленкалар пайда кылышат. Актиноиддердин 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. Актиноиддердин 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.

4.3-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 $+4$ төн $+6$ га чейин жогорулайт. Np , Am , Cm элементтеринин кычкылдануу даражалары $+7$ ден $+3$ кө чейин төмөндөйт, ал эми калган элементтердин мүнөздүү кычкылдануу даражасы бардык бирикмелеринде $+3$ кө барабар. Актиноиддердин атомдорунун радиусу чоң болгондуктан айрым учурларда кычкылдануу даражалары $+7$ ге 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 , $NpO_2(OH)$.

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: TiO_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. Легирленген болотторго жана башка куймаларга бир аз санда иттрийди кошуу менен жогорку температурада иштөөчү тетиктердин эксплуатациялык сапаттарын жакшыртышат. Скандийдин жана иттрийдин оксиддеринен электрондук техникага керектүү болгон люминофорлорду, ферромагниттик 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 пирофордуу болгондуктан кремний тутандыргычтарында пайдаланылат. катуу жана жеңил лантаноиддердин магний менен болгон куймасы самолет жана ракета курууда колдонулат. Лантаноиддер менен торийдин оксиддери жана урандын карбиди эң жакшы катализатор же каталиттик процесстерге активатор болуп эсептелет. Церийдин, празеодимдин, неодимдин оксиддери жана тузда-

ры, натрийдин диуранаты $Na_2U_2O_7$ айнектерге жана эмальдарга түс берүү үчүн колдонулат.

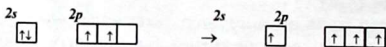
Уран жана плутоний негизинен ядролук энергетикада пайдаланат. Негизги күйүүчү ядролук булак катарында уран ${}_{92}^{233}U$ жана ${}_{94}^{239}U$ колдонулат.

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.

5. IV ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

IV группанын элементтерине көмүртек, кремний жана германийдин подгруппасы таандык. IVA группанын элементтеринин кээ бир физикалык – химиялык касиеттери 5.1-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 π_{p-p} коваленттик байланыштар пайда болот. Көмүртек менен болгон атомдордун тизмектешкен коваленттик байланышынын бекемдиги $C > Si > Ge \sim Sn > Pb$ катары боюнча төмөндөйт. 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.

Химиялык реакция учурунда энергия кагчалык көп санда бөлүнсө, байланыш ошончолук оңой түзүлөт да жетишерлик денгээлдө 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_8H_{18}) 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.

5.1 - таблица

IVA группанын элементеринин кээ бир касиеттери

Элементтердин 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	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 5p^2$
Атомдук радиусу, нм	0,077	0,118	0,139	0,158	0,175
Э ⁺ ионунун радиусу, нм	0,26	0,271	0,272	0,294	0,313
Э ⁴⁺ ионунун радиусу, нм	0,015	0,041	0,053	0,071	0,084
Атомдун 1-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 ³	3,51 (алмаз)	2,33	5,32	5,38	11,34
Катүлүгү кг/мм ²	10000 (алмаз)	980	385	30,2	3,9

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_3 , *доломит* MgCO_3 , CaCO_3 , *магнезит* MgCO_3 болот. Кальциттин - бор, мрамор жана акиташ түрлөрү белгилүү.

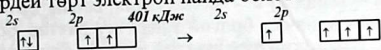
Көмүртек мезгилдик системада өзгөчө элемент болуп саналат. Жаратылышта эбегейсиз чоң мааниге ээ болгон көмүртек, касиеттери, түзүлүшү, курамы боюнча ар кандай бирикмелерди пайда кылышы, анын атомунун өлчөмүнүн жана электрондук түзүлүшүнүн негизинде экендиги талашсыз. Азот, кычкылтек, суутек ж.б. элементтер сыяктуу эле, эгер көмүртек болбосо жер шаарында жашоо болмок эмес. Көмүртек органикалык 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 ¹²C (99%) жана ¹³C (1%) изотоптору бар. Радиоактивдүү изотопторунун ичинен ¹⁴C изотобунун мааниси чоң. Анын жарым ажыроо мезгили 5720 жылга барабар. ¹⁴C изотобунун жар-

дамы менен археологиялык чалгындоолордо, органикалык заттардын пайда болуу убактысы аныкталат. Б.а. фотосинтез процесси мындан канча кылым мурда жүргөндүгү эсептелинет. ^{14}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 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}C изотобу бара – бара азайат. Азайган ^{14}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 кристаллдыгында 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: $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$. 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 C_8 . Графит 12 МПа басым астында 3750°C да илешкек полимердүү суюктукту пайда кылуу менен эрийт.

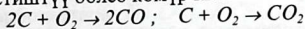
Көмүртектин химиялык касиеттери. Көмүртектин негизги абалындагы электрондук конфигурациясы: $2s^2 2p^2$, мында $p=AO$ да жупташбаган эки валенттик электрондор бар. Дүүлүккөндө $2s$ орбиталдагы жуп электрондун бири $2p$ орбиталга өтүп, энергетикалык жактан бирдей төрт электрон пайда болот:



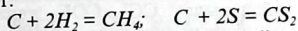
Көмүртектин негизги абалында коваленттик жана донордук - акцептордук байланыштарды пайда кылууга жөндөмдүү. Жупташпаган $2p$ электрону менен алмашуу механизми боюнча эки коваленттик жана бир бош $2p$ -орбиталы боюнча бир донордук - акцептордук. Ушундай жол менен CO кычкылында байланыш пайда болот, мында 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.

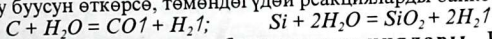
Металл эместер менен болгон реакциялары. Көмүрдү күйгүзгөндө кычкылтек жетишсиз болсо ис газы, ал эми жетиштүү болсо көмүр кычкыл газы алынат:



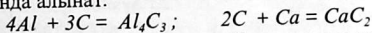
Жогорку температурада күкүрт жана суутек менен реакцияга кирет:



Жогорку температурага чейин ысытылган C , Si же Ge аркылуу суу буусун өткөрсө, төмөндөгүдөй реакцияларды байкоого болот:

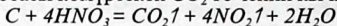


Металлдар менен болгон реакциялары. Көмүртектин бирикмелеринде C^{4+} иону учурабайт, бирок C^{4-} - иону активдүү металлдардын карбиддеринде (Al_4C_3) кездешет, ал эми көмүртектин эки атому болгон ацетиленид иондору кальцийдин, күмүштүн жана башка карбиддик (CaC_2 , Ag_2C_2) бирикмелеринде болот. Карбиддер металлдарды көмүртек менен жогорку температурага чейин ысытканда алынат:



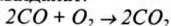
Кислоталар менен болгон реакциялары. Көмүртекке кадимки шарттарда азот, күкүрт, галогенсуутектүү кислоталар таасир этпейт. Көмүртекти $HNO_3 + KClO_3$, $HNO_3 + K_2Cr_2O_7$ аралашмалары менен ысытканда бензолгексакарбондук кислота $C_6(COOH)_6$ пайда болот.

Аморфтук көмүртек (мисалы, жыгач же активдештирилген көмүр) химиялык жактан активдүүрөөк. Концентрацияланган азот кислотасы көмүртекти CO_2 ге чейин кычкылдандырат:

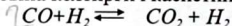


Көмүртектин фториддери - молекулаларынын ортосундагы эз ара аракеттенишүүсү начар болгон инерттүү заттар болуп эсептелет. Катуу $(\text{CF})_n$ графиттин түзүлүшүнө жакын, ал эми политетрафторэтилен - спиралдуу конфигурацияга ээ болгон, $[-\text{CF}_2-\text{CF}_2-\text{CF}_2-]$ чынжырчасы бар (фторопласт, тефлон) жана мономердүү фторкөмүртекке окшогон химиялык жактан инерттүү зат.

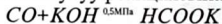
Көмүртектин кычкылдары. Көмүртектин бир нече кычкылдары (CO , CO_2 , C_3O_2) белгилүү. Көмүртектин монокычкылын CO сууда аз эриген жана кадимки шартта суу менен аракеттенбеген абадан жеңил болгон газ. Абада 700°C температурада CO_2 чейин кычкылданат:



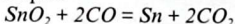
CO калыбына келтиргич касиети кадимки шартта суутектен калыбына келтиргич касиетине салыштырганда жогору:



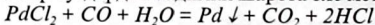
CO кошулуу реакциясына да катышат:



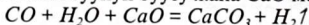
Андан сырткары бул монокычкыл галогендер менен катализаторлордун катышуусунда, ысытканда гана реакцияга кирип, төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат: CCl_2 , COF_2 жана COBr_2 . Көпчүлүк металлдардын кычкылдарын металлга чейин калыбына келтирет:



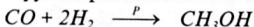
Кээ бир туздардан кадимки шартта эле металлдар калыбына келет:



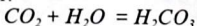
400°C жогорку температурада ысытканда көмүртектин монокычкылы суунун буусу жана CaO менен аракеттенет.



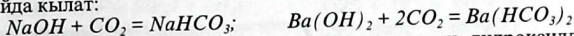
Өнөр жайда метанолду (метил спиртин) көмүртек кычкылы менен суутек аралашмасынан жогорку басымда алышат:



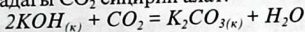
Көмүртектин кычкылы CO_2 -абадан оор, түзсүз, жытсыз газ. Молекуласы сызыктуу жана уюлсуз, $\text{C} = \text{O}$ байланыштын узундугу 116 нм. CO_2 сууда эрийт. Бир моль сууда 25°C да жана 0,1 МПа 0,76л көмүртектин кош оксидин сиңирет. Эриген CO_2 бир аз бөлүгү (1% азыраак) суу менен аракеттенип, көмүр кислотасын пайда кылат:



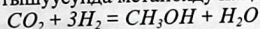
Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын суудагы эритмелери көмүр кычкыл газы менен аракеттенишип гидрокарбонатты пайда кылат:



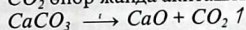
Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын гидроксиддери абадагы CO_2 сиңирип алат:



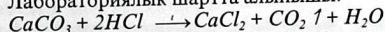
Көмүр кычкыл газы суутек менен $400^\circ C$, 30 МПа катализатордун катышуусунда метанолду пайда кылууга жөндөмдүү:



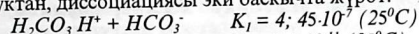
CO_2 өнөр жайда акиташты ажыратуу жолу менен алышат:



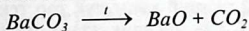
Лабораториялык шартта алынышы:



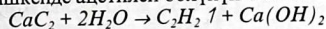
Көмүртектин кычкылтектүү кислоталары жана туздары. Көмүр кислотасы H_2CO_3 эки негиздүү кислота болгондуктан, диссоциациясы эки баскычта жүрөт:



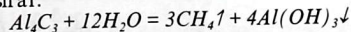
$NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ гидрокарбонаттары жана карбонаттары Na_2CO_3 , K_2CO_3 сууда жакшы эришет. $CaCO_3$ жана $MgCO_3$ сууда начар эришет. Щелочтуу металлдардын карбонаттарынан башкасын ысытканда ажырайт.



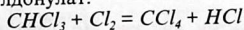
Металлдар менен болгон бинардык бирикмелери карбиддер K_2C_2 , Ag_2C_2 , CaC_2 , Cu_2C_2 , ZnC_2 ж.б. карбиддер суу менен аракеттенишкенде ацетилен бөлүнүп чыгат.



Ал эми кээ бир карбиддер суу менен аракеттенгенде метан бөлүнүп чыгат.

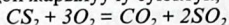


Галогениддери. Көмүртектин галогендер менен болгон бирикмелеринин ичинен практикада кеңири колдонулгандары болуп тетрахлор көмүртек - CCl_4 . Тетрахлор көмүртек күйбөй турган түссүз суюктук, кайноо температурасы $77^\circ C$. Сууда начар эрийт, катимки шартта кислоталар менен аракеттенишпейт. Аны синтездөө үчүн төмөндөгүдөй реакциялар (катализатор катары I_2 , $MnCl_2$) колдонулат:

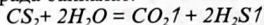


Көмүртектин башка металл эместер менен болгон кошулмалары. Көмүртектин дисульфиди CS_2 - түссүз, жагымсыз

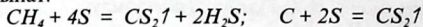
жытты бар, кайноо температурасы 46°C болгон уулуу жана абада оңой жарылуучу суюктук,



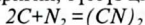
CS_2 сууда аз эрийт, бирок CS_2 гидролизи 160°C жогорку температурада байкалат.



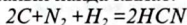
CS_2 күкүрттүн буусун метанга же көмүртекке таасир этүү менен алынат:



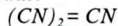
Циан. Азоттун атмосферасында жогорку температурада көмүр электроду аркылуу электр тогун өткөргөндө, көмүртек азот менен биригип, түссүз циан (дициан) деген уу газды пайда кылат:



Эгер атмосферада суутек болсо, ушул эле реакция суутектин цианын пайда кылат:

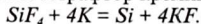


Циандын молекулалары абдан туруктуу, ал радикалдарга 1000°C дан жогорку температурада ажырайт:



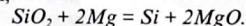
Кремний

“Силиций”, грекчеден: “кремнос” – аска, зоо дегенди түшүндүрөт. Жаратылышта таркалышы боюнча кремний кычкыл-тектен 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:



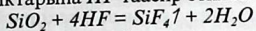
Жаратылышта үч изотоптун аралашмасынан турат: ^{28}Si (92,27%), ^{29}Si (4,68%) жана ^{30}Si (3,05%) . Кремнийдин майда күкүмдөрү боз, ири кристаллдары болсо күнүрт кара түскө ээ.

Кремнийдин алынышы. Ар кандай аралашмалар менен булганган майда кристаллдуу кремнийди алуу үчүн, анын кош оксиддин Mg , Al же C менен калыбына келтирүү аркылуу алышат. Мисалы,

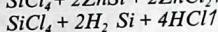
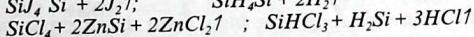
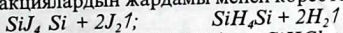


Бул реакция өтө тез жүргөндүктөн, ашыкча Mg менен кремнийден Mg_2Si пайда болбойт. Реакциялык аралашмадан кремнийди бөлүп алуу үчүн, биринчи хлордуу суутек кислотасы менен MgO

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).

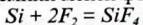
Кремнийдин химиялык касиеттери. Мезгилдик системада көмүртектен бир эле ячейка төмөн жайгашкандыктан ага касиеттери боюнча бир топ окшоштукту көрсөтөт. Кремнийдин кристаллындагы атомдору алмаздын атомдорунун түзүлүшүндөй формага ээ. Ар бир кремнийдин атому тетраэдрдин борборунда жайгашып өзүндөй башка 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 - SiH_4 , SiF_4 , SiO_2 , Si_3N_4 ж.б., II валенттүү да - SiO боло алат.

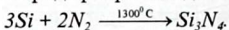
Кремнийдин негизги кычкылдануу даражалары (+II) ге же (+IV) кө барабар болот.

Металдар эместер менен болгон реакциялары. Кээ бир химиялык касиеттери боюнча металлдык касиеттерди көрсө-

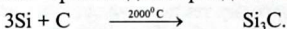
ткөнү менен, металлдык эместик касиеттери басымдуулук кылат. Кремний химиялык жактан активдүүлүгү көмүртекке караганда чоң. Кремнийдин көмүртекке окшоштугу анын реакцияга кирүү жөндөмдүүлүгүнөн көрүнөт: бөлмө температурасында майдаланган кремний менен фтор гана реакцияга кире алат:



400-600⁰Сда 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 Si_3N_4 тетранитрид трикремнийди пайда кылат:

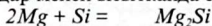


Кремний германийден айырмаланып 2000⁰С да көмүртек менен аракеттенишип, химиялык инерттүү, катуулугу алмаздан кийинки затты - кремнийдин карбидин пайда кылат:



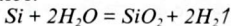
Жогорку температурада кремний кычкылтекте күйүп, анын кычкылы пайда болот SiO_2 .

Металлдар менен болгон реакциялары. Кремнийди металлдар менен ысытканда силициддер пайда болот:

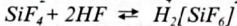
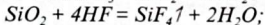
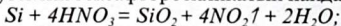


Суу, кислота жана щелочтор менен болгон реакциялары.

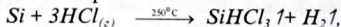
Жогорку температурага чейин ысытканда көмүртек сыяктуу эле Si аркылуу суу буусун өткөрсө, төмөндөгүдөй реакцияны байкоого болот:



Кадимки шартта кремнийге кислоталар (көмүртек сыяктуу) таасир этпейт. Кремний $\text{HNO}_3 + \text{HF}$ аралашмасы менен аракеттенишип, суутектин гексафторосиликатын пайда кылат:

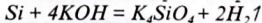
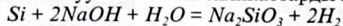


Жездин таарындысынын катышуусунда кремний суусуз хлордуу суутек менен аракеттенет:

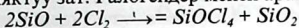


бул реакция өнөр жайда (мисалы Ташкөмүр шаарында) трихлорсиланды алууда колдонушат.

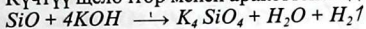
Жегичтердин балкыган жана суудагы эритмелери менен аракеттенишип суутекти жана силикаттарды пайда кылат.



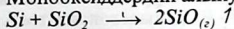
Кычкылдары. Кремнийдин SiO , SiO_2 кычкылдары белгилүү. **Кремнийдин монокычкылы SiO** - аморфтук кара-күрөң же айнек сыяктуу зат. Галогендер менен аракеттенгенде:



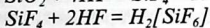
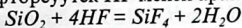
Күчтүү щелочтор менен аракеттенгенде:



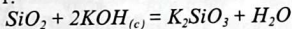
Монооксиддердин алынуу реакциялары:



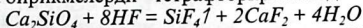
Кремнийдин кычкылы SiO_2 - түссүз, эрүү температурасы $1728^\circ C$. Акырында муздаткан мезгилде SiO_2 кварц айнеги пайда болот. SiO_2 кристаллдары бири-бири менен кычкылтек атому аркылуу байланышкан тетраэдр чынжырларынан турат. SiO_2 бардык полиморфтуу модификациялары аз реакциялык жөндөмдүүлүккө ээ болушкандыктан, суу жана кислоталар менен аракеттенишпейт. Ал эми фторсуутек HF менен аракеттенишет:



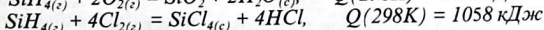
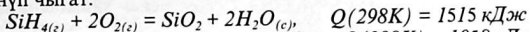
Кремнийдин кычкылы щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын суудагы эритмелери жана балкыган эритмелери менен реакцияга киришет, ал эми щелочтуу металлдардын карбонаттары менен ысытканда циклдик полимердик метасиликаттар пайда болот:



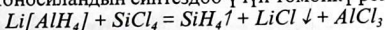
Кремнийдин кычкылтектүү кислоталары жана туздары. Кремний - H_2SiO_3 кислотасы көмүр кислотасына салыштырмалуу начар. Силикаттардын ичинен жалаң гана щелочтуу металлдардын туздары (Li башкасы) сууда эрийт. Металлдардын силикаттары жогорку температурада эрийт, бирок ажырабайт. Силикаттар сууда эрибейт, бирок плавик кислотасы менен аракеттенишип, учма бирикмелерди - тетрафторкремнийди кылат:



Кремнийдин гидриди моносилан SiH_4 кайноо температурасы $-112^\circ C$ болгон түссүз газ түрүндөгү зат. Моносилан күчтүү калыбына келтиргич кычкылтек жана галогендер менен аракеттенишкенде реакциясы жарылуу менен жүрөт да, көп сандагы жылуулук бөлүнүп чыгат:

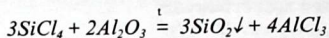
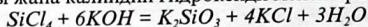


Моносиландын синтездөө үчүн төмөнкү реакциялар колдонулат:

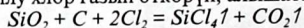


Галогениддери. Кремнийдин бирикмелеринин ичинен практикада кеңири колдонулганы тетрахлор кремний - $SiCl_4$ жана үчхлорсилан - $SiHCl_3$ эсептелинет.

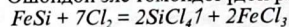
Кремнийдин тетрахлориди SiCl_4 - түссүз, кайноо температурасы 57°C болгон учма зат. Кремнийдин галогениддери алюминий кычкылы жана калийдин гидроксиди менен аракеттенишет.



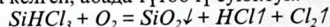
Тетрахлор кремнийди алууда $\text{SiO}_2 + \text{C}$ ысытылган аралашмасы аркылуу хлор газын өткөрүп, алышат:



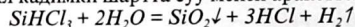
Ошондой эле төмөндөгүдөй реакция колдонулат:



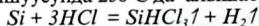
Үчхлорсилан SiHCl_3 - кайноо температурасы 32°C болгон түссүз, учма келген, абада түтөөчү суюктук:



Ал кадимки шартта суу менен аракеттенет:



Үчхлорсилан кремнийге хлордуу суутекти жез порошогунун катышуусунда 250°C да алышат:

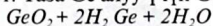


Алынган продуктада 10%ке чейин SiCl_4 кармалат.

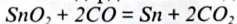
Германийдин подгруппасы

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 кенири 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:

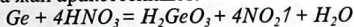


Химиялык касиеттери. Бул подгруппанын элементтери үчүн көмүртек жана кремний сыяктуу эле бирикмелеринде, эреже боюнча, кычкылдануу даражалары (+II)ге же (+IV)кө барабар бо-

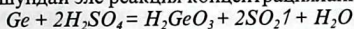
лот. Кычкылдануу даражасы (+II) болгон бирикмелеринин туруктуулугу көмүртектен коргошунга карай жогорулайт.

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.

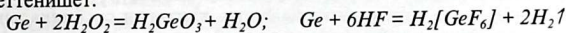
Азот кислотасында (9 -11 М) германий инерттүү, бирок ысытканда жай аракеттенишет:



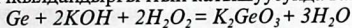
Ушундай эле реакция концентрацияланган H_2SO_4 менен жүрөт:



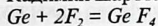
Германий H_2O_2 нин суудагы эритмеси жана HF менен жакшы аракеттенишет.



Германийге KOH жана NaOH балкыган жана суудагы эритмелери кычкылдандыргычтын катышуусунда гана таасир этет:



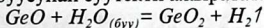
Кадимки шартта германийге фтор таасир этет:



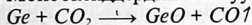
Германийдин кычкылдары

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:

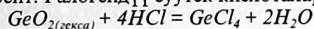


Монооксиддердин алынуу реакциялары:

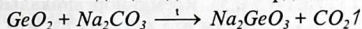


Германийдин кычкылы түссүз, эрүү температурасы GeO_2 - $1116^\circ C$ болгон кристаллдык зат. GeO_2 кристаллдары бири-бири менен кычкылтек атому аркылуу байланышкан тетраэдр чынжырларынан турат.

Германийдин кош кычкылдарынын тетрагоналдуу модификациясы да жогорудагыдай касиетке ээ. GeO_2 гексагоналдуу модификациясы да сууда эрип ($4,5$ г/л, $25^\circ C$), бирок суу менен реакцияга кирбейт. Галогендүү суутек кислоталары менен аракеттенишет:

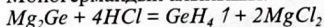


Германийдин кычкылын щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин суудагы эритмелери жана балкыган эритмелери менен реакцияга киришет, ал эми щелочтуу металлдардын карбонаттары менен ысытканда циклдик полимердик метагерманаттар пайда болот:



Германийдин кычкылтектуу кислоталары жана туздары. Германий кислотасы - H_4GeO_4 көмүр кислотасына салыштырмалуу начар. Германийдин гидриди моногерман - GeH_4 кайноо температурасы $-112^\circ C$ жана $-88^\circ C$ 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 CO_2 көмүртекти түтүкчөлөр аркылуу ташууда, ал эми катуу CO_2 болсо “кургак муз” катары колдонсо, газ абалындагы 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 кислоталарга туруктуулугун жогорулатат.

Карборунддан (SiC) жасалган курчутуучу дискаларды ар бир эле устаканалардан көрүүгө болот – ал катуулугу боюнча алмаздан кийин турат жана $2000^\circ C$ дан да жогорку температурага чейин чыдаган материал. Мындан да жогорку температурага кремнийдин нитриди – Si_3N_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

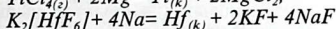
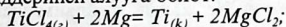
температурада да өзгөрбөстөн кала берет – мындай материалдар 20-30км бийиктикте учкан реактивдүү учактардын кыймылдаткычтарынын майлоо үчүн алмашкыс материал болуп саналат.

Ge жана SiC жарым өткөргүч катары электротехникада кеңири колдонулат, ал эми коргошундун туздары, оксиди, калайдын кош оксиди боек алууда колдонулат.

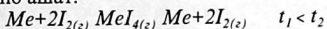
IVБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

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, 2227⁰C 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 тендемеси төмөндөгү схема менен иш жүзүнө ашат.

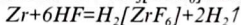
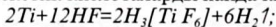


Негизгиминералдары. Титан, цирконий, гафний сейрек кездешүүчү элементтердин катарына кирет. Алардын ичинен титан таркалышы боюнча 10-орунда турат. Титандын, цирконийдин жана гафнийдин кларктары 0,41, $2,1 \cdot 10^{-2}$ жана $4,2 \cdot 10^{-4}$ %ти түзөт. Титандын эң маанилүү минералдары болуп: *рутил* TiO_2 , *ильменит* $(Fe, Ti)O_3$, *перовскит* $(Ca, Ti)O_3$, *титамагнетит* $(Fe, Ti)O_3$, $n(Fe, Fe_2)$ 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

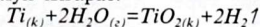
болсо, ал эми гафний өз алдынча минерал пайда кылбайт, бирок аралашма түрүндө цирконийдин минералдарынын составында кездешет. Мындан сырткары титан, цирконий жана гафний дайыма мезгилдик таблицадагы ШБ, VB группадагы элементтердин минералдары менен бирге жолугат.

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.

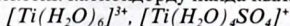
Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында титан, цирконий жана гафний алюминийге жакын жайланышкан. Анын стандарттык электроддук потенциалын так аныктоо кыйын, алар абада өз алдынча оксид жана нитрид пленкаларын (катмарларын) пайда кылуу менен коррозияга туруктуу келишет. Мына ошондуктан титан, цирконий жана гафний, алюминийден айырмаланып бөлмө температурасында начар кычкылдандыруучу 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.

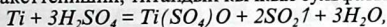


Ошондой эле титан Ti (III) ысытылган туз жана суюлтулган күкүрт кислоталары менен аракеттенишип татаал (түстүү) комплекстик катиондорду пайда кылат.

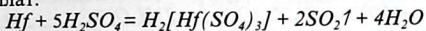


Бул жердеги катиондордун составы андагы чөйрөнүн кычкылдуулугунан жана эритменин концентрациясынан көз каранды болот.

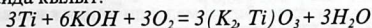
Мындан сырткары титан (IV) түздөн-түз күкүрт кислотасы менен аракеттенишип, титандын кычкыл сульфатын пайда кылса,



ал эми цирконий жана гафний комплекстик кислоталарды пайда кылат.



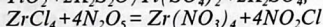
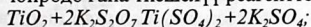
Титандан айрымаланып, цирконий жана гафний металлдардын гидроксиддери менен аракеттенишет, ал эми бул учурда титан кычкылдандыргычтын таасири астында тиешелүү кошкычкылдарды пайда кылат.



Бул металлдар (Ti, Zr, Hf) дисперстик абалда абада учкун чыгаруу менен күйүп, 200°Cда титандын жана цирконийдин чандары жарылууга жөндөмдүү болот. 600°Cдан жогору температурада бул металлдар кычкылтекте күйүп, кош кычкылдарды TiO_2 , ZrO_2 , HfO_2 , ал эми 800°C температурада нитриддерди TiN , ZrN пайда кылат.

Атмосферада металлдарды галогендер менен ысытуудан тетрагалогениддер $TiCl_4$, TiF_4 , $ZrBr_4$, HfI_4 алынат. Ал эми 800°Cдан 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.

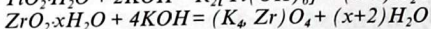
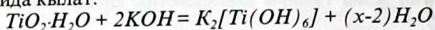
Титан (IV), цирконий (IV), жана гафний (IV) H_4MO_6 , H_2MO_3 сыяктуу кислоталарды, ал эми суу чөйрөсүндө нитраттарды, сульфаттарды, карбонаттарды жана фосфаттарды пайда кылбайт. Бирок алар бир жана көп ядролуу комплекстерди SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- аниондору менен, лиганда катары, 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.



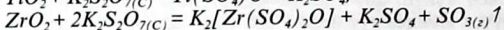
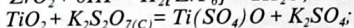
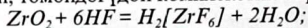
Металлдардын кычкылдары жана гидрокычкылдары.

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, цирконийдин жана гафнийдин кош кычкылдары ак түстөгү кристаллдык заттар болуп

бир катар полиморфтуу модификацияларды пайда кылат. Тагыраак айтканда титандын кош кычкылынын үч түрдүү: рутил, анатаз жана брукит сыяктуу полиморфтуу модификациялары белгилүү. Ал эми бул элементтердин гидрокычкылдарды белгисиз. Бирок алардын суу чөйрөсүндөгү төмөндөгү бирикмелерине күчтүү негиздерди таасир эткенде гидрокычкылдарды 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 кислота-сы менен жана кээ бир кычкылдандыргычтар менен реакцияга кирip, 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.

6. 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 6.1-таблицада келтирилген.

Азоттун атомунда 2 жупташкан электрон $2s$ АО да жана 3 электрон $2p$ -АО жайгашкан:

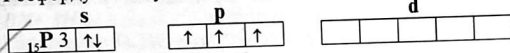
	<i>s</i>	<i>p</i>		
${}_7N$	2	↑↓	↑	↑

VA группанын элементтеринин кээ бир касиеттери

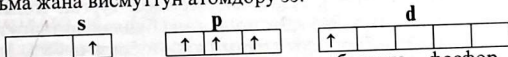
Элементтердин касиеттери	N	P	As	Sb	Bi
Жер кыртышында массалык үлүшү % менен	0,01	0,08	0,0005	$4 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-5}$
Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$
Атомдук радиусу, нм	0,071	0,11	0,121	0,141	0,146
Атомдун иондошуу энергиясы, 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 ³	0,808(суук)	2-2,4 (кызыл)	5,72	6,7	9,8
Мүнөздүү кычкылдануу даражалары	-3,-2,-1,+1,+2 +3,+4,+5	-3,-2,+1, 3,+4,+5	-3,+3,+5	-3,+3, +5	+3,+5

Азоттун 3 валенттүү болушу 2р АО жупташпаган 3 электрон менен түшүндүрүлөт. 2s АО менен 2р АОдын энергиялык айырмачылыгы 420 кДж/молду түзсө, ал эми 2р 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 σ -байланышы, ал эми бир байланыш донордук - акцептордук болот. Мисалы азот кислотасында азот башка атомдор менен ушундай байланышкан.

Фосфордун атому төмөндөгүдөй электрондук түзүлүшкө ээ:



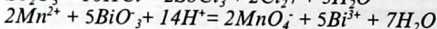
Сырткы электрондук катмарында бош d орбиталы болгондуктан, дүүлүккөндө s орбиталдагы жуп электрондордун бири d орбиталга өтөт. Ушундай эле сырткы электрондук түзүлүшкө мышьяк, сурьма жана висмуттун атомдору ээ:



Жупташпаган электрондун саны боюнча, фосфор, мышьяк, сурьма жана висмут негизги жана дүүлүккөн абалдарында -3, +3 жана +5 кычкылдануу даражаларын көрсөтө алат.

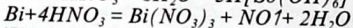
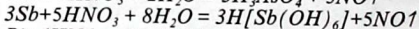
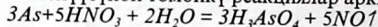
Хлор, фтор, жана кычкылтек менен болгон бирикмелеринде: NF_3 , PCl_3 , $AsCl_3$ жана Bi_2O_3 кычкылдануу даражалары +3 болсо, ал эми гидриддеринде (NH_3 , PH_3), нитриддеринде (Li_3N , Mg_3N_2), фосфиддеринде (Ca_3P_2), арсениддеринде (K_3As), стибиддеринде (Mg_3Sb_2) жана висмутиттеринде (Li_3Bi) -3 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.

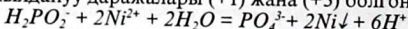


As(+5) жана Sb(+5), Bi(+5) кычкылдары P(+5) кычкылынан айырмаланып мономердүү. Алар кычкылтек менен кычкылданган убакта фосфор сыяктуу фосфордун кычкылы P_4O_{10} алынбайт, себеби As, Sb, Bi кычкылданганда жогорку температурада кычкылтекти жоготуу менен кычкылдануу даражасы (III) барабар болгон кычкылдарына чейин ажырайт.

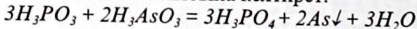
Элементтеринин металлдык касиетинин жогорулашын мышьяктан висмутка карай азот кислотасы (HNO_3) менен өз ара аракеттенүүсүнөн төмөнкү реакциялар аркылуу байкаса болот:



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.



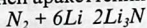
Азот

Азоттун молекуласы кадимки шартта түссүз, жытсыз, сууда 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

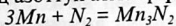
өсүмдүктөр жана жаныбарлардын өсүү тиричилиги үчүн азот абдан керек. Ал белоктордун негизги составдык элементи болуп саналат жана ансыз жашоо жок. Жаратылышта азоттун эки стабилдүү изотобу бар ^{14}N (99,635%) жана ^{15}N (0,38%). Андан сырткары туруксуз радиоактивдүү изотоптору белгилүү: ^{13}N , ^{16}N белгилүү. Атмосферада космос нурларынын таасири астында пайда болгон нейтрон менен азоттун өз ара аракеттенүүсүнүн натыйжасында көмүртектин радиоактивдүү изотобу ^{14}C пайда болот. Бул изотоптун ^{14}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 HNO_3 , HNO_2 жана NH_4NO_3 бирикмелер түрүндө түшөт. Тирүү организмдерде азоттун үлүшү 1-10% жетет, бирок жаныбарлар дүйнөсү азотту белоктук заттар түрүндө гана сиңирет алат.

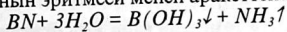
Азоттун химиялык касиети. Азот кадимки шартта литий менен аракеттенип нитриди Li_3N пайда кылат.



Ал эми калган металлдар азот менен жогорку температурада гана реакцияга кошулуп, нитриддерди пайда кылат, мисалы, марганец азоттун атмосферасында күйүшү:

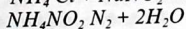
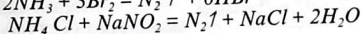
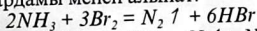


Азот металл эместер (*B, Si, P, S*) жана металлдар (*Al, Ge*) менен аракеттенишип коваленттик, кээ бир учурларда стехометриялуу эмес нитриддерди (BN , AlN , S_4N_4 , Si_3N_4) пайда кылат. Бул нитриддердин температурага туруктуулугу ар кандай болот. Айрым нитриддер катуулугу боюнча алмазга жакын, бирок 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:

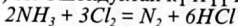


Азоттун суутек менен болгон бирикмелери. Азот суутек менен жогорку температура жана басым астында катализатордун катышуусунда бирикмени пайда кылат. Азот суутек менен төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат. Аммиак NH_3 , гидразин N_2H_4 , азидосуутек HN_3 , гидроксилламин NH_2OH , диимид N_2H_2 , ок-

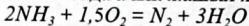
тазон N_8H_4 , триазен H_3N_3 ж.б. Бул заттардын ичинен NH_3 менен NH_2OH гана экзотермикалык бирикмелер. Гидразин жана азидо-суутек термодинамикалык жактан туруксуз болгон бирикмелер.

Аммиак түссүз кескин жыты бар газ. Абадан жеңил, $-33^\circ C$ 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.

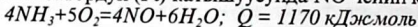
Аммиак химиялык жактан активдүү, ал металлдар менен өз ара аракеттенет. Аммиакта азот эң төмөнкү кычкылдануу даражасына (-3) ээ. Ошондуктан күчтүү калыбына келтиргич. Мисалы:



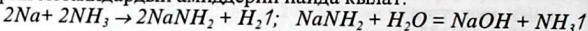
Аммиак абада ачык жашыл жалын чыгарып күйөт:



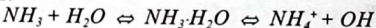
Катализатордун (Pt) катышуусунда NO чейин кычкылданат:



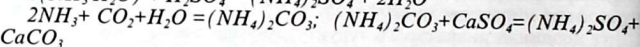
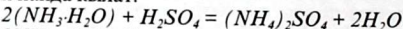
Аммиакты ысытканда щелочтуу жер металлдары менен реакцияга кирип металлдардын амиддерин пайда кылат:



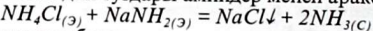
Аммиак сууда эригенде төмөнкүдөй аммиактын гидраты пайда болот.



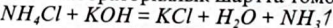
Аммиактын гидратын суудагы эритмеси начар негиздик касиетке ээ, ошондуктан кислоталар менен аракетенип аммонийдин туздарын пайда кылат.



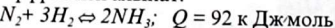
Аммонийдин туздары аминдер менен аракеттенет.



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:

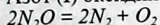


Азоттун кычкылтек менен болгон бирикмелери.

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.

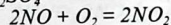
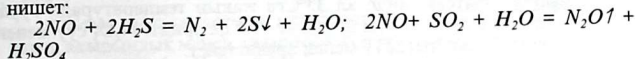


Азот (I) оксидин N_2O ысытканда ажырайт:

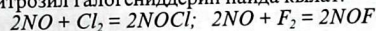


Азот (II) кычкылы NO - түзсүз газ, ал $-151^{\circ}C$ температурада суюктукка айланат. 1 литр сууда 73 см^3 NO эрийт.

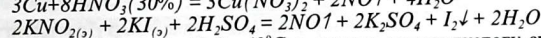
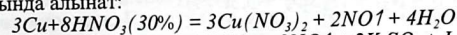
Азот (II) оксиди H_2S , SO_2 жана абадагы кычкылтек менен аракеттенишет:



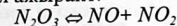
Галогендердин ичинен иоддон башкасы менен аракеттенишип нитрозил галогениддерин пайда кылат:



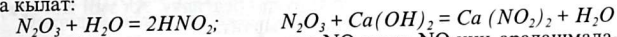
Азоттун (II) кычкылы NO төмөндөгүдөй реакциялардын жардамында алынат:



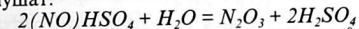
Азот (III) оксиди N_2O_3 $-40^{\circ}C$ да жашыл-көгүш түстөгү суюктукка айлануучу кызыл-күрөң түстөгү газ. Ал $-101^{\circ}C$ температурада катуу абалга айланат. N_2O_3 суюк жана газ абалында NO жана NO_2 ге жеңил ажырайт:



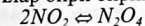
Азот (III) кычкылы N_2O_3 суу жана негиздердин суудагы эритмеси менен аракеттенишип азоттуу кислотаны жана анын туздарын пайда кылат:



Азот (III) оксидинин алынышы NO жана NO_2 нин аралашмаларын $-101^{\circ}C$ да конденсациялоого негизделген. Ошондой эле нитрозилдин гидросульфатынын суудагы ажыроо реакциясын да колдонушат:

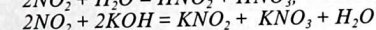
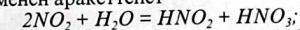


Азот (IV) кычкылы NO_2 $+21^{\circ}C$ да N_2O_4 димеринен турган сары түстөгү суюктукка айлануучу кызыл-күрөң түстөгү уулуу газ. Алар бири бирине оңой өтөт:

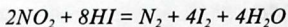


Азот (IV) оксидинин димери N_2O_4 $-11^{\circ}C$ да түссүз кристаллдарды пайда кылат.

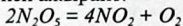
Азот (IV) кычкылы суу жана щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенет



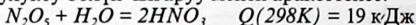
Азот (IV) кычкылы күчтүү кычкылдандыргычтардын катарына кирет. Анын III менен болгон аралашмасы сыяктуу ыраң түстөгү жалынды пайда кылуу менен күйөт:



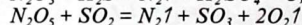
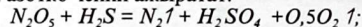
Азот (V) кычкылы N_2O_5 абада балкып эрүүчү ак түстөгү ийне сымал кристаллдар. Ал сактаганда жана ысытканда жарылуу менен ажырайт:



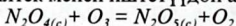
Эгерде азот (V) кычкылын озондолгон кычкылтектин атмосферасында ысытсак, анда ал $330^\circ C$ га жакын температурада бууланат. Ал эми $0,14$ Мпа басым астында $410^\circ C$ да эрийт. N_2O_5 суу менен жылуулукту бөлүп чыгаруу менен аракеттенет:



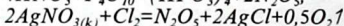
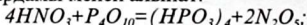
Азот (V) кычкылы күчтүү кычкылдандыргыч. Көпчүлүк органикалык заттар N_2O_5 менен тийишкенде тутанат, металлдар оксиддерге айланат. H_2S же SO_2 сыяктуу күчтүү калыбына келтиргичтер N_2O_5 ни азотко чейин ажыратат:



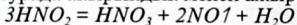
Азот (V) кычкылы өнөр жайында суюк N_2O_4 тү озондолгон кычкылтек менен иштетүүдөн алынат:



Лабораториялык шарттарда N_2O_5 төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



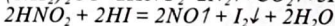
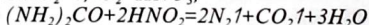
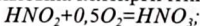
Азоттуу кислота HNO_2 - $0^\circ C$ төмөнкү температурада туруктуу болгон эритмелер түрүндө белгилүү. Ал эми жогорку температурада акырындык менен ажырайт:



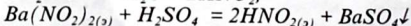
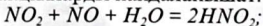
HNO_2 суудагы эритмелери химиялык активдүү металлдар менен аракеттенишип, нитриддерди пайда кылат:



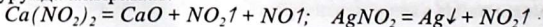
Азоттуу кислота жана анын туздары кычкылдандыргычтык жана калыбына келтиргичтик касиеттерди көрсөтүшөт:



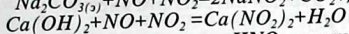
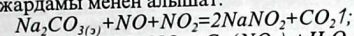
Азоттуу кислотанын суудагы эритмелерин алуу төмөндөгүдөй реакцияларды пайдаланышат:



Нитриттери. Дээрлик бардык нитриттер түссүз, сууда жакшы эрүүчү кристаллдык заттар. Щелочтуу металлдардын нитриттери ажырабастан балкып эришет, ал эми калган нитриттер ысытуу учурунда ажырашат:

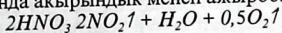


Кеңири колдонулуучу нитриттерди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алышат:



Азот кислотасы HNO_3 суусуз таза абалында түссүз, абада түтөөчү суюктук (эрүү температурасы - $41^\circ C$, кайноо температурасы $+83^\circ C$).

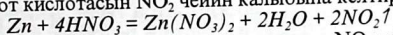
100%түү азот кислотасы ысытканда жана узак мезгилге сактаганда акырындык менен ажыроого дуушар болот:



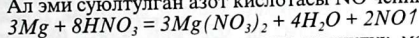
Бөлүнүп чыккан NO_2 кислотада эрип, ага сары түстү берет.

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 N_2 , N_2O , NH_4^+ пайда болушат.

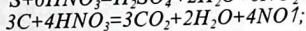
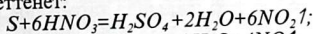
Al, Cr жана Fe концентрацияланган азот кислотасында пассивдешет. Ошондуктан HNO_3 алюминий цистерналарында сакталат жана ташылат. Башка металлдар (Zn, Cd, Mg) концентрацияланган азот кислотасын NO_2 чейин калыбына келтирет:



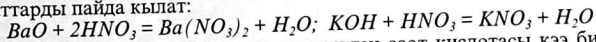
Ал эми суюлтулган азот кислотасы NO чейин калыбына келет:



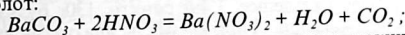
Ошондой эле азот кислотасы көпчүлүк металл эместер менен аракеттенет:



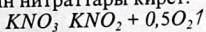
Азот кислотасы негиздер жана негиздик кычкылдар менен нитраттарды пайда кылат:



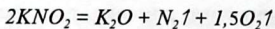
Нитраттар сууда жакшы эригендиктен азот кислотасы кээ бир гана туздар менен реакцияга кирет. Мисалы, азот кислотасы карбонаттар менен реакцияга кирет, себеби көмүр кычкыл газы пайда болот:



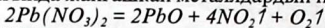
Нитраттары. Нитраттар сууда жакшы эрүүчү, түссүз кристаллдык заттар. Металлдардын нитраттары термикалык ажыроо боюнча үч топко бөлүнүшөт. Биринчи топко щелочтуу металлдардын нитраттары кирет:



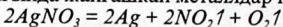
Нитриттер өтө жогорку температурада ($500^\circ C$ жогору) андан ары ажырашат:



Экинчи топко электрохимиялык чыңалуу катарында жездин сол жагында жайгашкан металлдардын нитраттары кирет.



Үчүнчү топко электрохимиялык чыңалуу катарында жездин он 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 жарылууга жөндөмдүү).

Фосфор

Фосфор XII кылымда араб алхимики тарабынан ачылганына карабастан, 1669-ж. Г.Бранд ачкан деп эсептелет. СТЭ боюнча фтор, кычкылтек, хлор, азот жана күкүртөн кийинки элемент. 1000° Сдан төмөнкү температурада фосфордун буюсу тетраэдрдик түзүлүштөгү төрт атомдук молекуладан P_4 турат. Ал температура андан жогорулаган сайын термикалык диссоциацияга учурап P_2 молекуласынын үлүшү көбөйө баштап, 2500° Сдан 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 .

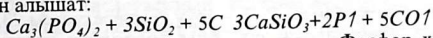
VA группанын элементтеринин ичинен көбүрөөк таралган элемент фосфор, ал кыртышынын 0,09%ин түзөт. Фосфор эркин түрүндө жаратылышта кездешпейт, бирок 200гг жакын минералдын курамында кездешет. Фосфор жер шарында таралышы боюнча 13-орунду ээлейт. Анын негизги минералдары апатит $3Ca_3(PO_4)_2$, $Ca(Cl,OH,F)_2$ Кола жарым аралында, ал эми фосфорит $3Ca_3(PO_4)_2$, $Ca(OH)_2$ Казакстандын Кара-Тоо тоолорунда кездешет. Составында фосфору бар апатиттин негизги минералы - фторапатит $3Ca_3(PO_4)_2$, 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 денесинде орто эсеп менен 1,5кг фосфор кездешсе, 1,4кг сөөктө, 130г булчунда, 12г мээде жана нерв системасында. Тиштин эмалы апатиттин курамына окшош $Ca_3(PO_4)_3$ (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 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 өнү саргыч болот. Ак фосфор эки аллотропиялык модификацияга ээ: α жана β . 1 атмосфера басымда жана 76°C β -модификациясы α -модификацияга өтөт. Ак фосфордун β -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°C .

Кызыл фосфор ак фосфорду $300\text{-}400^\circ\text{C}$ 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°C да кургак айдалат. Анын себеби чексиз октаэдрдик чынжырчалардан турган полимердик түзүлүшкө ээ экендигинде. Ошол себептен химиялык жактан активсиз болуп, 300°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 KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, айнек жана клейден жасалса, ал эми чакмагы Sb_2S_3 , клей жана кызыл фосфордон жасалат.

Кара фосфор ($t_{\text{эруу}} = 587^\circ\text{C}$) ак фосфорду катализатордун катышуусунда 400°C узак убакытка ысытканда же P_4 220°C жана 1200 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 аморфтуну жана кристалл түрүндөгү формасы бар. Кара фосфор жарым өткөргүч касиетке ээ.

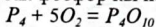
Алынышы. Фосфорду жана анын бирикмелерин апатиттен, фосфориттен алышат. Эркин фосфор рудадан алынган. Концентрагы майдаланган кокс жана SiO_2 менен аралаштырып, электр меште $1400\text{-}1600^\circ\text{C}$ ысытуу менен калыбына келтирүүдөн алынат. Газ түрүндө бөлүнгөн фосфорду чандардан тазалап, муздатат да, суунун астында чогултат. Фосфорду өнөр жайында төмөндөгүдөй жол менен алышат:



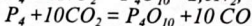
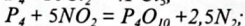
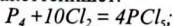
Фосфордун химиялык касиеттери. Фосфор химиялык бирикмелерде III, V валенттүү. Азоттон айырмаланып фосфордо ваканттык d-орбиталы болгондуктан, 3s орбиталындагы жупташкан электрондун бири 3d- же 4s-орбиталына өтүп, беш коваленттик байланышты

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 HNO_2 жана H_3PO_3 - кислота болсо, H_3AsO_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.

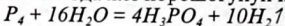
Ак фосфор кычкылтектин атмосферасында от алат.



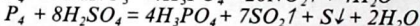
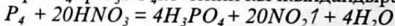
Ал галогендер, азот (IV) жана көмүртек (IV) оксиддери менен аракеттенишет:



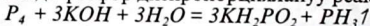
Фосфор 100°C жогорку температурада күкүрт менен аракеттенишип P_4S_x составындагы сульфиддердин аралашмасын пайда кылат, мында $x = 3-10$. Ал суутек жана азот менен дээрлик аракеттенишпейт. 700°C да жез порошогунун катышуусунда сууну ажыратат:



Бул реакция өнөр жайда таза фосфор кислотасын өндүрүүдө колдонулушу мүмкүн. Концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары P_4 тү H_3PO_4 кө чейин кычкылдандырат:



Щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин эритмелери менен ысытканда фосфор диспропорциялануу реакциясына дуушар болот:

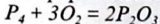


Фосфор көпчүлүк металлдар менен реакцияга кирип, фосфиддерди пайда кылат.

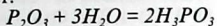
Фосфордун кычкылтектик бирикмелери. Фосфордун кычкылдары жана кычкылтектүү кислоталары - ысытканда ажыроочу же буулануучу, түссүз кристаллдык заттар. Алар эрүү температурасынан жогорку температурада диспропорцияланууга дуушар болушат. Алардын көпчүлүгү ысытканда димерлешүүгө жана полимерлешүүгө жөндөмдүү. 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.

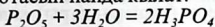
Фосфор жетишсиз абада күйгөндө P_2O_3 пайда болот:



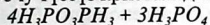
P_2O_3 муздак суу менен аракеттенип фосфордуу кислотаны пайда кылат:



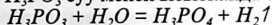
Фосфордун (V) оксиди P_2O_5 - сууну жакшы сиңирүүчү ак түстөгү аморфтук зат. Ал суу менен аракеттенишип, орто фосфор кислотасын пайда кылат:



Фосфордуу кислота H_3PO_3 - жогорку температурада ажыроочу түссүз кристаллдык зат.



H_3PO_3 суу менен ысытканда суутек бөлүнүп чыгат:

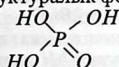


Фосфордуу кислотаны төмөндөгүдөй реакциялардын жардамы аркылуу алышат:

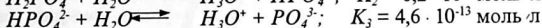
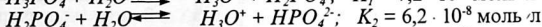
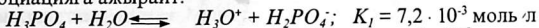


Ал эки түрдүү туздарды: дигидрофосфиттерди (NaH_2PO_3 , $NH_4H_2PO_3$) жана гидрофосфиддерди (Na_2HPO_3 , $(NH_4)_2HPO_3$) пайда кылат. $VaHPO_3$ жана Li_2HPO_3 дан башка бардык туздары сууда жакшы эришет.

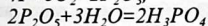
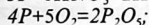
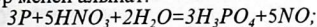
Фосфор кислотасы H_3PO_4 - суусуз абалында тунук, эрүү температурасы $42^\circ C$ болгон гигроскоптуу кристаллдык зат. Анын структуралык формуласы:



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.

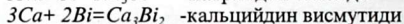
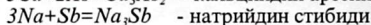
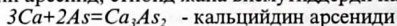
Фосфаттардын алынышы металлдардын кычкылдары, гидро кычкылдарына жана карбонаттарына фосфор кислотасын таасир этүүгө негизделген.

Мышьяк, сурьма, висмут

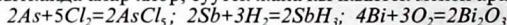
Физикалык - химиялык касиеттери. Сурьманын, мышьяктын жана висмуттун бирикмелери (минералдары) салыштырмалуу анча көп эмес санда таралган. Алар жер кыртышын $1 \cdot 10^{-5}$ - $5 \cdot 10^{-4}\%$ түзөт. Жаратылышта төмөндөгүдөй сульфиттер түрүндө кездешет: реальгар As_4S_4 , аурипигмент As_2S_3 , арсенипирит $Fe(AsS)_2$, 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 химиялык касиеттери азот менен фосфорго окшош келет. Бул металлдар электр тогун жана жылуулукту жакшы өткөрүшөт.

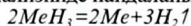
Мышьяк, сурьма, висмут активдүү металлдар менен аракеттенишип арсенид, стибид жана висмутиддерди пайда кылышат.



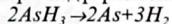
Кадимки температурада As , Sb , Bi инерттүү келишет, бирок ысытканда алар хлор, суутек жана кычкылтек менен аракеттенишет.



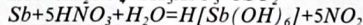
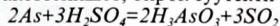
Мышьяк, сурьма жана висмут суутек менен аммиакка окшош учма бирикмелерди: арсенидди AsH_3 , стибидди SbH_3 , висмутидди BiH_3 пайда кылат да, аларды ысытканда термикалык диссоциацияга дуушар болушат. Мындай реакциялар металлдардын сапаттык анализинде пайдаланылат.



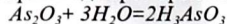
Эгерде арсинди айнек түтүкчөгө салып ысытсак, мышьяктын бөлүнгөндүгүнөн мышьяк күзгүсү пайда болот.



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:

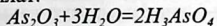


Ал суудагы эритмеде метаарсенит кислотасы $HAsO_2$ менен тең салмактык абалда болот:



Бул кислоталарга ортоарсенит жана метаарсенит туздары Na_3AsO_3 , $NaAsO_2$, ошондой эле гидроарсениттер Na_2HAsO_3 , $CaHAsO_3$ жана дигидроарсениттер 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 арсенит 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 (боекторду, 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) оксидери, азот кислотасы ракеталык отундарда кычкылдандыргыч катары жана окдарыларды 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 кетируучү 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 $(NH_4)_2H_2PO_4 + (NH_4)HPO_4$ жана нитрофосту $(NH_4NO_3, KCl$ жана $(NH_4)_3PO_4$ аралашмасы) составына кирет. Ортофосфор кислотасы натрийдин үч полифосфатын $Na_2P_3O_{10}$ өндүрүүдө, ал өз учурунда синтетикалык порошокторду алууда колдонулат. Натрий гексаметафосфаты суунун шордуулугун жоюуда жана буу казандарындагы кеберлерди кетирүүдө пайдаланышат. Фосфаттарды металлургияда металлдарды фосфаттоо процессинде колдонушат. Кызыл фосфор ширенке өндүрүүдө; фосфордун сульфиди фармацевтикалык каражаттарды даярдоодо; фосфордун үчхлориди 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 сиңирилишин иш жүзүнө ашырат.

УБ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

УБ группасына ванадий, ниобий, тантал жана нильсборий элементтери киришет. Дүүлүкпөгөн абалдагы V , Ta жана Nb электрондук конфигурациясы $ns^2(n-1)d^3$, 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 темпер. V 1917°C, Ta 3014°C). Ванадийден танталды карай бул металлдардын чоюлгучтугу жогорулайт.

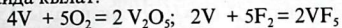
Бул металлдардын физика-химиялык касиеттери тазалык сапатына байланыштуу болот. Таза металлдар бир топ жакшы ийилгичтике ээ болушуп химиялык активдүү заттарга киришет.

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: *пантропит* $V(S_2)_2$ жана *ванадит* $Pb_3(VO_4)_3Cl$ жаратылышта сейрек кездешет.

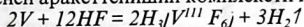
Фтор менен металлдар (Me) бөлмө температурасында аракеттенишет да MeF_3 бирикмелерин пайда кылат. Ал эми ысытуунун натыйжасында бул металлдар хлор жана башка галогендер менен аракеттенишип хлориддерди, бромиддерди жана иодиддерди пайда кылат:



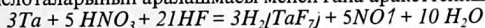
Балкыган күкүрт менен металлдар аракеттенишенде стехиометриялык эмес сульфиддер пайда болот: $\sim V_2S_3$; $\sim Ta_2S_5$.

Жогорку температурада элементтердин ысыкка чыдамдуу жана катуу стехиометриялык эмес $\sim VC$; $\sim NbC$; $\sim TaC$ карбиддери алынат.

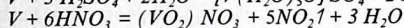
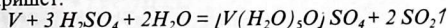
Металлдардын кыртышында бир аз эле кычкылдарынын, нитриддердин жана карбиддердин аралашмаларынын болушу, аларды катуу жана морт заттарга айландырып ванадийден танталды көздөй кислоталардын таасирине туруштугу төмөндөйт. Ушул себептен техникалык металлдар суу жана кычкылдандыргыч эмес кислоталар (суутектуу 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 $HMnO_2$, $H_2Cr_2O_7$) 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

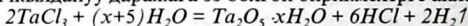
кычкылтек жана фтор менен бириккен кошулмаларында гана туруктуу: VF_5 , V_2O_5 , VOF_3 . Кадимки шартта ванадий 2s- жана 2d- электрондорун берүү менен туруктуу (IV) кычкылдануу даражасын көрсөтөт: VO_2 , VCl_4 , $[V(H_2O)_5O]SO_4$.

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.

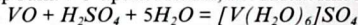
Кычкылдануу даражасынын өсүшү менен бул группага тиешелүү элементтердин кычкылдарынын жана гидро кычкылдарынын кислоталык касиеттери жогорулайт. Мисалы, VO жана $V(OH)_2$ негиздик касиетте болушса, V_2O_3 жана VO_2 - үчүн амфотердик касиет мүнөздүү, ал эми VO_2 жана $VO_2 \cdot xH_2O$ кислоталык касиетте болушат.

Ванадийден ниобийге карай бул группадагы элементтердин бирикмелеринин химиялык касиеттери кескин түрдө өзгөрөт.

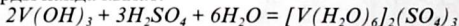
Төмөнкү кычкылдануу даражага ээ болгон ниобийдин жана танталдын туздары туруксуз келип, алар сууда эрүү менен жогорку (V) кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелерге айланат.



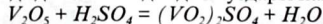
VB группадагы элементтердин кычкылдарынын жана гидрокычкылдарынын баары катуу заттар. Ванадийдин VO монокычкылы суу менен аракеттенишпейт, ал эми суюлтулган кислоталар менен бир гана VO аракеттенип, комплекстик туздарды пайда кылат.



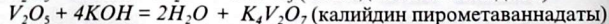
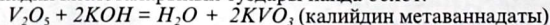
Абада бул монокычкылдары кычкылданып V_2O_5 ти пайда кылат. Мындан сырткары ванадийдин (III) оксиди V_2O_3 жана гидрокычкылы $V(OH)_3$ суу чөйрөсүндө металлдар менен аракеттенишип туздарды пайда кылат.



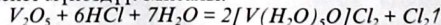
Ванадийдин (V) оксиди күчтүү кислоталар менен аракеттенишкенде диоксованадийдин туздары пайда болот.



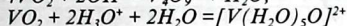
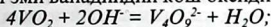
Ванадийдин (V) оксиди щелочтор менен менен аракеттенишкенде ванадий кислоталарынын туздары пайда болот:



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.

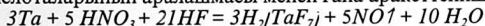


Пайда болгон ванадийдин оксопентааквакатиону бир кыйла стабилдүү болгондуктан мейкиндикте октаэдрдик түзүлүштө болот.

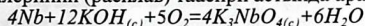
Ниобий жана тантал

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 кездешишет. Ниобий менен танталды пирохлордун (Ca, Na, Nb_2) O_6F жана лопариттендин (Na, Ca, Sr, Ln, Nb, Ti) $_{(1\pm x)}O_3$ (стехиометриялык эмес составдагы кош оксид) ири сырьелук булактарынан бөлүп алышат. Мындан тышкары лопаритте La, Ce, Pr, Nb ж.б. лантаноиддер кездешишет.

Ниобий менен тантал да аябай акырындык менен HF жана HNO_3 кислоталарынын аралашмасы менен гана аракеттенишет:



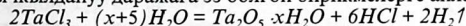
Ниобий жана тантал щелочтуу металлдардын гидроксиддеринин эритмелери менен реакцияга киришпейт, бирок абадагы кычкылтектин ж.б. кычкылдандыргычтардын ($KNO_3, KClO_3$) эритиндилеринин (раслав) таасири астында аракеттенишет, мисалы:



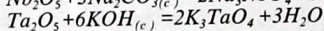
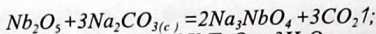
Ниобийди жана танталды ысытканда кычкылтекте күйүшүп пентакычкылдарды M_2O_5 пайда кылышат, азот менен аракеттенишкенде аябай катуу, химиялык жактан инерттүү стехиометриялык эмес нитриддер пайда болот: VN_x, NbN_x, TaN_x

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 гидроксиддер менен өз ара аракеттенишип, ортониобаттарды жана ортотанталаттарды пайда кылат.



Колдонулушу. Металлдык ванадийди негизинен болотту жана анын куймаларын өндүрүүдө кеңири 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°C га 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 канденсаторлорду, электр лампаларынын электродорун жана жогорку температурага чыдамдуу келген электр жылыткычтарын жасоодо колдонулат.

7. VI ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Алтынчы группанын негизги подгруппасынын элементерине кычкелтек, күкүрт, селен, теллур жана полоний таандык. Алардын кээ бир касиеттери 7.1-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:

		s			p
8	O	2	↑↓	↑↓	↑ ↑

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_2^{-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.

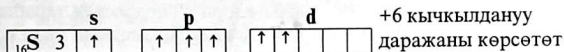
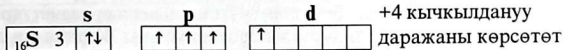
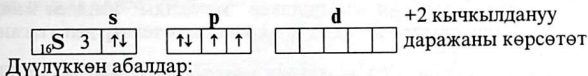
7.1-таблица

VIA группанын элементеринин кээ бир касиеттери

Элементтердин 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
Э^2 ионунун радиусу, нм	0,136	0,182	0,193	0,211
Эрүү температурасы, °C	-218,8	119,3*	217	449,8
Кайноо температурасы, °C	-183,0	444,6	685	990

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:



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°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 атом-

дордун калыбына келтиргичтик касиеттеринин жогорулашына шарт түзөт.

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 негизги 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 теллурудуна 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.

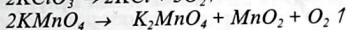
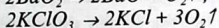
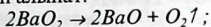
Кычкылтек

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: $0^\circ C$ да 100 көлөм сууда 4,9 көлөм, а.э. $20^\circ C$ да - 3,1 көлөм кычкылтек эрийт. Жаратылыштагы кычкылтек үч стабилдик изотоптон: ^{16}O (99,759%), ^{17}O (0,037%) жана ^{18}O (0,204%) турат. Кычкылтек суунун (85,8%), абанын (23,1%) жана жер кыртышын түзгөн көптөгөн минералдардын (47,3%) составына кирет.

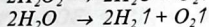
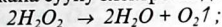
Жогорку температурада кычкылтек өзү аракеттенишпей турган металлдарда жакшы эрийт. Мисалы, 1 см³ платинада 77 см³, алтында 48 см³ кычкылтек эрийт.

Кычкылтек өнөр жайда төмөнкү температурада суюлтулган абдан ректификациялоо жолу менен алынат, натыйжада аба азотко ($t_{кай} = -196^\circ C$) жана кычкылтекке ($t_{кай} = -183^\circ C$) 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, көмүрдүн 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 көрсөтүгөн.

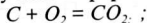
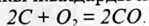
7.2-таблица

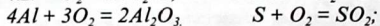
Абанын составы

Абанын составдык бөлүгү	Көлөмдүк үлүшү	Массалык үлүшү
Кычкылтек	20,9%	23,1%
Азот	78,2%	75,5%
Инерттүү газдар	0,9%	1,4%

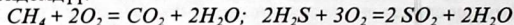
1 л абанын массасы 20⁰Сда жана нормалдык басымда 1,293 г түзөт. Аба -140⁰С температурада жана 4МПа басымда түссүз суюктукка айланат.

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 аракеттенишпейт, азот менен 3000⁰Сдан жогору температурада аракеттенишет, о.э. күкүрт, селен жана теллур кычкылтектен 260⁰Сдан ашканда эле дикичкылдарды пайда кылуу менен күйүшөт.

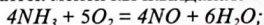




Көпчүлүк татаал заттар да кычкылтек менен күйүү реакциясына жөндөмдүү:



Катализатор катарында платинаны колдонгондо, амиак да кычкылтек менен кычкылданат:

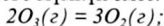


NO азот кислотасын алуу үчүн колдонулат.

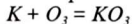
Көпчүлүк металлдар абадагы кычкылтек менен коррозияга учурайт.

Татаал заттардан азоттун (II) оксиди, кандын гемоглобини да комнаталык температурада кычкылтек менен аракеттенишет.

Озон. O_3 - кычкылтектин аллотропиялык модификациясы, катимки шартта жагымдуу жыты бар, көгүлтүр түстөгү газ, эрүү температурасы $-192^\circ C$, кайноо температурасы $-112^\circ C$. 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_5 ке, SO_2 ни SO_3 кө, хлорду Cl_2O_7 ге, күмүштү Ag_2O го чейин кычкылдандырат.

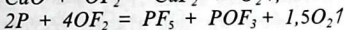
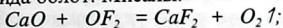
Озон абада ультрафиолет нурларынын жана атмосферадагы электр разрядынын - чагылгандын таасиринен пайда болот. Лабораторияда атайын прибор - озанотордун жардамында кычкылтектен алынат.

Күчтүү кычкылдандыргыч катары озон бактерияларды өлтүрөт. Ошондуктан сууну, абаны дезинфекциялоо үчүн колдонулат.

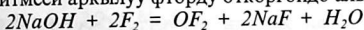
Кычкылтектин фториддери. Кычкылтектин фториддери түссүз, газ абалындагы уулуу заттар, жалпы формуласы O_nF_2 , мында $n=1-6$. Кычкылтектин фториддери - эндотермикалык диамагниттик бирикмелер болуп эсептелишет, алардын ысытууга туруктуулугу кычкылтектин атомдорунун саны өскөн сайын кескин төмөндөйт. Кычкылтектин 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

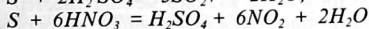
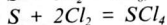
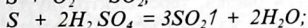
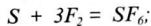
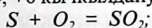
Физикалык жана химиялык касиеттери. Кадимки шартта күкүрт S_8 формуласына туура келген үч түрдүү кристаллдык модификация түрүндө болот. Алардын ичинен $\alpha-S_8$ (ромбикалык модификация) туруктуу келет. Ал сары түстөгү, электр тогун жана жылуулукту начар өткөргөн, сууда начар эрий турган кристаллдык зат, бирок күкүрттүү көмүртектен 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.

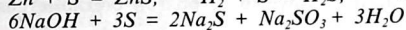
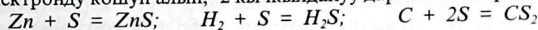
Күкүрттү акырындап ысытканда $119^\circ C$ эрийт, ал эми $160^\circ C$ күрөң түскө өтөт, андан ары $200^\circ C$ чейин коюлана баштайт. Температура $250^\circ C$ жеткенде күкүрт кайрадан суюла баштайт да, $444,6^\circ C$ кайнайт.

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.

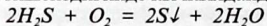
Күкүрт - химиялык жактан активдүү зат. Анын инерттүү газдардан, Au , Pt , I жана At тан башка бардык элементтер менен бирикмелери белгилүү. Күчтүү кычкылдандыргычтар менен кошулганда +2, +4, +6 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт:



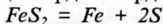
Күчтүү калыбына келтиргичтер менен кошулганда алардан эки электронду кошуп алып, -2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт:



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:

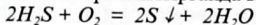


Сульфиддер. Күкүрттүн суутек менен H_2S_x ($x = 1 - 23$) составындагы бирикмелери **сульфандар** деп аталат. H_2S тен башка бардык сульфандар - саргыч түстөгү уулуу жыттуу газдар болуп эсептелет.

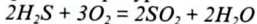
Эки күкүрттүү сульфид же эки күкүрттүү суутек H_2S_2 эркин түрүндө жашабаганы менен анын туздары - персульфиддер жаратылышта көп кездешет. Мисалы, пирит FeS_2 - темирдин персульфиди болуп саналат. Күкүрттүү суутек (моносулфид) H_2S - түссүз жагымсыз жыттуу (сасыган жумуртка сыяктуу), өтө уулуу газ, эрүү 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:

$H_2S = H^+ + HS^-$ (гидросулфид - ион); $HS^- = H^+ + S^{2-}$ (сульфид - ион)

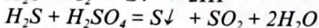
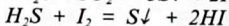
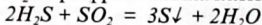
Аба менен аралаштырганда H_2S акырындык менен кычкылданат:



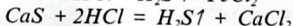
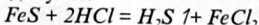
Эгерде температураны $250^\circ C$ чейин жогорулатса H_2S күйүп кетет:



H_2S күчтүү калыбына келтиргичтердин катарына кирет:



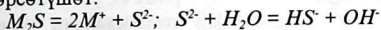
Лабораториялык шарттарда H_2S алуу үчүн төмөнкү реакциялар колдонулат:



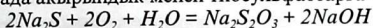
Сульфиддер деп күкүрттүн башка, терс электрдүүлүгү азыраак болгон элементтер (анын ичинде кээ бир металл эместер: *B, C, Si, Ge, P, As*) менен болгон бирикмелерин аташат. Металлдар менен аммонийдин сульфиддери күкүрттүү суутек кислотасынын туздары болуп саналышат. Щелочтуу жана щелочтуу - жер металлдарынын сульфиддери - иондук түзүлүшкө ээ болгон стехиометриялык со-

ставадагы гигроскопиялык заттар. Калган металлдардын сульфиддери - стехиометриялык эмес составадагы коваленттик бирикмелер.

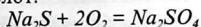
Щелочтуу металлдар менен аммонийдин (М) сульфиддери сууда эришет, натыйжада гидролизге учурашып, щелочтуу чөйрөнү көрсөтүшөт:



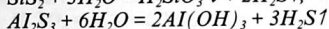
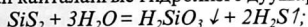
Щелочтуу металлдардын сульфиддеринин суудагы эритмелери абада акырындык менен тиосульфаттарга чейин кычкылданышат:



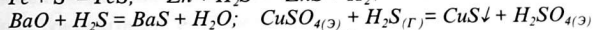
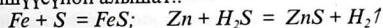
Ал эми алардын кристаллдарын ысытканда сульфаттар пайда болот:



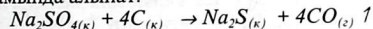
Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынан башка бардык металлдардын сульфиддери сууда начар эрийт, кээ бирлери акырындап кайталангыс гидролизге дуушарланышат:



Сульфиддерди көбүнчө жөнөкөй заттардын, алардын оксиддеринин же туздарынын S же H₂S менен туздөн-түз аракеттенишүүсүнөн алышат:

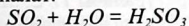


Сульфиддердин эң маанилүүсү Na₂S төмөнкү реакциянын жардамында алынат:

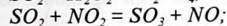
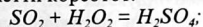


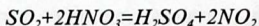
Күкүрттүн кычкылтектик бирикмелери. Күкүрттүн бардык кычкылдары жана кычкылтектүү кислоталары экзотермикалык бирикмелер болуп саналышат. Күкүрттүн кычкылтектүү бирикмелеринин ичинен SO₂, SO₃, H₂SO₃, H₂SO₄ сульфиттер, сульфаттар, тиосульфаттар чоң мааниге ээ.

SO₂ - эрүү температурасы - 75°C, кайноо температурасы 10°C болгон кескин жыттуу, түссүз газ. 2800°C жогорку температурада S жана O₂ке ажырайт. Сууда жакшы эрийт, эритмеси кислота болуп саналат:

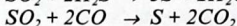
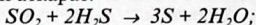


Абсолюттук кургак SO₂ кадимки шарттарда галогендер, H₂S, CO, H₂ жана O₂ менен аракеттенишпейт. Ал эми 2SO₂ + O₂ = 2SO₃ реакциясы жогорку температурада жана катализатордун катышуусунда жүрөт. SO₂ көпчүлүк реакцияларда калыбына келтиргичтик касиетти көрсөтөт.

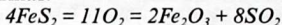




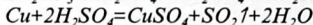
Азыраак сандагы реакцияларда SO_2 кычкылдандыргычтын ролун аткарат:



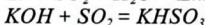
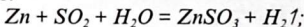
Өнөр жайында SO_2 металлдардын сульфиддерин күйгүзүүдөн алынат:



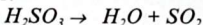
Лабораторияда төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



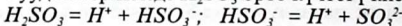
Күкүрттүн кычкылы суунун катышуусунда активдүү металлдар, кычкылдар, гидрокычкылдар, карбонаттар, гидрокарбонаттар менен аракеттенип сульфиттерди жана гидросульфиттерди пайда кылат.



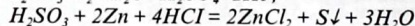
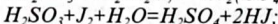
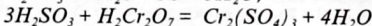
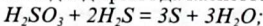
Күкүрттүү кислота H_2SO_3 суудагы өтө суютулган эритме түрүндө белгилүү. Ал өтө туруксуз болгондуктан күкүрттүү газ жыттанып турат:



Суудагы эритмеде H_2SO_3 орто күчтөгү кислота болуп саналат:

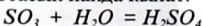


Күкүрттүү кислота SO_2 сыяктуу эле калыбына келтиргичтик да кычкылдандыргыч да касиеттерди көрсөтө алат:

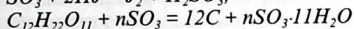
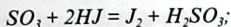


Металлдардын гидросульфиттери сууда жакшы эрийт, ал эми сульфиттери, щелочтуу металлдардын жана аммонийдин сульфиттеринен башкасы, сууда аз эришет.

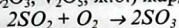
Күкүрттүн (VI) кычкылы же күкүрт ангидриди SO_3 үч (α, β, γ) полиморфтук модификацияда (эрүү температуралары $17^\circ C$, $32^\circ C$, $62^\circ C$) кристаллдашат. Өнөр жайда же лабораторияда алынган катуу, жалтырак ак түстөгү, абада түтөп туруучу SO_3 ушул үч модификациянын аралашмасы болуп саналат. 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:



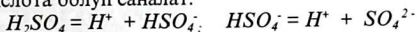
Күкүрт ангидриди күкүрттүн (IV) оксидин катализатордун (Pt, Fe₂O₃, V₂O₅, ж.б.) жардамында кычкылдандыруудан алынат:



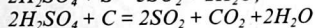
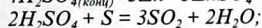
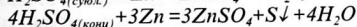
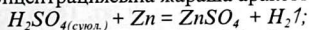
Күкүрт ангидриди SO₃ күкүрт кислотасында эрип, «олеум» деп аталган поликүкүрт кислоталарынын (H₂S₂O₇, H₂S₃O₁₀, ж.б.) аралашмасын пайда кылат.

Күкүрт кислотасы H₂SO₄ - түссүз, май сыяктуу, оор суюктук, эрүү температурасы -10⁰С, кайноо температурасы 280⁰С. 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:

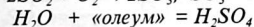
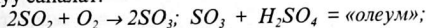


Концентрацияланган күкүрт кислотасы күчтүү кычкылдандыргыч-тарга кирет. Анда органикалык заттар көмүргө айланып кетет. H₂SO₄ металлдар жана башка калыбына келтиргичтер менен концентрациясына жараша аракеттенишет:

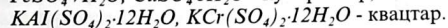
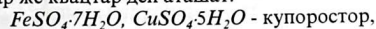


Концентрацияланган (96-98%) H₂SO₄ кадимки шарттарда Fe, Cr, Co жана Niди пассивдештирет. Ошондуктан ал болот цистерналарда сакталат жана ташылат.

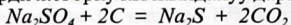
Күкүрт кислотасын өнөр жайда алуунун негизги ыкмасы болуп, SO₂ни катализатордун катышуусунда абанын кычкылтеги менен SO₃кө чейин кычкылдандырып, аны күкүрт кислотасында эритип алуу саналат:



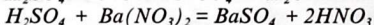
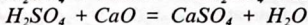
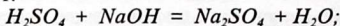
Эки негиздүү кислота катары H₂SO₄ кычкыл жана орто туздарды - гидросульфаттарды пайда кылат. Кээ бир сульфаттар: CaSO₄, SrSO₄, BaSO₄, PbSO₄ гана сууда начар эрийт, сууну кошуп алып кристаллогидраттарды пайда кылат, ошондуктан алар купоростор деп аталат. Кош сульфаттардын кристаллогидраттарын ачык таштар же квацтар деп аташат:



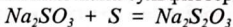
Сульфаттар кычкылдандыргыч катары калыбына келтиргичтерди жогорку кычкылдануу даражасына чейин кычкылдандырат:



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:

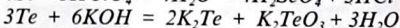
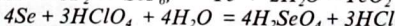
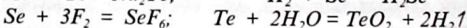
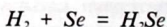
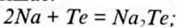


Селен, теллур жана алардын кошулмалары

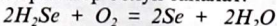
Селен менен теллур касиеттери боюнча күкүрткө окшош, бирок жалтырактыгы металлдарга да окшоп кетет. Селен менен теллурдун эки негизги аллотропиялык модификациялары бар. Аморфтук селен - күрөң-кызыл түстөгү порошок, ал эми кристаллдык селен боз түстөгү, металлдык жалтырактыкка ээ болгон зат. Теллурдун 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.

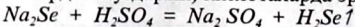
Se менен *Te* химиялык касиеттери боюнча кычкылдандыргычтардын да, калыбына келтиргичтердин да касиеттерин көрсөтө алышат:

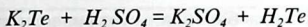


Селендүү суутек H_2S менен теллурдуу суутек H_2Te түссүз, жагымсыз жыттуу газдар. Алардын суудагы эритмелери күкүрттүү суутек кислотасына караганда күчтүү кислоталар. Алар күчтүү калыбына келтиргичтер болуп саналат:

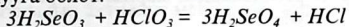


H_2Se менен H_2Te селениддерди жана теллуриддерди (ушул кислоталардын туздарын) кислоталарда эритуудөн алынат:

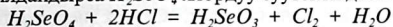




Селендин SeO_2 жана теллурдун TeO_2 оксиддери селендүү H_2SeO_3 жана теллурдуу H_2TeO_3 кислоталардын ангидриддери болуп саналат. Бул кислоталарды күчтүү кычкылдандыргычтар менен кычкылдандыруудан селен H_2SeO_4 жана теллур H_2TeO_4 кислоталарын алууга болот:



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 зыянкечтерине каршы эң жакшы фунгицид болуп эсептелет. Азыраак өлчөмдөгү күкүрт ширенке, резина өндүрүүдө, CS_2 , боек заттарды син-тездөөдө 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 өндөөдө колдонулат.

Натрийдин, кальцийдин жана барийдин сульфиддери тери иштетүүдө териден жүндү ажыратуу үчүн, цинктин жана кадмийдин сульфиддери - люминофорлорду жана фотоэлектрдик приборлорду жасоодо пайдаланылат.

Селен туруктуу токту 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.

Күкүрттүү суутек - уулуу зат, аны менен дем алуу эстен танууга же өлүмгө алып келиши мүмкүн, себеби дем алуу органдарын иштетпей коет. 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 көңдөйүнөн 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 мг/м³ эле башталат. H_2SO_4 териге тийсе аны күйгүзүп, терең жараларды пайда кылат. Щелочтуу металлдардын пероксодисульфаттары аллергиялык ооруларды пайда кылат.

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 7.3-таблицада көрсөтүлгөн.

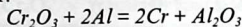
7.3-таблица

Хромдун, молибдендин жана вольфрамдын физикалык-химиялык касиеттери

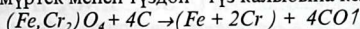
Элементтердин касиеттери	<i>Cr</i>	<i>Mo</i>	<i>W</i>
--------------------------	-----------	-----------	----------

Эрүү температурасы, °C	1890	2620	3387
Кайноо температурасы, °C	2680	4630	5680
Тыгыздыгы ρ , г/см, (25 °C)	7,19	10,22	19,35
Электрондук түзүлүшү	$ns^1(n-1)d^5$	$ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^4$	$ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^4$

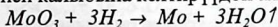
Металлдардын алынышы. Дээрлик таза хром хромдун (III) кычкылын активдүү металлдар менен калыбына келтирүүдөн алынат:



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 компакттык металлга айландырып алышат.

Хром

Хром жер кыртышында кеңири тараган элемент (массасы боюнча $2 \cdot 10^{-20}$ %ды түзөт). Эң манилүү рудаларына хромит $(Fe, Cr_2)O_4$; 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. VIB 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 (эВ менен) $Cr^0 \rightarrow Cr^+ \rightarrow Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+}$: 6,76; 16,49; 30,95; 90,06;

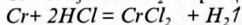
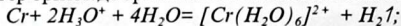
Хром - өтө катуу, кыйындык менен эриген жалтырак металл, тыгыздыгы $7,19 \text{ г/см}^3$; балкып эрүү температурасы 1890°C ; кайноо температурасы 2480°C ; атомдук радиусу $1,25\text{E}$;

Хром абанын жана суунун таасирине туруктуу. 2000°C га чейин ысытканда кычкылтектен күйөт. Кадимки температурада фтор менен аракеттенип, фториддеринин аралашмасы алынат. 600°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.

VIБ группанын бир да элементи суу менен аракеттенишпейт, ал эми кычкылдандыргыч эмес кислоталар менен бир гана хром аракеттенишет:

а) Эгер эритмеде эриген кычкылтек жок болсо:

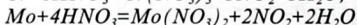
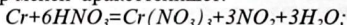


б) Ал эми эритмеде эриген кычкылтек болсо, хром кычкылданат:

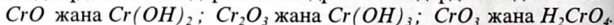


Кычкылдандыргыч кислоталарда (H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$) хром, молибден жана вольфрам пассивденип калышат, себеби алардын бетинде химиялык жактан туруктуу болгон оксиддик пленкалар пайда болот.

Ысытканда хром менен молибден концентрацияланган кислоталар менен аракеттенишет:

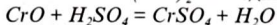


Бул группада кычкылдары менен гидрокычкылдарынын кислоталык касиеттери жогортон төмөн карай төмөндөйт: хромдун (VI) кычкылы CrO_3 суу менен аракеттенишип күчтүү хром кислотасын H_2CrO_4 пайда кылат. Молибдендин (VI) кычкылы MoO_3 жана вольфрамдын (VI) кычкылы WO_3 суу менен аракеттенишпейт, H_2MoO_4 жана H_2WO_4 - начар кислоталар болуп саналат. Хромдун төмөндөгүдөй кычкылдар менен гидрокычкылдарды пайда кылат:



Кычкылдануу даражасынын өсүшү менен кычкылдары менен гидро кычкылдарынын кислоталык касиеттери да законченемдүү жогорулап барат:

CrO жана $Cr(OH)_2$ негиздик касиетти көрсөтөт:

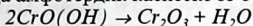


Хромдун +2 кычкылдануу даражасындагы бирикмелери туруксуз келишет. Туздарынан орун алмашуу реакцияларынын негизинде алынган сары түстөгү хромдун (II) гидрокычкылы абада тез эле жашыл түстөгү хромдун (III) метагидрокычкылын пайда кылуу менен ажырап кетет:

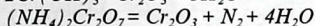
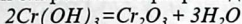


Хромдун (II) кычкылы сымапта эритилген хромду жай кычкылдандырганда пайда болот. $700^\circ C$ жогору температурада бул кычкыл хромду жана Cr_2O_3 тү пайда кылуу менен диспропорцияланат.

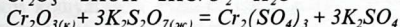
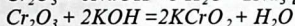
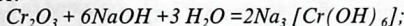
Хромдун метагидроксидин акырындык менен (150°C) ажыратканда амфотердик касиетке ээ болгон хромдун кычкылы алынат:



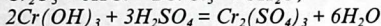
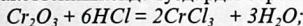
Ошондой эле хромдун гидрокычкылын ысытканда же аммонийдин бихроматын күйгүзгөндө хромдун (Cr_2O_3) кычкылы агынат:



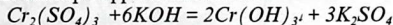
Cr_2O_3 - температурага абдан туруктуу келип, кислоталарда, күчтүү щелочтордун эритмелеринде эрибейт, бул анын кристаллдык торчосунун абдан бекемдиги менен тушундурулөт. Хромдун (III) кычкылы балкып эритилген щелочтор же туздар менен аракеттенишет:



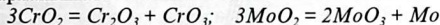
Хромдун (III) кычкылы жана гидрокычкылы кислоталар менен аракеттенишкенде туздарды берет:



Хромдун (III) гидрокычкылын, анын туздарына аз өлчөмдө алынган аммонийдин же щелочтуу металлдардын гидрокычкылына таасир этүү менен алынат:



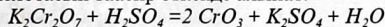
Хромдун (IV) кычкылы Cr_2O_3 тү кычкылтекте акырын кычкылдандыр-ганда пайда болот. Хромдун жана молибдендин кычкылдары туруксуз келишип, ысытканда диспропорция реакциясына дуушарланышат:



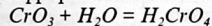
Хромдун (VI) кычкылы CrO_3 кислоталык кычкыл, ал эрүү температурасына жеткенде эле кычкылтекти бөлүп чыгаруу менен ажырап кетет:



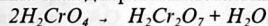
Хромдун (VI) кычкылы калийдин бихроматына $K_2Cr_2O_7$ күкүрт кислотасын таасир эткенде алынат:



Хромдун (VI) кычкылы суу менен активдүү аракеттенишип, күчтүү хром кислотасын пайда кылат:

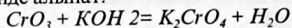


Концентрацияланган эритмелеринде хром кислотасы конденсацияла-нып дихром кислотасын пайда кылат:

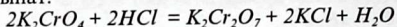


H_2CrO_4 жана $H_2Cr_2O_7$ кислоталары сууда гана пайда болот.

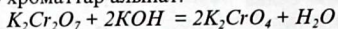
Хроматтар CrO_3 же хром кислотасы щелочтор менен аракеттенгенде алынат:



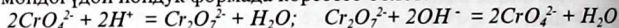
Ал эми хроматтарга кислоталарды таасир эткенде бихроматтар алынат:



Тескерисинче бихроматтардын эритмесине щелочторду кошкондо хроматтар алынат:



Хромат – бихромат системасындагы тең салмактуулуктарды төмөндөгүдөй иондук формада көрсөтсө болот:



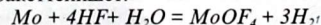
Демек эритменин кычкылдуулугуна жараша хроматтар же бихроматтар алынат.

Молибден жана вольфрам

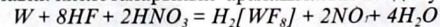
Маанилүү рудаларына повеллит $CaMoO_4$, молибденит MoS жана вольфрамит ($MnFe$) WO_4 кирет. Хромит - шпинелдер деп аталуучу, курамы (M^1, M_2) O_4 формуласына туура келүүчү кош оксиддердин группасына кирет, мында $M^1(II)$ атому - Mg, Fe, Zn, Mn , ал эми $M(III)$ - Al, Fe, Cr, Mn . Вольфрам рудаларынын 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:

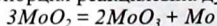


Молибден жана вольфрам металлдарын эритүү үчүн азот жана плавик кислоталарынын аралашмасын колдонушат:

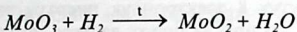


Жогорку температурада кычкылтектин атмосферасында молибден жана вольфрам туруктуу кычкылдануу даражасындагы кычкылдары MoO_3, WO_3 пайда кылышат.

Молибдендин кычкылдары туруксуз келишип, ысытканда диспропорция реакциясына дуушарланышат:

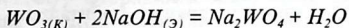
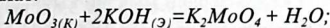


Молибден менен вольфрамдын (IV) кычкылдары (VI) кычкылдарын калыбына келтирүүдөн алынат:



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 боек заттарды өндүрүүдө, Cr_2O_3 - ар түрдүү катуу беттерди жылмалоодо кеңири колдонулат. Хромкалий кваттарынын дубилдик касиеттери мурдатан белгилүү («Хромдолгон тери» деген сөз ушуга байланышкан). Дихромат аниону - аналитикалык химияда, химиялык синтездин көп тармактарында кычкыладндыргыч катары колдонулат. Лабораториялык идиштерди жууп тазалоодо калий дихроматынын концентрацияланган күкүрт кислотасындагы эритмеси - «хромпик» пайдаланылат. Хромдун (IV) оксидинин ферромагнеттик касиеттери видео- жана стереомагнитофондор үчүн жогорку сапаттагы магнеттик ленталарды даярдоодо колдонулат.

8. 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 элек-

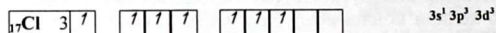
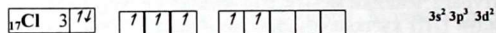
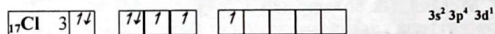
тронду кошуп алып, туруктуу 8 электрондук инертүү газдардын электрондук катмарчасына (ns^2np^6) ээ болот да терс иондорго (F , Cl , Br , J , At) айланат. Галогендердин кээ бир физикалык касиеттери 8.1-таблицада берилген. Галогендердин фтордон башкасынын кычкылдануу даражалары -1 ден +7ге чейин өзгөрөт, 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 орбиталлар боюнча бөлүнүшүнөн көрүүгө болот:

Негизги абалы:

Электрондук формуласы:



Дүүлүккөн абалдарында электрондор бош орбиталларга 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^{\ominus} ; $NaCl^{\ominus}$. 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.

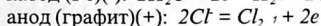
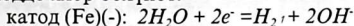
Галогениддердин ичинен жаратылышта астат гана радиоактивдүүлүккө ээ, алардын ичинен ^{219}At эң туруктуу изотоп болуп саналат, анын жарым ажыроо убактысы бар болгону 54с. Жаратылышта галогендер эркин түрдө кездешпейт. Фтор кармаган негизги минералдар: CaF_2 -флюорит, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ -криолит жана $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{F}, \text{Cl})_2$ - 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 $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - 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.

8.1-таблица

Галогендердин кээ бир касиеттери

Жаратылыш изотоптору	^{19}F	^{35}Cl ^{37}Cl	^{79}Br ^{81}Br	^{127}I	^{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 текшетиги, 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
Г ₂ -молекуладагы ядро ортосундагы аралык, нм	0,142	0,199	0,288	0,267	
Эрүү температурасы, °С	-219,6	-101	-7,3	113,6	227
Кайноо температурасы, °С	-188,1	-34,1	59,2	185,5	317

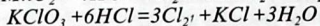
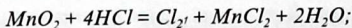
Галогендердин алынышы. Өнөр жайда фтор менен хлор электролиз жолу менен алынат: NaCl дун суудагы эритмесин электролиздегенде катоддо суутек жана NaOH пайда болсо, ал эми аноддо хлор бөлүнөт:



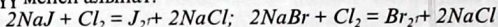
Химиялык жол менен фтор, фториддерди ажыратуу менен алышат:



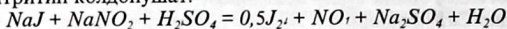
Хлор лабораториялык шарттарда төмөнкүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:



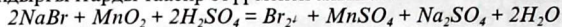
Бром жана иод жер алдындагы туздардын эритмелери менен нефти менен кошо чыккан суулардан хлор-аба аралашмасын таасир этүү менен алынат:



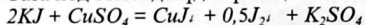
Нефти сууларынан иодду тандалма бөлүп алуу үчүн натрийдин нитритин колдонушат:



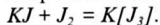
Лабораториялык шартта бром менен иодду алуу үчүн щелочтуу металлдардын бромиддери менен иодиддерине ар кандай кычкылдандыргычтарды таасир этүү менен алышат:



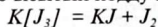
Таза иод төмөндөгүдөй реакциянын жардамы менен алынат:



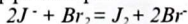
Эгер KJ ашыкча алынса, чөкмөгө түшкөн иод эритмеге өтөт:



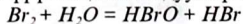
CuJ чөкмөсү фильтрленип, фильтраттан суунун буусу менен кошо ысытып иодду алышат:



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:

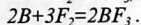
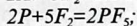
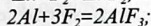
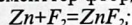


Фтордон башка галогендердин суудагы эритмелеринде алар бир аз санда болсо да диспропорциялануу кычкылдануу-калыбына келүү реакциясына дуушар болот:

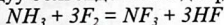


Мындай реакциялардын жүрүшү хлордон астатты көздөй төмөндөйт. Галогендер бири-бири менен уюлдуу коваленттик байланыштагы гало-гендер аралык кошулмаларды пайда кылуу менен бирге өз ара аракеттенишет. Алар галогендердин фториддери, хлориддери жана бромиддери деп бөлүнөт: ClF_3 , BrF_5 , JF_7 , $BrCl$, JCl_3 , JBr_5 ж.б.у.с. Галоген аралык кошулмалар органикалык жана органикалык эмес заттар үчүн күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет.

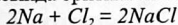
Галогендер дээрлик бардык заттар менен реакцияга кирет. Айрыкча металлдар менен болгон реакциялары тез жана көп сандаган жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт. Фтордун суутек жана щелочтуу металлдар менен болгон реакциялары жарылуу менен жүрүп, фториддер пайда болот. Al , Zn , Pu , Mg , B , Sb ж.б. окшогон 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:

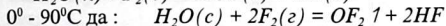
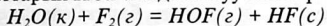


Фтордун кычкылтек менен O_xF_2 ($X=1-6$) составдагы кошулмалары белгилүү. Ысытканда фтор алтынды AuF_3 кө, платинаны PtF_6 га, ксенонду XeF_4 кө чейин кычкылдандырат. Фтор башка галогендер менен галогендердин фториддерин пайда кылуу менен өз ара аракеттенет (ClF_3 , ClF_5 , BrF_3 , BrF_5 , JF_5 , JF_7 ж.б.) Хлордун атмосферасында эритилген натрий дүрт этүү менен күйөт:



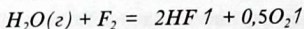
Жез, темир, калай ж.б. металлдар тиешелүү туздарды пайда кылуу менен хлордун чөйрөсүндө күйөт. Ушундай эле жол менен металлдар бром жана йод менен аракеттенет.

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:

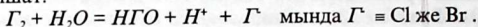


реакциясы жүрөт, бирок температура жогорулаган сайын кычкылтектин дифтору азайып, реакциянын продукциясында бир аз санда озондун жана кычкылтектин саны өсөт.

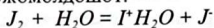
Фтор суунун буусу менен жарылуу менен реакцияланат:



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:

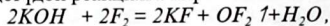


Йод сууда HIO_3 эмес, йоддун гидратын J^*H_2O пайда кылат деп божомолдошот:

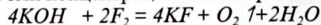


Галогендердин щелочтор менен болгон реакциялары.

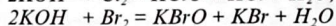
Фтор щелочтун суюлтулган суудагы эритмесинде (2-5%) төмөндөгүдөй реакцияга кирсе:



ал эми концентрацияланган эритмесинде башкача реакцияланат:



Кадимки шарттарда хлор менен бром щелочтун эритмелеринде оксохлорат же оксоброматтарды пайда кылуу менен диспропорцияланат:



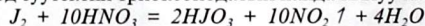
Эритмени $100^{\circ}C$ га чейин ысытса хлорат алынат:



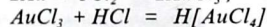
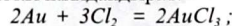
Бул эритмелерди ысытканда диспропорциялануу реакциялары жүрөт:



Галогендердин кислоталар менен болгон реакциялары. Хлор жана бром азот кислотасы менен аракеттенбейт, ал эми йод суутектин триоксоиодатын пайда кылуу менен кычкылданат:

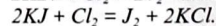
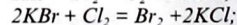
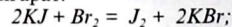


Хлордун туз кислотасындагы эритмеси алтынды жана платинаны кычкылдандырат:

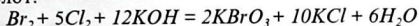


Галогениддердин кычкылдандыргыч касиеттери.

Галогениддердин кычкылдандыргыч касиеттери фтордон йодду (F , Cl , Br , J) көздөй төмөндөгөндүктөн, бул катардын сол жагындагы галоген оң жагында турган галогени бирикмелеринен сүрүп чыгарат:



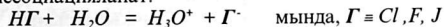
Ошондой эле галогендердин бири-бири менен болгон реакцияларында активдүү галоген кычкылдандыргычтык касиетке ээ, мисалы, хлор менен бром реакцияга киргенде хлор кычкылдандыргыч, ал эми бром калыбына келтиргич касиетке ээ болот:



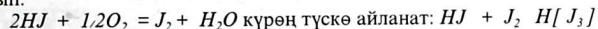
Суутектин галогениддери. Суутектин галогениддеринде атомдор уюлдуу коваленттик байланыштын негизинде кармалып турат.

Кадимки шарттарда HCl , HBr , HJ кескин жыты бар, сууда жакшы эриген түссүз газдар. катуу абалындагы галогендүү 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 HCl дон HJ ду көздөй төмөндөйт жана ушул эле катарда галогендүү суутектердин калыбына келтиргичтиги өсөт. Концентрацияланган HJ үстү ачык идиштерде кычкылданып:

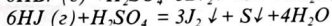
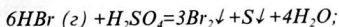


Ушундай эле шарттарда HCl менен HBr дун суудагы эритмелери өзгөрүүсүз калат. Эритмеде галогендүү суутектер галогендер менен өз ара аракеттенүүгө жөндөмдүү: $HG + G^- = HG_2^-$

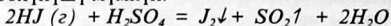
HCl_2^- , HBr_2^- ; жана HJ_2^- аниондор сызыктуу түзүлүшкө ээ жана $G-H \dots G$ -суутектин байланыштардын бекемдиги хлордон иодду көздөй төмөндөйт.

HCl_2^- , HBr_2^- аниондору өлчөмдөрү чоң катиондор менен пайда болгон туздарда табылган, мисалы: $[At(C_6H_5)_4]HCl_2$. Галогендүү суутек кислоталары көпчүлүк металлдар, алардын оксиддери, гидроксиддери жана карбонаттары менен металлдардын галогенид-туздарын пайда кылуу менен өз ара аракеттенет.

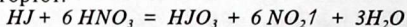
Газ түрүндөгү HBr менен HJ концентрацияланган күкүрт кислотасын H_2SO_4 күкүрткө чейин калыбына келтирүү менен аракеттенет:



Ал эми суюлтулган күкүрт кислотасы менен реакцияга киргенде SO_2 бөлүнүшү мүмкүн:



Азот кислотасы HBr менен HI ду $HBrO_3$ жана $HIО_3$ кө чейин өзгөртөт:



Өнөр жайда HCl ду Cl_2 ни суутектин атмосферасында күйгүзүү менен ($Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$), ал эми лабораторияда төмөндөгүдөй реакцияны колдонуп алышат: $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$

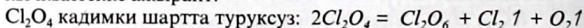
Галогениддердин кычкылдары. Хлор, бром жана иоддун кычкылдары (J_2O_5 тен башкасы) эндотермикалык кошулмалар. Алар оңой жарылуучу кычкылдандыргыч заттар. Ошондуктан, алар менен коопсуздук эрежесин сактап, төмөнкү температураларда ($t < 0^\circ C$) гана иштөөгө болот. Кадимки шарттарда бромдун оксиддери болбойт, алардын бардыгы $0^\circ C$ дан жогорку температурада ажырайт. 8.2-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 аракеттенишсе, щелочтуу металлдардын гидрокычкылдары менен батыраак аракеттенет:



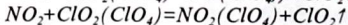
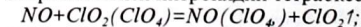
Эки кислотанын же эки туздун пайда болушу ClO_2 молекуласындагы жупташпаган электрондун эсебинен болот.

Галогендердин бардык оксиддерин ысытканда галогендерге жана кычкылтекке ажырайт.



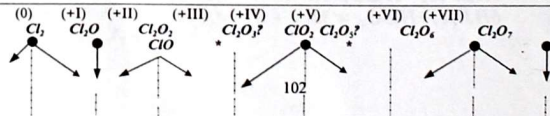
Дихлордун гексаоксиди Cl_2O_6 $3^\circ C$ да эрүү менен ажыраган ачыккызыл түстөгү парамагниттик зат. Катуу абалындагы Cl_2O_6 - тетраоксохлораттан (+VII) жана диоксохлордон (+V): ClO_2^+ (ClO_4^-) түзүлгөн - иондук кристаллдык решеткага ээ.

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.

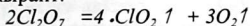
8.2-таблица



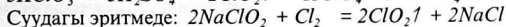
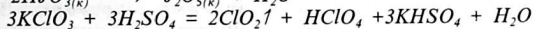
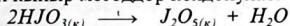
HCl	HClO	-	HClO ₂	—	HClO ₃	—	HClO ₄
Br ₂	Br ₂ O*	Br ₂ O ₂ *	Br ₂ O ₃ ?	BrO ₂ *	Br ₂ O ₃	BrO ₃	Br ₂ O ₄ *
HBr	HBrO	—	HBrO ₂ ?	—	HBrO ₃	—	HBrO ₄
I ₂ *	I ₂ O*	IO*	I ₂ O ₃ ?	—	I ₂ O ₅ *	I ₂ O ₆ *	I ₂ O ₇ ?
H	Г·H ₂ O; HIO?	—	HIO ₂ ?	—	HIO ₃	H ₂ IO ₆	

Таблицадагы белгилер: * - белги оксиддер суу менен кислотаны бербейт; ? - белги кошулманын болушу азыркы убакта белгисиз дегенди билдирет; эки стрелка оксид эже залогон суу менен аракеттенгенде эки кислотанын аралашмасы пайда болот дегендикке жатат.

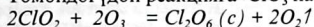
J₂O₅тин химиялык касиеттери толук эмес, ал эми диоксохлорддин (+V) тетраоксохлораты (+VII): ClO₂⁺ (ClO₄)⁻ толук изилденген. Br₂O₇ жана J₂O₇ кычкылдарынын болушу азыркы мезгилге чейин шектүү. Салыштырмалуу дихлордун гептакычкылы туруктуу. Cl₂O₇ - эрүү температурасы -90⁰C жана кайноо температурасы +80⁰C болгон түссүз, май сымал суюктук. Аны ысытканда төмөндөгүдөй ажырайт:



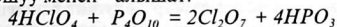
Башка кычкылдарынан айырмаланып, Cl₂O₇ төмөнкү химиялык активдүүлүккө ээ, мисалы, кадимки шарттарда P₄, S₈ жана Br₂ менен аракеттенбейт. Хлордун жана иоддун кычкылдарын алууда ар кандай кыйыр методдор колдонулат:



Төмөндөгүдөй реакцияга •ClO₃ пайда болуп, анан димерлешет:



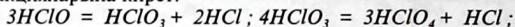
Cl₂O₇ - кычкылы HClO₄кө сууну тартып алуучу кычкылдарды кошуу менен алышат:



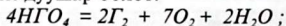
Галогендердин кычкылтектүү кислоталары. Галогендердин HГО_x (x=1-4, жана Г=Cl, Br, J)кычкылтектүү кислоталарынын туруктуулугу галогендердин кычкылдануу даражаларынын өсүшү менен өсөт. Өзүнчө HJO₃, HClO₄, H₅JO₆ (HJO₄, H₇J₃O₁₄) түрүндөгү кислоталар алынган. Башка кислоталардын суудагы эритмелери гана белгилүү, ал эми HJO, HJO₂ жана HBrO₂ түрүндөгү кислоталардын болушу күмөндүү. HClO, HBrO жана

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.

HClO , HClO_2 , HBrO жана HClO_3 түрүндөгү кислоталардын суюлтулган суудагы эритмелеринин ажырашы диспропорциялашуу реакцияларына кирет:



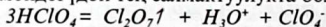
Ысытуудан HNO_4 составдагы кислоталар толук ажыроо процесине дуушар болот:



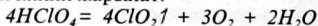
HClO , HClO_2 , HBrO жана H_3IO_6 - күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет.

HClO_4 , HClO_3 , HBrO_4 , HBrO_3 жана HJO_3 күчтүү кислоталарга, ал эми калгандары начар кислоталарга таандык.

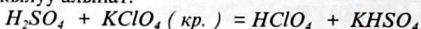
HClO_4 практикада кеңири колдонулган кислота. Суюк абалда төмөндөгүдөй тең салмактуулукта болот деп эсептелинет:



92°C га чейин ысытканда кислота күрөң- кызыл түскө өтүп, андан кийин жарылат:



HClO_4 жана H_5JO_6 - кислотлары, алардын туздарына ысытуу менен концентрацияланган HNO_3 , H_2SO_4 же HCl кислоталарды кошуу аркылуу алынат:

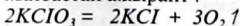


Кычкылтектүү кислоталардын туздары. Кычкылтектүү кислоталардын туздары кислоталарга караганда туруктуу, түссүз кристалл түрүндөгү заттар.

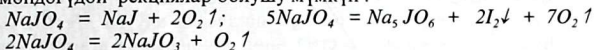
Көпчүлүк туздар эрүү температураларына жетпей ажырайт. Эригенден кийин ажыраган туздар да (KClO_4 , KClO_3 , KIO_3 , KIO_4 ж.б.) ар кандай аралашманын таасиринен ички малекулалык кычкылдануу- калыбына келүү реакцияларына душар болушат. Мисалы: 370°C эриген таза KClO_3 акырындык менен ысытканда 400°C да төмөндөгүдөй ажырайт:



Cr_2O_3 , CuO , MnO_2 , Fe_2O_3 , ж.б. окшогон заттар бир аз санда кошулуп калса KClO_3 эрүү температурасына жетпей эле KClO_4 түпкү 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 ($NaClO$, $NaClO_3$, $NaClO_4$) электрохимиялык жол менен алынат.

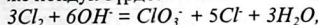
Хлор $NaOH$ тын суудагы эритмесине таасир этүү менен $NaClO$ алынат:



Хлорду ысытылган щелочтуу же щелочтуу жер металлдардын гидроксиддеринин эритмелери аркылуу өткөргөндө триоксохлораттар алынат:

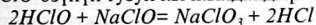


же иондук түрдө:

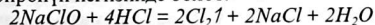


Хлораттар эритменин температурасын төмөндөткөндө чөкмөгө түшөт. Лабораториялык шартта хлораттар металлдарга алардын оксиддерине, гидроксиддерге жана карбонаттарга $HClO_4$ тү таасир этүү менен алынат.

Галогендердин туздарынын кычкылдануу касиеттери. Галогендердин кычкылтектүү кислоталары анын туздарына караганда күчтүү кычкылдандыргычтар болуп эсептелинет, мисалы, $HClO$ өзүнүн тузун кычкылдандырат:



Оксохлораттар менен оксоброматтардын кычкылдандыргыч касиеттери, гидролиздин же $HClO$ жана $HBrO$ 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, текстилл 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 текстил өнөр жайларында агартуучу зат жана таштанды сууларда фенолду жок кылууда реагент катарында хлордун диоксиди колдонулат. Пиротехникада жана ракеталык отунду өндүрүүдө аналитикалык химияда жана гальванотехникада $HClO_4$ 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 $-CF_2-CF_2-CF_2-CF_2-$ чынжырчаларынан турат, мында фтор көмүртекти ар кандай химиялык реагенттердин таасиринен сактайт. Фтордун атомдору менен байланышкан көмүртектин атомун 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_3F , CCl_2F_2 ж.б. составындагы фторохлорметандар) өндүрүүдө колдонулат. Фторохлорметандар күйүүчү заттарга тааандык эмес, гидролизденбейт, металлдар менен өз ара аракеттенбейт, ошол үчүн муздаткыч жана кондицио-нер 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 кол-

донулат. Жарым өткөргүчтөр өнөр жайларында таза *HF* колдонулат.

VІІВ ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИ

VІІВ группанын элементтерине марганец, технеций, рений жана 107- элемент кирет. Жөнөкөй заттар түрүндө *Mn*, *Te* жана *Re* жогорку температурада эрүүчү жалтырак металлдар. Марганецтен ренийге карай эрүү температурасы жогорулайт жана металлдардын химиялык активдүүлүгү төмөндөйт (8.3-таблица).

8.3-таблица

Жөнөкөй заттардын физикалык жана химиялык касиеттери

Элементтердин касиеттери	<i>Mn</i>	<i>Tc</i>	<i>Re</i>
Эрүү температурасы, °C	1245	~2200	3190
Кайноо температурасы, °C	2080	~4600	~5900
Тыгыздыгы ρ, г/см ³ (25°C)	7,4	11,5	21,0
Жылуулук өткөргүчтүгү, К	-	1,7	8,2

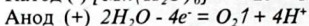
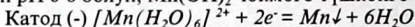
Алардын атомдорунун электрондук конфигурациясы бир түрдүү: *Mn*-[Ar] 4s²3d⁵; *Tc*-[Kr] 5s¹4d⁶; *Re*-[Xe]6s²4f¹⁴5d⁵. Сырткы электрондук катмары *d* менен бүткөндүктөн атомдор жогорку турактуулукка ээ, марганецтин (+II) кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелери кеңири белгилүү, мисалы: *MnSO*₄, *MnCl*₂, *MnCO*₃ ж.б. Мындан сырткары марганецтин төмөндөгүдөй ар түрдүү кычкылдануу даражаларга ээ болгон кошулмаларды пайда кылат. Мисалы: (III) -*Mn*₂*O*₃, *MnO(OH)*; - (IV) -*MnO*₂, *MnF*₄; (V) жана (VI) *Na*₃*MnO*₄, *K*₂*MnO*₄, (VII) *Mn*₂*O*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*₂*O*₃, *MnO(OH)* жана *MnO*₂·*xH*₂*O* амфотердик; *H*₂*MnO*₄ жана *HMnO*₄ бирикмелери кислота болуп эсептелет. Суудагы эритмелеринде *HMnO*₄ төн *HReO*₄ кө карай кислоталык касиеттер төмөндөйт. Жогорудагы кислоталар менен *Ti*⁺ жана *Cs*⁺ катиондору сууда начар эрүүчү туздарды пайда кылат. *HTeO*₄ жана *HReO*₄ эритмелери перманганаттардан түссүздүгү менен айырмаланат.

Te(VI) жана *Re(VI)* кошулмалары, *Mn(VI)* кошулмаларынан турактуулугу төмөн болгондуктан, абадагы нымдуулук менен акырын, ал эми суу менен тез аракеттенишет.



VІІВ группанын элементтери бир түрдүү комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Марганецтин (II) бардык кошулмаларынын координациялык саны 6 га барабар $[Mn(NH_3)_6]^{2+}$, $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$, $[Mn(NCSO_6)]^4+$, $[Mn(CN)_6]^{4-}$.

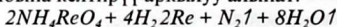
Металлдардын алынышы. Металлдык марганецти $MnSO_4$ эритмесин электролиздөөнүн жардамы менен алууга болот. Электролиздин рН 6-8 болуп, $Mn(OH)_2$ чөкмөгө түшкөнгө чейин жүргүзүлөт:



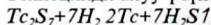
Аноддо $Mn(II)$ ден MnO_2 чейин кычкылдануусу жүрөт. Эгерде пиролюзитти кокс менен калыбына келтирсе таза эмес марганец пайда болот. ал эми анын темир менен болгон куймасы ($MnFe$)-ферромарганец (~70% Mn , ~20% Fe , аралашмалар C , P , Si ж.б.) ошондой эле пиролюзит темирдин оксидин кармап турат.



Технеций жана рений тетраоксометаллаттарды суутек менен калыбына 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.

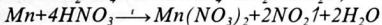
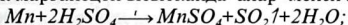
Марганец сырткы көрүнүшү боюнча темирге окшош, түсү ак, күмүш сымал, оор, морт металл, тыгыздыгы - 7,4 г/см³; балкып эрүү температурасы 1245⁰С; кайноо температурасы 2150⁰С; атомдук

радиусу 1,30 нм; иондук радиусу Mn^{2+} 0,91 нм, Mn^{4+} 0,52 нм. Ал аллотропиялык модификацияга ээ: α , β жана δ (α 705°Cга чейин, калгандары жогорку температурада туруктуу).

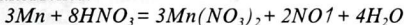
Химиялык жактан активдүү. Мезгилдик системадан алган ордуна жараша марганецтин атомунун сырткы катмарында 7 валенттик электрондор жайгашат. Ал II ден VII чейинки валенттүүлүктү көрсөтөт, туруктуу кычкылдануу даражасы +2, +4 жана +7 болуп саналат. Башкача айтканда бирикмелеринде анын кычкылдануу даражасынын 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 $-MnCl_2, MnBr_2, MnJ_2$; фтор менен - MnF_4 ; технеций жана рений галогендер менен жогорку кычкылдануу даражага ээ болгон бирикмелерди $ReF_7, TcF_6, ReCl_5, ReBr_5$ ж.б. пайда кылат.

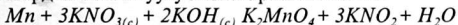
Металлдык марганец төмөнкү температурада концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен начар аракеттенишет. Бирок марганецти ысытканда алар менен жай аракеттене баштайт:



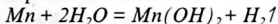
Ал эми суултулган азот кислотасында кычкылдануу даражалары турактуу болгон Mn (II) бирикмелерин пайда кылуу менен жакшы аракеттенет:



Күчтүү негиздердин эритмелери менен бир да металл реакцияга кирбейт, ал эми щелочтуу балкыган эритмелеринде кычкылдандыргычтардын катышуусу менен аракеттенишет:



Порошок түрүндөгү марганец жогорку химиялык активдүү болгондуктан (цинкке караганда бир аз активдүү), ысытканда суу менен аракеттенишет:

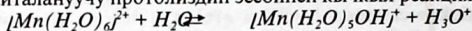


Кычкылдануу даражалары (VII) болгон марганецтин суудагы эритмелери оксоаниондордун MnO_4^- составына кирет. Бул аниондор атомдук орбиталдарынын борбордук атомунун sd^3 гибри- дешүүсүнүн эсебинен тетраэдрдик түзүлүштө болот (MnO_4^{2-} , MnO_4^{3-} иондорунун түзүлүштөрү да окшош).

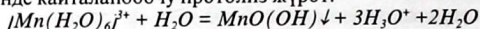
Оксоаниондор суудагы эритмелерде туруксуз жана жеңил диспропорциялануучу аралык кычкылдануу даражаларын (V) жана (VI) көрсөтөт.



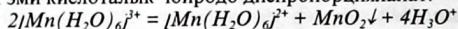
Кычкылдануу даражалары (II) жана (III) болгон элементтердин аквакатиондорунун составы: $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ жана $[Mn(H_2O)_6]^{3+}$ болот. Mn (II) аквакатиону турактуу, ал Mn (III) туздарынын сууда ээрүүсүнөн пайда болуп, Mn (III) туздарынын составына кирет. Мисалы, $[Mn(H_2O)_6](NO_3)_2$. Марганецтин (II) суудагы эритмелери кайталануучу протолиздин эсебинен кычкыл реакцияны берет:



Марганецтин (III) аквакатиону туруксуз, анын суудагы эритмесинде кайталанбоочу протолиз жүрөт:

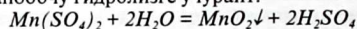


ал эми кислоталык чөйрөдө диспропорцияланат:

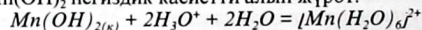


Ошондуктан Mn (III) туздарынын саны чектелген: $MnF_3 \cdot 2H_2O$; $MnPO_4$, $Mn_2(SO_4)_3$, $Mn(CH_3COO)_3 \cdot 2H_2O$.

$Mn_2(SO_4)_3$ жана MnF_4 туздарынын суудагы эритмелери кайталанбоочу гидролизге учурайт:



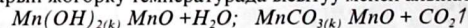
Кычкылдары жана гидрооккычкылдары. Mn_2O_7 кошпогондо, башка бардык кычкылдары катуу, түстүү, стехиометриялуу эмес жарым өткөргүчтүк касиеттеги кошулмалар. MnO жана $Mn(OH)_2$ негиздик касиетти алып жүрөт.



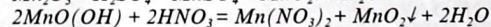
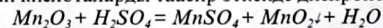
KOH концентрацияланган суудагы эритмеси марганецтин гидрокычкылы менен ысытканда гана кызыл түстөгү гидроксомарганатты пайда кылат.



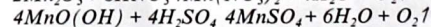
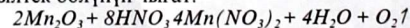
Марганецтин (II) оксиди анын карбонаттарын же гидро кычкылдарын жогорку температурада ысытуу менен алынат:



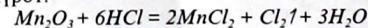
Марганецтин (III) кычкылына жана гидрокычкылына суюлтулган кислоталарды таасир эткенде диспропорцияланышат:



Ал эми концентрацияланган кислоталар менен ысытканда кычкылтек бөлүнүп чыгат:

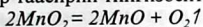


Галогендүү суутек кислоталары менен реакция тескерисинче жүрөт:

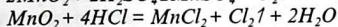
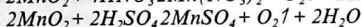
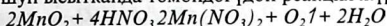


Mn_2O_3 металлдык марганец төмөнкү температурада кычкылтек менен кычкылдандыруудан же жогорку температурада марганецтин диоксидин ажыратуу аркылуу алынат.

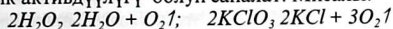
Марганецтин (IV) оксиди бекем кристаллдык торчодон турат, щелочтуу металлдардын гидроксиддери жана суюлтулган кислоталар таасирин тийгизбейт. Ал эми ысытканда MnO_2 ажырайт:



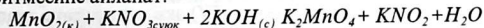
Марганецтин (IV) оксидин концентрацияланган кислоталарды кошуп ысытканда төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



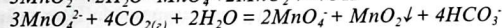
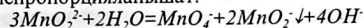
Марганецтин (IV) кычкылынын негизги өзгөчөлүгү анын ар түрдүү кычкылдануу - калыбына келүү процесстеринде каталистикалык активдүүлүгү болуп саналат. Мисалы:



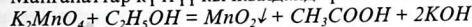
Калий нитратынын щелочтуу балкыган эритмесинде марганецтин (IV) кычкылы жашыл түстөгү калий манганатынын балкыган эритмесине айланат:



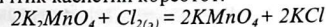
Сууда эриген манганаттарды бир аз кычкылдандырганда, алар диспропорцияланышат:



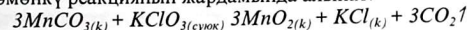
Манганаттар күчтүү кычкылдандыргычтык касиетти көрсөтөт:



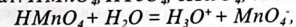
Ал эми күчтүү кычкылдандыргыч хлор менен калыбына келтиргичтик касиетин көрсөтөт:



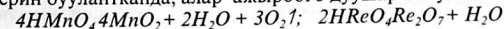
Марганецтин (VI) оксиди көпчүлүк реакциялардын диспропорциялануусунун продуктсы болуп саналат. Алар лабораторияда төмөнкү реакциянын жардамында алынат.



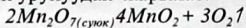
Марганец, технеций жана ренийдин жогорку кычкылдары (Mn_2O_7 , Tc_2O_7 жана Re_2O_7) ачык байкалган кислоталык касиеттерди көрсөтөт. Алар сууда эригенде күчтүү кислоталарды пайда кылат: $HMnO_4$, $HTeO_4$, $HReO_4$; мисалы:



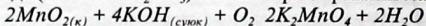
Бул кислоталар эркин абалында бөлүнүп алынган эмес. Алар 20-25%түү эритмелер түрүндө гана кездешет. Кислоталардын эритмелерин буулантканда, алар ажыроого дуушар болушат:



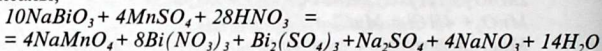
Марганецтин (VII) кычкылын ысытканда 55°C эле ажырайт, ал эми урунуудан жарылат:



Калий пермаганатынын 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:



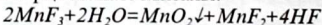
Лабораториялык жол менен перманганаттарды алуу үчүн күчтүү кычкылдандыргычтар: NaBiO_3 , PbO_2 , $(\text{Pb}^{II}, \text{Pb}^{IV})\text{O}_2$ колдонулат. Мисалы,



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 $\text{MnPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{MnF}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, MnCl_3 туздары белгилүү, ал эми марганец (IV) эки түрдүү гана тузду пайда кылат; MnF_4 , $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ сдан 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: $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{NO}_3)_2$, $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$. 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 радиактивдүү 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 $11,487 \text{ г/см}^3$, атомдук радиусу $1,358 \text{ нм}$, иондук радиусу Te^+ $0,56 \text{ нм}$; балкып эрүү температурасы 2140°C ; кайноо температурасы 4600°C .

Технеций Одон $+7\text{e}$ чейинки кычкылдануу даражасын көрсөтүп, электрохимиялык күчү боюнча Mn менен Re дин ортосунда турат.

Металлдык технеций концентрацияланган жана суюлтулган HCl да эрибейт; ренийден айырмачылыгы H_2O_2 жана NH_4OH тын эритмесинде эрибейт. Падыша арагы менен оңой аракеттенишет.

Жаратылыштагы кошулмасы пертехнатаммоний – $(\text{NH}_4\text{TcO}_4)$ 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 колумбит минералынан катар номери 75 болгон жаңы элементти табышкан.

Жаратылышта рений 2 изотоптон турат: туруктуу изотобу $^{185}_{75}\text{Re}$ (37,07%) жана радиоактивдүүлүгү начар $^{187}_{75}\text{Re}$ (62,93%). Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү – $5d^5 6s^2$.

Ренийди өндүрүштө бөлүп алуу ХХ 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 $1,373 \text{ нм}$, тыгыздыгы $21,03 \text{ г/см}^3$; эрүү температурасы 3180°C ; кайноо температурасы 5900°C .

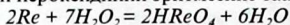
Кадимки температурада рений абада туруктуу, азот жана суутек менен аракеттенишпейт. 300°C дан жогору температурада кычкылданат (Re_2O_3 , Re_2O_7) жана күкүрт, галогендер менен аракеттенишет (Re_2S_3 , ReS , Re_2S_7 , ReF_6 жана ReCl_6) Кычкылдандыргычтардын таасири менен реакцияга кирип KReO_4 , NaReO_4 ж.б. пайда кылат. Рений ар түрдүү кычкылдануу даражасын көрсөтөт: бирикмелеринде $+7$ ден -1e чейинки абалда боло алат.

Химиялык касиеттери. Металлдык технеций жана рений төмөнкү температурада концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталары менен начар аракеттенишет.

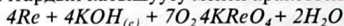
Ал эми суюлтулган азот кислотасында кычкылдануу даражалары турактуу болгон Tc (VII) жана Re (VII) бирикмелерин пайда кылуу менен жакшы аракеттенишет:



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 $900-1000^\circ C$ 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: $HTeO_4$, $HReO_4$.

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 катуулугу жогорулайт. Марганецтен жасалган реостаттын ток өткөрүүчү зым катары колдонулуучу куйма-манганийдин составында 12% марганец, 84% жез, 4% никель болот. Марганец кошулган айнектер кызыл түстө болот.

Перманганаттардын ичинен $KMnO_4$ техникада кеңири колдонулат. Химиялык лабораторияларда $KMnO_4$ кычкылтекти 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 термодардарды жана радиоэлектроникада контактарды жасоодо колдонулат.

9. VIII ГРУППАНЫН НЕГИЗГИ ПОДГРУППАСЫНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Бул подгруппанын элементтерин инерттүү газдар же асыл газдар деп да аташат, алардын кээ бир касиеттери 9.1-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 энергиясы 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.

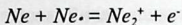
9.1-таблица

Инерттүү газдардын кээ бир касиеттери

Касиеттери	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Электрондук формуласы	$1s^2$	$2s^22p^8$	$3s^23p^8$	$4s^24p^8$	$5s^25p^8$	$6s^26p^8$
Иондошуу энергиясы, эВ	24,58	21,56	15,69	14	12,13	10,75
Кайноо температурасы, °C	-269	-246	-186	-153	-108	-62
Эрүү температурасы, °C	-272	-249	-189	-157	-112	-71
0°C да сууда эригичтиги, см ³ /л.	10	14	52,4	99,1	209,2	510

Химиялык жактан инерттүү газдар реакцияга жөндөмсүз болгондуктан, жаратылышта эркин түрдө негизинен атмосферада кездешет. 1м³ абада 9,3 л Ar, 16 мл Ne, 5мл He, 1мл Kr, 0,08мл Xe жана 1см³ 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 анализи 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 $\text{Э}6H_2O$, $\text{Э}2C_2H_5OH$ же $\text{Э}3C_6H_4(OH)_2$ 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:

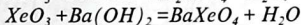
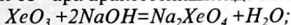


Гелийден радонду көздөй инерттүү газдардын эрүү жана кайноо температуралары, ошондой эле сууда эригичтиги өсөт, бул группа боюнча жогорудан төмөн карай молекула аралык байланыштардын өсүшү байкалат. Инерттүү газдар суюлтулган абаны буулантуу жолу менен алынат.

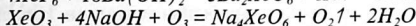
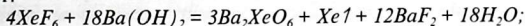
Фтордуу кошулмалары. Криптон, ксенон жана радон фтор менен өз ара аракеттене алат жана химиялык активдүүлүгү криптондон радонду көздөй өсөт. Фтор менен эң оңой радон өз ара аракеттенет, мында иондук байланыш тибиндеги учма эмес RnF_2 пайда болот. Ксенон менен фторду бири-бирине кошкондо XeF_2 , XeF_4 , 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 кристаллдык заттар. Фториддердин кычкылдандыргыч касиеттери төмөндөгү катар боюнча жогорулайт: $KrF_2 > XeF_2 > XeF_4 > XeF_6$.

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.

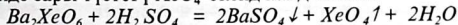
Ксенондун (VI) кычкылы XeO_3 - нымды өзүнө абдан сиңирүүчү, туруксуз болгон ак түстөгү катуу зат. Массасы 20 мг дан ашык болгондо өзүнөн -өзү жарылууга жөндөмдүү. Узакка сакталганда акырындык менен жөнөкөй заттарга чейин ажырайт. Эркин түрдө H_2XeO_4 - кислотасы төмөнкү температурада (-20÷-30°C) туруктуу болсо да, XeO_3 кычкылы кислоталык касиетке ээ жана щелочтор менен өз - ара аракеттенишкенде ксенаттары (+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°C 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 метеозонддорду 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 пайдаланат. Криптон менен ксенондун фториддери фторлоочу агент катарында колдонулат.

VIII ГРУППАНЫН ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

VIII-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. 9.2-таблицада темирдин тобунун элементтердин кээ бир касиеттери берилген. Булар металлдар түрүндө катуу, ак - күмүш түстөгү аз эрүүчү металлдар болуп эсептелет.

9.2-таблица

Темир, кобальт жана никелдин кээ бир физика - химиялык касиеттери

Элементтердин касиеттери	Fe	Co	Ni
Эрүү температурасы, °C	1539	1494	1455
Кайноо температурасы, °C	2872	2957	2897
Тыгыздыгы ρ, г / см ³ (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 металлы 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 таштан-дылардан 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 $СТЭ_{op} = 1,70$
Ru 1,42; *Rh* 1,45; *Pd* 1,35
Os 1,52; *Ir* 1,55; *Pt* 1,44 $СТЭ_{op} = 1,46$

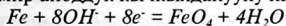
VIIIБ-группанын элементтеринин сырткы атомдук орбиталдарында (АО) электрондордун толтурулушу: темир, рутений жана осмийде - 8 валенттик электрондор, кобальт, родий жана иридийде - 9 электрон, никель, палладий жана платинада - 10 электрон жайгашкандыгы белгилүү. Ошондуктан, бул вертикалдуу катарларды группалар деп аташып жана аларды валенттик электрондорунун жалпы саны боюнча VIIIБ -, VIIIБ1 -, VIIIБ2 - группаларына бөлүшөт:

VIIIБ		VIIIБ1		VIIIБ2	
<i>Fe</i>	$4s^2 3d^6$	<i>Co</i>	$4s^2 3d^7$	<i>Ni</i>	$4s^2 3d^8$
<i>Ru</i>	$5s^1 4d^7$	<i>Rh</i>	$5s^1 4d^8$	<i>Pd</i>	$5s^0 4d^{10}$
<i>Os</i>	$6s^2 5d^6$	<i>Ir</i>	$6s^2 5d^7$	<i>Pt</i>	$6s^1 5d^9$

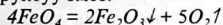
Бешинчи мезгилдин элементтеринин кээ бир өзгөчөлүктөр $4d^{10}$ -АО орбиталынын эбегейсиз туруктуулугу менен байланыштуу. Бардык үч группанын: VIIIБ-, VIIIБ1-, VIIIБ2- элементтеринин жалпы электрондук конфигурациясы $ns^0 \rightarrow 2(n-1)d^{6-10}$ болот.

Бул элементтердин бирикмелеринде кычкылдануу даража Одон VIIIге 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_4), осмий (OsO_4 , OsF_8 , OsO_3F_2) жана темир (FeO_4).

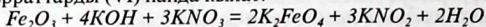
FeO_4 эритмеси тетрахлорметанда (CCl_4) негизинен щелочтуу суудагы эритмелерден экстракция жолу менен алынат. Мында темир аноддук кычкылданууну пайда кылат:



CCl_4 төгү темирдин (FeO_4) эритмеси жөнөкөй шарттарда туруктуу эмес:



Fe_2O_3 тү KOH жана KNO_3 менен эриткенде кара-кызыл ферраттарды (VI) пайда кылат:



Негизги минералдары. Темир элементтери платина элементерине караганда көп кларкка ээ болушат. Кычкылтек, кремний жана алюминийден кийин темир - 4,7%ти түзөт. Кобальттын жана никелдин кларкы $4 \cdot 10^{-3}$ жана 0,02%ке барабар. Бардык платиналык металлдар аз кездешүүчү минералдарга таандык болгондуктан, алардын кларкы 10^{-7} - 10^{-60} %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_2) O_4 болгон, бирок магниттин өндүрүштүк запасы азаюуда. Азыркы мезгилде темир өндүрүшүнүн негизги сырьёсу болуп **гематит** Fe_2O_3 (кызыл темир) жана **гетит**, же **лимонит** $FeO(OH)$ (күрөң темир) эсептелет. Темир металлургиясында дагы негизги сырьё катары **сидерит** $FeCO_3$ жана **пирит** FeS_2 колдонулат. Эл керектөөсүнө 2000-жылга чейин эсеп боюнча $3 \cdot 10^{10}$ т темир керектелсе, ал эми темир кенинин $7 \cdot 10^{11}$ т запасы бар экендиги чалгындалган.

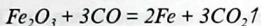
Жердин ядросу да 2900 км терендиктен баштап темирдин (91-92%) жана никелдин куймаларынан (8 - 9%) тураарын болжолдошкон.

Кобальт жана никель көбүнчө сульфиддик минерал түрүндө кез-дешишет: **кобальтин** - $CoAsS$, **петландит** - $(Fe, Ni)S$, **никелин** - $NiS(As)$. Никель негизинен платина металлдары менен кошо Норильскийде алынат жана ошондой эле полиметаллдык кендери эң жогорку катышта Орто Уралда жайгашкан.

Составында петландиттери 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.

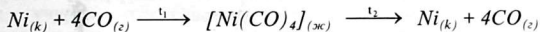
Платина металлдары жаратылышта эркин жана куйма түрүндө кездешет: осмиридий (17-80% Os), ферроплатина (20%ке чейин темир). Мексикалык алтында 43%ке чейин родий бар.

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 CO ге чейин кычкылданып, FeS аралашмасы Fe_2O_3 жана SO_2 ге ажырайт. Ал эми мартендик процессте эритилген чоюндун үстүнөн ысык газ менен бирге аба берилет, мында көмүртектин бир бөлүгү CO го, күкүрттүн бир бөлүгү SO_2 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 $1100^\circ C$ болгон айлануу мештеринде H_2 жана CO аралашмасы менен жумшак темирге айланганга чейин иштетишет. Жумшак темирди электромештерде кайра кайнатуу менен болотту алышат. Мында чоюнду эритип алуу стадиясы жок болот.

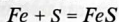
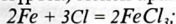
Кобальтты жана никелди рудалардан бөлүп алуу татаал металлургиялык процесс. Темир, кобальт жана никелдин жогорку даражадагы тазасын ($>0,01\%$ аралашма) алгачкы техникалык металлдарын $150-200^\circ C$ көмүртектин монооксидинин басымы астында иштетип алышат. Мындан пайда болгон суюк карбонилдерди жогорку температурада ($t_2 - t_1$) 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

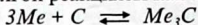
Fe , Co , Ni катары боюнча химиялык активдүүлүгү төмөндөйт. Бул үч металл жогорку температурада кычкылтектин атмосферасында күйүү менен Fe_2O_3 , CoO , NiO оксиддерди пайда кылат. Темирди ысытканда көпчүлүк металл эместер (галогендер, күкүрт, көмүртек) менен аракеттенет:



Темир топчосунун элементтери эритилген күкүрт менен стехиометриялык эмес сульфиддерди ($-FeS$, $-CoS$, $-NiS$, $-FeS_2$) 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 $500-600^{\circ}\text{C}$ да аракеттенишпейт. Металлдар жогорку температурада азот, фосфор менен өз ара аракеттенишет жана бул учурда нитриддер жана стехиометриялык эмес составдагы фосфиддер, нитриддер: $\sim\text{NiN}_2$, $\sim\text{Fe}_3\text{P}$, $\sim\text{Co}_3\text{N}_2$ жана башка бинардык бирикмелер пайда болот.

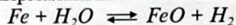
500°C дан жогорку температурада металлдардын көмүртек менен болгон реакциясы кайталанма:



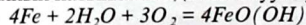
Мындай составдагы темирдин карбидин *цементит* деп аташат.

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 ($\text{Me} = \text{Ni}, \text{Co}, \text{Fe}$) 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°C та кычкылданат:

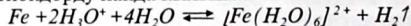


600°C дан жогору болгондо бул реакциянын тең салмактуулугу солго жылат. Темир атмосферада коррозияга учурайт: ным жана абанын таасири астында жылына $\sim 10\%$ өндүрүлгөн темир коррозиянын натыйжасында жоготууга учурайт:

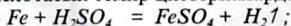


Бирок 0,01% көмүртектин, күкүрттүн жана фосфордун аралашмаларынан турган темир куймалары коррозияга туруктуу келет.

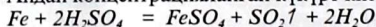
Эгер металлдык темир төмөнкү температурада кычкылдандыргыч эместер менен таасир этишсе, анда кобальт жана никель ысытканда аракеттенишет. Каралган бардык металлдар бул учурда аквакатиондорду пайда кылышат:



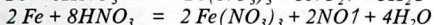
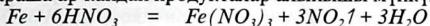
Концентрацияланган күкүрт жана азот кислоталарында металлдар аракеттенишпейт, ошондуктан концентрацияланган күкүрт кислотасын темир цистерналарда ташышат.



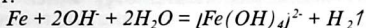
Андан концентрацияланган күкүрт кислоталарында:



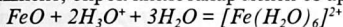
Суялтулган азот кислотасы менен туруктуу кычкылдануу даражадагы нитраттарды пайда кылат (кислотанын концентрациясына жараша ар кандай продукталар алынышы мүмкүн):



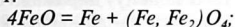
Металлдык темир 50%түү концентрацияланган щелочтуу элементтердин гидроксиддеринин эритмелери менен ысытканда аракеттенет:



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.



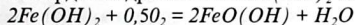
500°Сдан жогорку температурада абада же кычкылтек атмосферасында ысытканда темирдин монокычкылы айланууга дуушар болот:



Гидрокычкылдарды, карбонаттарды, нитраттарды жана оксалаттарды инерттүү атмосферада ысытканда монокычкылдар алынат:

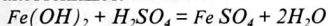


Темирдин гидрокычкылы $Fe(OH)_2$ оңой кычкылданат:

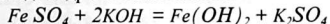


бул учурда $xFe(OH)_2 \cdot yFeO(OH)$ кара түстөгү, составы өзгөрүлмөлүү, ар түрдүү кычкылдануу даражадагы темирдин бирикмелеринин катышуусунда аралык бирикме пайда болот.

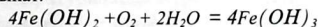
Негиздик касиетке ээ болгон гидрокычкыл кислоталар менен аракеттенишет:



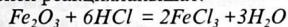
Темирдин туздарына кычкылтексиз чөйрөдө щелочторду таасир эткенде гидрокычкылы алынат:



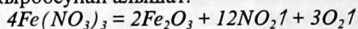
Ал эми кычкылтектүү чөйрөдө болсо темирдин (III) гидрокычкылы алынат:



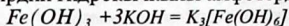
Темирдин үчкычкылы Fe_2O_3 - кызыл-күрөң түстөгү катуу зат, 1560°С эригенде FeO жана O_2 ажырайт, суу жана KOH , $NaOH$ тын суудагы эритмелери менен аракеттенишпейт, бирок кислоталар менен реакцияланышат:



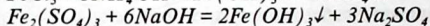
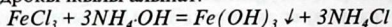
Өтө катуу ысыткандан кийин Fe_2O_3 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 окшоп, химиялык инерттүү кычкыл болуп, кислоталар менен өз ара аракеттенишпей калышат: $FeO(OH)$ тын же $Fe(OH)_3$ термикалык ажыроосунан алышат:



Темирдин гидрокычкылы амфотердик касиетке ээ:



Fe (III) туздарына негиздерди таасир этүү менен темирдин гидрокычкылы алынат:



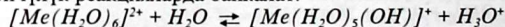
Fe_3O_4 кычкылына кислоталарды кошкондо төмөндөгүдөй туздар алынат:



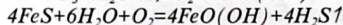
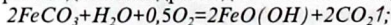
Fe_3O_4 кычкылы, FeO менен Fe_2O_3 кычкылдарынын өз ара аракеттенүүшүсүнөн пайда болот.

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:

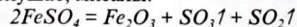


Темирдин (II) туздарынын суудагы эритмелери жана анын катуу туздары абада метагидроксидге чейин кычкылданат, мисалы:

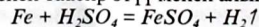


Абада туруктуураак болуп темир (II) аммонийлеринин сульфаты $(NH_4)_2[Fe(H_2O)_6]SO_4$ болуп эсептелет.

$Fe(II)$ туздары ысытууда ар түрдүүчө болушат: бардык хлориддер эрийт жана ысытканда ажырабайт, ал эми сульфаттар, нитраттар, карбонаттар жана оксалаттар ажыроого дуушар болушат, мисалы:



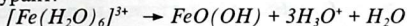
Металлдардын туздарын, алардын кычкылдарын, гидрокычкылдарын жана карбонаттарын кислоталар же туздар менен таасир этүү менен алынат:



Темир топчосунун элементтеринин ичинен (+III) кычкылдануу даражага ээ бир гана темирдин туздарынын саны көбүрөөк, кобальттын (III) азыраак сандагы жөнөкөй туздары суунун

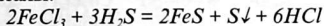
таасиринен ажырайт, ал эми никель (III) жөнөкөй туздары пайда кылбайт.

Темир (III) туздары баскычтуу протолиздин учурунда $FeO(OH)$ ты (коллоиддик формада) пайда кылуу менен гидролизге учурайт.

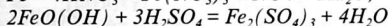
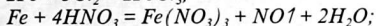
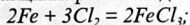


Ошондуктан темирдин (III) туздарынын суудагы эритмелери күрөң-сары түстөн кара-күрөң чейинки түстө болушат жана күчтүү кычкыл реакцияга ээ.

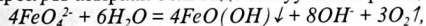
Темирдин (III) аквакатиондору күчтүү кычкылдандыргыч касиетти көрсөтүшөт, ошондуктан Fe_2S_3 , FeI_3 , $Fe_2(SO_3)_3$ тү орун алмашуу реакциясынын негизинде суудагы эритмелеринен алуу мүмкүн болбой калган: анион-кычкылдандыргычтар темирди (II) кычкылдануу даражага өткөрүшөт, ал эми өздөрү кычкылданышат, мисалы:



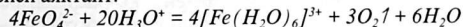
Темирдин (III) туздарынын алынышы төмөндөгүдөй реакцияларга негизделген:



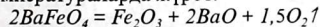
Темир (+VI) кычкылдануу даражада тетраоксоферрат аниондору FeO_4^{2-} пайда болуу менен алар көпчүлүк металлдардын катиондору менен туздарды ферраттарды пайда кылат. Ферраттар кристалдык структурасы жана сууда эригичтиги боюнча сульфаттарга жана хроматтарга окшош. $BaFeO_4$ жана $SrFeO_4$ сууда аз эрүүчү, 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:



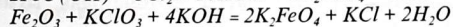
Кычкыл чөйрөдө темирдин (III) аквакатионун пайда кылуу менен аяктайт:



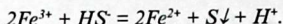
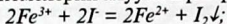
Ферраттардын термикалык ажыроосу салыштырмалуу төмөнкү температураларда жүрөт:



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

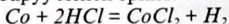
Жер кыртышында $3 \cdot 10^{-3}\%$ га жакын сейрек таралган металл. Жерден атырылып чыккан минералдык булактарда, көпчүлүк тоо тектеринде, деңиз суусунда кездешет. Топуракта, өсүмдүктөр менен жаныбарлардын ткандарында да бар. Кобальт төмөндөгү минералдар түрүндө: карролит – $CuCo_2S$; линнелит – Co_3S_4 ; 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 $3s^23p^63d^74s^2$; 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. $300^\circ C$ да оксиддин жука кабыкчасы (жашыл түстөгү CoO) менен капталат. Суялтулган HCl , H_2SO_4 , HNO_3 кислоталарында акырындык менен эрийт.

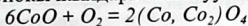
Күкүрт жана туз кислоталарында кобальт суутекти бөлүп чыгаруу менен эрийт:



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, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Co(NH_3)_5 \cdot H_2O]^{3+}$, $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ ж.б. көп сандаган комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Мисалы, натрийдин тетрароданкобальты – $Na_2[Co(CSN)_4]$ жана натрийдин тетрахлоркобальты – $Na_2[CoCl_4]$. Көк түстөгү бул эритмелердин экөө тең кобальтты фотометрдик ыкма менен аныктоодо колдонулат.

500⁰Сдан жогорку температурада абада же кычкылтек атмосферасында ысытканда темирдин жана кобальттын монокычкылдары айланууга дуушар болот:



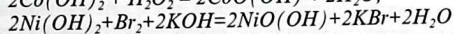
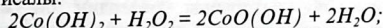
Гидрокычкылдарды, карбонаттарды, нитраттарды жана оксалаттарды инерттүү атмосферада ысытканда монокычкылдар алынат:



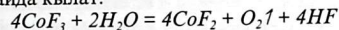
Галогендер менен (F₂ден башкасы) бөлмө температурасында, S, P, N₂, Si, As менен 300-500⁰Сда аракеттенишет.

Кобальттын жана никелдин метагидрокычкылын алуу үчүн кээ бир кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларын колдонушат.

Мисалы:

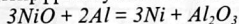


Со (III) туздары - күчтүү кычкылдандыргычтар. Суудагы эритмеде алардан газ абалындагы кычкылтек (суунун кычкылдануусунан) бөлүнүп чыгуу менен кобальттын (II) туздарын пайда кылат:

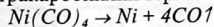


Никель

Никель жер кыртышынын массалык үлүшү боюнча 8-10⁻³⁰% түзөт. Никель жаратылышта сары никель колчеданы – NiS, кызыл никель колчеданы – NiAs (никелин), брейтауптит – NiSb, никель кольчеданы – NiAs₂, геродоффит – NiAsS, ульмарнит – NiSbS, гарниерит – (Ni, Mg)SiO₃ 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 H₂ менен анын кычкылдарынан (NiO, Ni₃O₄, Ni₂O₃) калыбына келтирүү жолу менен алышат:



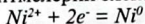
Алынган таза эмес никелди электролиз жолу менен же никелдин тетракарбонилин термикалык ажыратуу аркылуу тазалашат.



Жаратылышта никель 5 туруктуу изотоптун аралашмасынан турат: ⁵⁸Ni, ⁶⁰Ni, ⁶¹Ni, ⁶²Ni, ⁶⁴Ni. Жасалма изотопторунан эң узак жашаганы ⁵⁹Ni.

Никель күмүш түстүү ак металл, иштетүүгө ийкемдүү, созулгуч, ферромагниттүү касиетке ээ

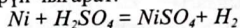
Никелди көбүнчө башка металлдардан жасалган буюмдардын бетин кооздоо, коррозиядан сактоо үчүн анын туздарынын суудагы эритмелерин электролиздөө менен капташат:



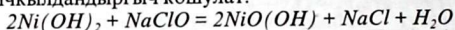
Никель кычкылтек менен 500⁰Сдан жогору температурада гана аракеттенише баштайт. Практикалык жактан NiO маанилүү бирикме жана ал сууда эрибегендиктен кыйыр жол менен гана алынат.

Галогендер менен NiX₂, күкүрт - Ni₃S₂ селен - NiSe жана NiSe₂, теллур - NiTe жана NiTe₂, мышьяк - Ni₃As₂, көмүртек менен Ni₃C ж.б. толуп жаткан стехиометриялык эмес бирикмелерди пайда кылат.

Металлдардын чыңалуу катарында темирдин оң жагында тургандыктан суюлтулган кислоталарда темирден жайыраак эрийт. Ал HCl, H₂SO₄ 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. 9.3-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.

9.3-таблица

Платина металлдарынын кээ бир физика-химиялык касиеттери

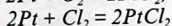
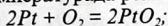
Элементтердин касиеттери	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
Атомдук радиусу, А ⁰	1,34	1,34	1,37	1,35	1,39	1,39
Тыгыздыгы (20 ⁰ С), г/см ³	12,30	12,42	11,97	22,70	22,65	21,45
Катуулугу	6,4	6	4,8	7	6,25	4,3
Эрүү температурасы, ⁰ С	2450	1966	1552	2727	2454	1769
Кайноо температурасы, ⁰ С	3727	3729	3127	4230	4130	3927

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 катализикалык касиеттерди аныктоодо, гидрлөө жана кычкылдандыруу реакцияларына катализатор катары колдонулат.

Платина тобундагы металлдар химиялык жактан активсиз болгондуктан, алтын жана күмүш сыяктуу асыл металлдарга таандык.

Платина металлдары фтор, хлор, кычкылтек, күкүрт жана фосфор менен өтө жогорку температурада аракеттенишет. Мисалы, платина хлор жана кычкылтек менен $500^{\circ}C$ дан жогорку температурада реакцияга кирет:



Платина металлдары көпчүлүк металлдар менен куймаларды пайда кылышат.

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 (9.4-таблица).

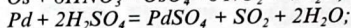
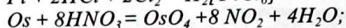
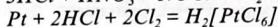
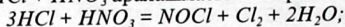
9.4-таблица

*Платина металлдарынын кээ бир химиялык бирикмелери

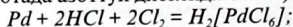
Валент-түүлүгү	Кычкылдары	Гидрокычкылдары	Галогениддери	Сульфиддери	Белгиленishi
I	-	-	-	-	Me- платина металлдары Г-галогендер: (F, Cl, Br, J)
II	MeO	$Me(OH)_2$	$Me\Gamma_2$	MeS	
III	Me_2O_3	$Me(OH)_3$	$Me\Gamma_3$	Me_2S_3	
IV	MeO_2	$Me(OH)_4$	$Me\Gamma_4$	MeS_2	
V	-	-	$Me\Gamma_5$	-	
VI	MeO_3	-	$Me\Gamma_6$	MeS_3	
VII	-	-	-	-	
VIII	MeO_4	-	$Me\Gamma_8$	MeS_4	

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

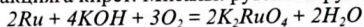
100⁰Стан төмөн бир да кислота менен аракеттенбейт, ага бир гана $3HCl + HNO_3$ аралашмасы таасир этет:



Алардын арасынан реакцияга жөндөмдүү Pd эсептелет. Палладий порошок түрүндө концентрацияланган HNO_3 (эгер кислотада 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 элементтеридин 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 2400⁰С 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 Ү.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. Глинка 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 ДЖ. 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.
22. Оленин С.С., Фадеев Г.Н. Неорганическая химия. -М.: Высшая школа.- 1979
23. Павлов Н.Н. Неорганическая химия -М.: Высшая школа.1986.
24. Петров М. Неорганическая химия -М.: Высшая школа.1976.
25. Полинг Л. Общая химия. М.: Мир, 1974, 848с.
26. Реми Г. Курс неорганической химии. Т.1,2. -М.: Мир, 1972.
27. Степин Б.Д., Цветков А.А., Неорганическая химия. -М.: Высшая школа. 1989.
28. Угай Я.А. Общая химия. -М.: «Высшая школа» - 1984.
29. Угай Я.А. Неорганическая химия. -М.: «Высшая школа» - 1989.
30. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. -М.: «Высшая школа» - 1997.
31. Химия, кыскача энциклопедия, Бишкек - 1997.
32. Популярная библиотека химических элементов. М.: «Наука» - 1977, Т.1,2.
33. Неорганическая химия, энциклопедия школьника, М.: -1975.
34. 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. -1436.
35. Сагындыков Ж. Химия. -Ош, 2004.-232б.
36. Сагындыков Ж. Химиянын негиздери. -Ош, 2006.-196б.

Кириш сөз	3
ЭЛЕМЕНТТЕРДИН ХИМИЯСЫ	
1 Суутек	4
2 I группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы Жез подгруппасынын элементтери	8 11
3 II группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы II Б группанын элементтери	18 23
4 III группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы III Б группанын элементтеринин химиясы	28 37
5 IV группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы IV Б группанын элементтери	144 57
6 V группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы V Б группанын элементтеринин химиясы	60 74
7 VI группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы VI Б группанын элементтери	78 90
8 VII группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы.. VII Б группанын элементтери	95 107
9 VIII группанын негизги подгруппасынын элементтеринин химиясы.. VIII Б группанын элементтеринин химиясы	115 118
Колдонулган адабияттар	132



925467