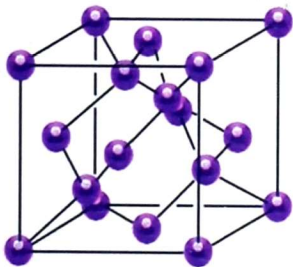
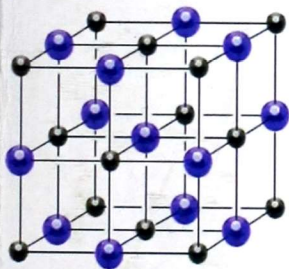


24.1 (ккч)  
А 13

Т.А. Абдулазизов  
И.Э. Эргешов  
М.А. Шайимкулова

## Органикалык эмес химия (s жана p элементтеринин химиясы)



Ош – 2011

УДК 546  
ББК 24.1  
А 13

УДК 546  
ББК 24.1  
А 13

Ош мамлекеттик университетинин Окумуштуулар кеңеши басууга  
сунуштаган

**Сын пикир жазган:**

Исмаилов М.И. – химия илим. кандидаты, доцент, ОшМУ

**Абдулазизов Т.А. ж.б.**

А 13. Органикалык эмес химия (s жана p элементтери): ЖОЖдор үчүн окуу китеби. Т.А. Абдулазизов, И.Э. Эргешов. М. А. Шайимкулова. – Ош: ОКДБ КӨУ, 2011. – 376 бет.

ISBN 978 – 9967 – 438 – 39 - 2

Бул окуу китебинде s жана p элементтеринин физикалык, химиялык касиеттери, өнөр жайда жана лабораториялык шартта алуу ыкмалары, ачылыш тарыхы ж. б. у. с. маселелер каралган. Бул окуу китеби жогорку окуу жайларынын химия, биология адистиктери боюнча жана орто окуу жайларында билим алып жаткан студенттерге, окутуучуларга жана жалпы химияга кызыккан окурмандарга арналат.

А – 1704000000 – 11  
ISBN 978 – 9967 – 438 – 39 - 2

УДК 546  
ББК 24.1

@ Абдулазизов Т.А., Эргешов И.Э.,  
Шайимкулова М.А., 2011

*Чыныгы химик таанып билгенин далилдей алышы керек ..., б.а. аны түшүндүрө билиши керек...*

**М.В. Ломоносов**

### **Кириш сөз**

Бул окуу китебинде мезгилдик системадагы s жана p элементтеринин химиясынын өзгөчөлүктөрүн кененирээк берүү максатында алардын ачылыш тарыхы, жаратылышта таралышы, алынышы, физикалык, химиялык касиеттери кененирээк каралып, алардын бирикмелеринин алыныштарына, касиеттерине тереңирээк токтолуп химик, биолог жана химия предметин окуган кесип ээлерине (медицина, ветеринария, агрономия ж.б.) жеткиликтүү тилде жазууга далалат кылынган. Химиялык реакциялардын теңдемелери тексттен бөлүнүп жазылып, көпчүлүк реакциялардын жүрүү шарты көрсөтүлгөн.

Органикалык эмес бирикмелер жер кыртышында кездешкен минералдардын негизги курамдарын түзөт. Тирүү организмде көптөгөн процесстер органикалык эмес заттардын жана алардын бирикмелеринин жардамында ишке ашат. Мисалы фотосинтез процессин ишке ашырууда, магнийдин органикалык лиганда менен болгон комплекстик бирикмеси чоң мааниге ээ. Кычкылтектеги бүткүл организмге ташууда кандын курамындагы гемоглобиндеги темирдин аткарган кызматын бир дагы органикалык зат аткара албайт.

Суутектин жер бетиндеги негизги минералы суу жашоонун негизги булагы болсо, натрийдин жана калийдин иондору клеткадагы натрийдик-калийдик насоско катышат.

Кальций жана анын бирикмелери организмдеги таяныч кыймылдаткыч функциясын аткарган сөөктүн негизги курамын түзөт жана көптөгөн биохимиялык процесстерге катышат.

Кол жазманы даярдоодо баалуу кеңештерин, сын пикирлерин бергени үчүн авторлор х.и.д., профессор академик Б.М.Мурзубраимовго, КР нын Мамлекеттик сыйлыгынын лауреаты х.и.д., профессор А.С. Сатыбалдиевге, х.и.д., профессор А.Т.Токтомаматовго, х.и.к., доцент М.И. Исмаиловго, х.и.к., доцент Ж.Э. Эргешбаевге терең ыраазычылыктарын биждиришет.

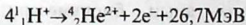
Бул китеп s жана p элементтердин химиясын окуп үйрөнүүдө жогорку жана орто окуу жайлардын студенттерине, окутуучуларга, аспиранттарга арналып жазылган, ошондой эле илим изденүүчүлөргө өзүнүн оң таасирин тийгизип, көмөк көрсөтөт деген пикирдебиз.

## 1. Суутек (Hydrogenium)

**1.1. Тарыхый маалымат.** Суутек XVI кылымдын биринчи жарымында немец дарыгери Парацельс тарабынан ачылган. 1776-жылы англиялык химик Г. Кавендиш суутектин касиеттерин үйрөнүп башка газдардан айырмачылыгын көрсөткөн. 1783-жылы А. Лавуазье биринчилерден болуп суутекти суунун курамынан бөлүп алган, суу суутектин кычкылтек менен болгон химиялык бирикмеси деп айткан.

### 1.2. Суутектин жаратылышта таралышы, алынышы

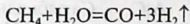
Суутек жаратылышта негизинен бирикме түрүндө тирүү организмдердин (өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын ж.б.), жаратылыш газынын, суунун, нефтинин, кээ бир минералдардын составында кездешет. Суутек жер кыртышында эркин абалда өтө сейрек болот: вулкандык газдардын курамында, органикалык заттардын калдыктарынын ажыроосунан өтө аз санда болсо да пайда болуп турат. Ал эркин абалында космосто (космостук материянын 63%ти суутек, 36%ти гелий жана калган 1%ти башка заттар) кездешет. Күн системасында космостук мейкиндикке секунда сайын 4 млн. тоннага эквивалент санда энергия бөлүнүп чыгып турат. Бул энергия суутектин төрт протонунун кошулушунун негизинде гелийдин яросунун пайда болушу учурундагы ядролук реакцияда пайда болот. Реакция бир канча баскычта жүрөт жана ал жалпысынан төмөндөгүдөй жазылат:



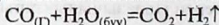
1г суутектин протону күйгөндө 1г таш көмүр күйгөндөгү энергияга салыштырганда 20млн эсе көп энергия бөлүнүп чыгат.

Суутек өнөр-жайда төмөнкү жолдор менен алынат.

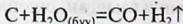
1. Катуу отундарды, жаратылыш газын суу буусунун жардамы менен конверсиялоодон.



2. Ис газын суу буусу менен каталикалык конверсиялоодон.

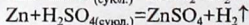
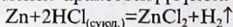


3. Жогорку температурада суу буусун көмүр менен калыбына келтирүүдөн.

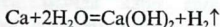
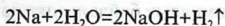


Лабораториялык шартта төмөнкү жолдор менен алынат.

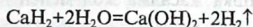
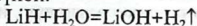
1. Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алган металлдардын туз, күкүрт кислоталарынын суюлтулган эритмелери менен аракеттенүүсүнөн.



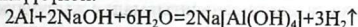
2. Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын суу менен аракеттенишүүсүнөн.



3. Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын гидриддеринин суу менен аракеттенишүүсүнөн.

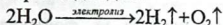


4. Амфотердик металлдардын щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенишүүсүнөн.



натрий тетрагидрокси  
алюминаты

5. Сууну, щелочторду же күкүрт жана туз кислоталарынын суудагы эритмелерин электролиздөөдөн.



мында катоддо суутектин молекуласы; аноддо кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат.

### 1.3. Суутектин мезгилдик системадан алган орду

Суутек Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 1-мезгилинин элементи болуп эсептелет, бирок белгилүү группадан алган орду жок, ошондуктан инварианттуу эмес. Суутектин жалгыз электрону  $1s^1$  орбиталында жайгашкандыктан формалдуу түрдө 1-группанын типтүү элементтеринин катарына кошулат.

Суутектин щелочтуу металлдарга окшоштук жактары төмөнкүлөр.

1. Щелочтуу металлдар сыяктуу көпчүлүк учурда суутектин кычкылдануу даражасынын мааниси +1ге барабар.

2. Щелочтуу металлдар сыяктуу калыбына келтиргичтик касиетке ээ.

3. Оптикалык спектрлеринин окшоштугу.

Суутектин галогендерге окшоштук жактары төмөнкүлөр.

1. Кадимки шартта суутектин агрегаттык абалы газ түрүндө болуп, молекуласы эки атомдон турат.

2. Суутектин молекуласын түзгөн атомдор бири-бири менен галогендердин ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ) молекуласы сыяктуу уюлсуз коваленттик байланыш аркылуу байланышат.

3. Галогендер сыяктуу химиялык бирикмелерде суутектин кычкылдануу даражасынын мааниси -1ге барабар.

Ошондуктан суутек I жана VII группада жайланышкан.

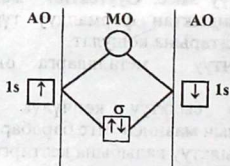
Суутек мезгилдик системадагы башка элементтерден айырмаланып, ядрого жакын жайгашкан  $1s$  орбиталдагы жалкы электрону менен химиялык байланышка катыша алат.

#### 1.4. Суутектин физикалык жана химиялык касиеттери

Жаратылышта суутектин эки стабилдүү изотобу (протий, дейтерий) жана бир радиоактивдүү изотобу (тритий) бар. Бул изотоптордон башка жасалма жол менен  $^4_1\text{H}$  жана  $^5_1\text{H}$  изотоптору алынган.

Суутек түссүз, жытсыз, абадан  $14,32$  эсе жеңил газ. Эрүү температурасы  $-259,1^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $-252,6^\circ\text{C}$ . Суутек башка газдарга салыштырмалуу жылуулуку жакшы өткөрөт. Суюк абалдагы суутек түссүз, тунук келген, электр тогун өткөрбөгөн суюктук. Суюк суутектин  $-253^\circ\text{C}$ дагы тыгыздыгы  $0,0708\text{кг/л}$ . катуу абалдагы суутектин кристаллдык торчосу гексагоналдык түзүлүшкө ээ.

Суутек кадимки шартта  $\text{H}_2$  формулага жооп берген молекула түрүндө жашайт. Суутектин молекуласындагы атомдор бири-бири менен уюлсуз коваленттик байланыш аркылуу байланышкан. Суутектин атомунун электрондук түзүлүшү  $\text{H}^{+1} 1s^1 \uparrow$  болгондуктан, сырткы электрондук конфигурациясын теңөө үчүн бир электрон жетишпейт. Суутектин молекуласын молекулалык орбиталдар методу (МОМ) менен көрсөтүүгө болот.



1-сүрөт. Суутектин молекуласы  
МОМ боюнча

Суутектин молекуласынын диссоциация энергиясы жогору.  $2500^\circ\text{C}$ да молекуланын ( $\text{H}_2$ ) атомдорго ( $\text{H}$ ) ажырашы бир аз байкалат.  $5000^\circ\text{C}$ да гана суутектин молекуласы толук атомдорго ажырайт, диссоциация даражасынын мааниси  $0,95$ ке барабар болот.

Суутектин молекуласы эки сорттогу молекуланын (орто жана пара) аралашмасынан турат. Бул эки модификация бири биринен протондун өздүк моментиндеги айланууларынын багыттары менен айырмаланышат.

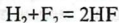
**Орто-формасы**  $o\text{-H}_2$ , мында эки протон өз огунун айланасында бирдей багытта айланат ( $\uparrow\uparrow$ ).

**Пара-формасы**  $p\text{-H}_2$ , мында ядро карама-каршы багытта айланат, ал эми ядролук спиндер антипараллель ( $\uparrow\downarrow$ ). Суутектин молекуласындагы орто - жана пара - модификациясы бири-бирине өтүп турат. Бөлмө температурасында аралашманын тең салмактуулук абалында 75%  $o\text{-H}_2$  түзөт. Абсолюттук нөлгө жакын температурада аралашманы негизинен  $p\text{-H}_2$  түзөт. Бул эки модификация термодинамикалык касиеттери менен айырмаланышат.

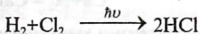
Химиялык реакцияга суутектин молекуласына караганда атомардык суутек жөндөмдүүрөөк. Атомардык суутек бөлмө температурасында кычкылтек, көпчүлүк металл жана металл эместер менен аракеттенишет. Күчтүү кычкылдандыргычтар катарына кирген калийдин перманганатын ( $\text{KMnO}_4$ ) калыбына келтирет.

Суутек сууда жана органикалык эриткичтерде начар эрийт, бирок металлдарда жакшы эрийт. Мисалы бир көлөм палладийде 900 көлөм суутек эрийт.

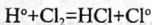
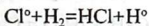
Кадимки шартта суутектин молекуласы туруктуу болгонуна байланыштуу, салыштырмалуу анча деле активдүү эмес, ошондуктан  $-250^\circ\text{C}$ дан бөлмө температурасына чейин фтор менен гана аракеттенишет.



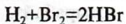
Металлдар жана металл эместер менен температуранын таасиринде гана аракеттенишет. Хлор менен жарыктын таасиринде аракеттенишет:



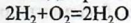
Бул реакция механизми боюнча чынжырлуу реакцияга кирет. Жарыктын таасиринде хлордун молекуласы ажыроого дуушар болот:



Иод, бром менен  $350^\circ\text{C}$ - $500^\circ\text{C}$ да катализатордун (Pt) катышуусунда аракеттенишет.



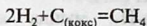
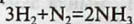
Суутек кычкылтек менен  $500^\circ\text{C}$ да аракеттенишет.



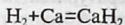
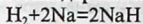
Бул реакция да механизми боюнча чынжырлуу реакцияга кирет. Күкүрт менен  $150^\circ\text{C}$ - $200^\circ\text{C}$ да аракеттенишет.



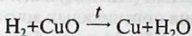
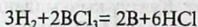
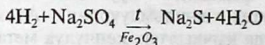
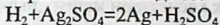
Жогорку температурада жана катализаторлордун катышуусунда суутек азот, көмүртек менен аракеттенишет.



Жогорку температурада металлдар менен аракеттенишет.

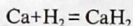
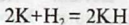


Суутек калыбына келтиргич касиетке да ээ.

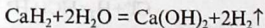
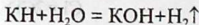


Металлдар жана металл эместер менен суутек бирикмени пайда кылат. Суутектин бинардык бирикмелери жалпысынан 3 топко бөлүнүшөт: туз сымал (иондук), металл сымал жана учма.

Суутектин туз сымал жана металл сымал бирикмелери гидриддер деп аталышат. Туз сымал гидриддер суутектин щелочтуу жана щелочтуу - жер металлдар менен түздөн-түз аракет-тенишүүсүнөн пайда болот.



Бул гидриддерде суутектин кычкылдануу даражасынын мааниси – Iге барабар болот. Туз сымал гидриддер суу менен аракеттенгенде суутек бөлүнүп чыгат.



Туз сымал гидриддер (LiHден башкасы) эрүү температурасына жеткенде металлдын жана суутектин атомуна диссоциацияланат. Бөлүнгөн суутек металлдын балкытмасында аз эрийт. Литийдин гидриди эригенде ажырабайт. Щелочтуу металлдардын гидриддеринин кристаллдык түзүлүшү NaClдун кристаллдык түзүлүшүнө окшош, ал эми щелочтуу-жер металлдарынын гидриддери татаал катмардуу түзүлүштөгү структурага ээ.

Суутектин d- жана f-элементтери менен болгон бирикмелери металлдык касиетке ээ. Бул бирикмелер кара күкүм же морт массада



алынат. Мындай гидриддердин электр, жылуулук өткөрүмдүүлүгү металлдардын өткөрүмдүүлүгүнө окшош. Булардын курамы стехиометриялуу эмес, көпчүлүк учурда жалпысынан  $\text{ЭН}_2$  жана  $\text{ЭН}$  формуласына жооп беришет. Кээ бир учурларда  $\text{ЭН}_2$  түрүндөгү гидриддер да кездешишет.

d- жана f-элементтеринин гидриддериндеги байланыштын мүнөзү боюнча эки теория бар. Бул теориялардын биринде суутек гидриддин кристаллдык торчосунда  $\text{H}^+$  түрүндө болуп өзүнүн электронун металлдын өткөрүү зонасына берет. Экинчи теорияда суутек металлдын өткөрүү зонасынан бир электронду кошуп алып, гидриддин торчосунда  $\text{H}^-$  түрүндө боло алат.

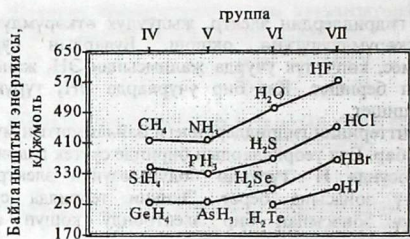
IV, V, VI мезгилдердеги биринчи үч элементтер (Sc, Ti, V, Y, Zr, Nb, La, Hf, Ta) суутекти жакшы сиңиришет. Гидриддердин пайда болуу энтальпиясынын маанилери төмөнкүгө барабар:

	$\text{ScH}_2$	$\text{YH}_2$	$\text{LaH}_2$	$\text{TiH}_2$	$\text{ZrH}_2$
$\Delta H_{298}^\circ$ , кДж/моль	-69	-186	-208	-144	-169

VII жана VIII группанын элементтеринин (палладийден башкасы) суутек менен аракеттенишүүсү начар. Мисалы, темирдин гидридинин пайда болуу энтальпиясы  $-0,84$  кДж/мольго барабар.

Салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси жогору элементтер менен болгон бирикмелеринде суутектин кычкылдануу даражасынын мааниси  $+1$ ге барабар болот. Металл эместер менен болгон гидриддери учма келишет. Учма болушунун себеби молекулалардын ортосунда начар Ван-дер-Вальс күчтөрү же суутектик байланыш болгондугу менен түшүндүрүлөт. Учма гидриддердин атомдорунун ортосундагы байланыштын бекемдиги жана термикалык туруктуулугу, суутек менен байланышкан элементтин атомунун өлчөмүнө жана салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнөн көз каранды.

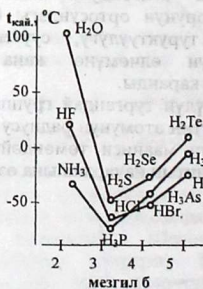
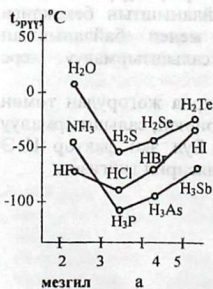
2-сүрөттө көрсөтүлүп тургандай группаларда жогорудан төмөн карай экинчи элементтин атомунун радиусу чоңоюп, салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси төмөндөйт. Бул эки фактор  $\text{H}-\text{Э}$  ортосундагы байланыштын начарлашына өз таасирин тийгизет.



2-срета. Учма суутектик бирикмелердин байланышынын энергиясы

Мезгилдерде солдон онго карай экинчи элементтин атомдорунун радиустары кичирейип, салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси жогорулашы менен Н-Э ортосундагы байланыштын бекемдиги жогорулайт. Салыштырмалуу терс электрдүүлүгү жакын элементтердин кайсынысынын атомдук массасы оор болсо учма суутектик бирикмелери туруксуз болот. Мисалы, метан (CH<sub>4</sub>) жана күкүрттүү суутекти (H<sub>2</sub>S) салыштырганда метандан күкүрттүү суутек туруксузураак келет.

Учма гидриддердин кайноо жана эрүү температуралары 3-срета көрсөтүлгөн.



3-срета. V, VI жана VII группаларынын р-элементтеринин: а) эрүү температуралары; б) кайноо температуралары.

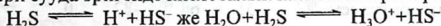
3-сүрөттө көрүнүп тургандай  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$  кайноо температураларынын ар түрдүү болушу молекулалардын ортосундагы суутектик байланыш менен түшүндүрүлөт.

Учма суутектик бирикмелердин молекулаларынын ортосундагы байланыштын уюлдуулугу мезгилде IVA группасынын элементтеринен VIIA группасынын элементтерин көздөй жогорулайт, ал эми группаларда жогорудан төмөндү карай начарлайт. Молекуланын ортосундагы уюлдуулук жана байланыштын бекемдигинин өзгөрүшү менен учма суутектик бирикмелердин сууга болгон мамилеси өзгөрөт. Мисалы, IVA группасынын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери сууда начар эришет, уюлдуу эмес органикалык эриткичтерде жакшы эришет. Сууда эригенде гидрооксокомплекстерди пайда кылуу менен суутекти сүрүп чыгарышат.

VA группасынын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери сууда жакшы эришет.

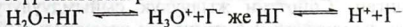


VIIA группасынын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери сууда эригенде кислоталык касиетти көрсөтүшөт.



Кислотанын күчү VIA группасынын элементтеринде  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$  багытта, башкача айтканда жогортон төмөн карай жогорулайт.

VIIA группасынын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери сууда жакшы эришет жана суудагы эритмелери ( $\text{HF}$  башкасы) күчтүү кислоталар.



$\text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$  багытында байланыштын уюлдуулугу төмөндөшү менен байланыштын бекемдиги да төмөндөйт жана кислоталык касиети жогорулайт.

Полимердик гидриддерге бериллийдин, магнийдин, алюминийдин гидриддерин киргизүүгө болот:  $(\text{BeH}_2)_x$ ,  $(\text{MgH}_2)_x$  жана  $(\text{AlH}_3)_x$ . Бул заттар катуу заттар  $100^\circ$ ,  $300^\circ\text{C}$  да металлга жана суутекке ажырайт.

### 1.5. Суу. Суунун физикалык жана химиялык касиеттери

Суу суутек менен кычкылтектин бирикмеси болуу менен жаратылышта өтө кеңири таралган. Жер планетасында суунун жалпы запасы  $1,39 \cdot 10^{18}$  тоннаны түзөт.

Суу бардык тирүү организмдердин курамында болот. Мисалы, кишинин денесинин 70%тин, кандын составынын 80%тин, булчуңдардын 35%тин, сөөктүн 25%тин суу түзөт. Эгерде кишинин организми 12% нымдуулугун жоготсо анда организм өлүмгө дуушар болот.

Жаратылыштагы суулардын курамында аралашмалар (иондор) болот. Салыштырмалуу таза суу катары жамгыр суусу саналат.

Таза суу түссүз, жытсыз, даамсыз суюктук, тыгыздыгы катуу агрегаттык абалдан суюк абалга өткөндө башка заттардай төмөндөбөстөн кайрадан жогорулайт. Температураны  $0^{\circ}\text{C}$ дан  $4^{\circ}\text{C}$ га чейин жогорулатканда тыгыздыгы жогорулайт. Бирок суунун тыгыздыгы  $4^{\circ}\text{C}$ да максималдык абалга жетет, температураны андан ары жогорулатканда тыгыздыгы төмөндөйт.

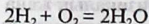
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы VI-группанын негизги подгруппасынан орун алган элементтердин суутек менен болгон бирикмелеринин кайноо, эрүү температуралары төмөнкүдөй

	$\text{H}_2\text{Te}$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{O}$
Молекулалык массасы	129	80	34	18
Кайноо температурасы, $^{\circ}\text{C}$	-4	-42	-61	100
Эрүү температурасы, $^{\circ}\text{C}$	-51	-64	-82	0

$\text{H}_2\text{Te} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$  карай молекулалык массанын төмөндөшү менен кайноо жана эрүү температуралары закон ченемдүүлүк менен төмөндөйт, бирок бул закон ченемдүүлүккө суунун молекуласы баш ийбейт, себеби суунун кайноо жана эрүү температурасы кескин жогорулайт.

Суунун жылуулук сыйымдуулугу чоң. Анын мааниси бир деп кабыл алынган. Спирттин жышуулук сыйымдуулугу 0,3; кумдун жылуулук сыйымдуулугу 0,2; темирдин жылуулук сыйымдуулугу 0,1 барабар.

Суу өтө туруктуу бирикме, температуранын натыйжасында кайнап бууга айланат, буу конденсацияланып кайра сууну пайда кылат. Бирок буу  $1000^{\circ}\text{C}$ да ажырабаганы байкалган. Төмөнкү температурада тоңуп музду пайда кылат, муз ээрип сууга айланат. Ошондуктан сууну жөнөкөй зат деп аташкан. 1784-жылы англиялык физик жана химик Генри Кавендиш (1731-1810 жж.) биринчилерден болуп суутек менен кычкылтектин аралашмасын күйгүзүп сууну алган.

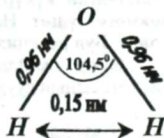


Суунун молекуласынын ассоциацияланышы молекулалардын өз ара бири-бири менен суутектик байланыш аркылуу байланышынан ишке ашат. Суунун молекуласы үч бурчтук түзүлүшкө ээ. Үч

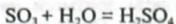
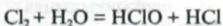
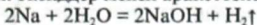
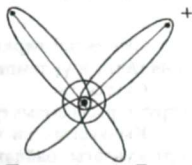
бурчтуктун чокусунда кычкылтектин атому орун алган. Кычкылтектин атому менен суутектин атомдорунун аралыктары (O-H) 0,1нм жакын, ал эми суутектин атомдорунун аралыгы 0,15 нм.

Кычкылтектин атому  $sp^3$ -гибриддешүү абалында болгондуктан тетраэдрдик түзүлүшкө жакын, бурч  $104,5^\circ$  түзөт.

Кычкылтектин атомунун салыштырмалуу терс электрдүүлүк мааниси чоңураак болгондуктан суутектин атомдорунун электрондук булуттарынын тыгыздыгы кычкылтектин атомунун ядросуна карай тартылат. Ошондуктан суутектин атомдору эффективдүү оң зарядка ээ. Кычкылтектин атомундагы бөлүнбөгөн электрондордун жуптары азыраак санда компенсацияланбастан калат. Ошондуктан суунун молекуласы эки оң жана эки терс заряддалган талаага ээ.



Суу – химиялык формуласында көрүнүп тургандай, суутектин эки атомунан жана кычкылтектин бир атомунан турат. Суутек жана кычкылтектин белгилүү изотопторун эске алганда 36 түргө жакын сууну пайда кылат. Суу күчтүү уюлдуу эриткич болуп саналат. Суу көптөгөн активдүү металлдар жана металл эместер менен, ошондой эле негиздик жана кислоталык оксиддер менен аракеттенет.



Суу туздар менен кристаллогидраттарды пайда кылат. Кадимки шартта кээ бир газдар менен суу кошулуп гидраттарды пайда кылат. Мисалы:  $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$ ;

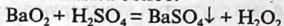
Жогоруда аталган гидраттар  $0^\circ\text{C}$  дан  $24^\circ\text{C}$ га чейинки аралыкта кристаллдарды пайда кылат.

Суу жаратылышта тынымсыз айланууда болот, суунун буу түрүндө атмосферага көтөрүлүшү энергияны талап кылат, б.а. күндүн энергиясынын 23% ти суунун бууланышына жумшалат.

### 1.6. Суутектин перкычкылы

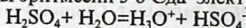
$\text{H}_2\text{O}_2$  – суудан башка кычкылтектин суутек менен болгон дагы бир бирикмеси болуп суутектин перкычкылы саналат. Суутектин перкычкылы абадагы кычкылтектин катышуусунда жаратылышта

көптөгөн заттардын кычкылданышынан аралык зат катары пайда болот. Лабораториялык шартта суутектин перкычкылын төмөнкү реакциянын жардамы менен алса болот.

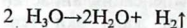
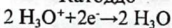


Реакцияда көрүнүп тургандай барийдин перкычкылына суюлтулган күкүрт кислотасын таасир эткенде барийдин сульфаты чөкмөгө түшөт. Натыйжада эритмеде суутектин перкычкылы пайда болот. Бул реакцияны 1818-жылы Тенар ачкан.

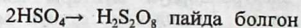
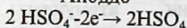
Өнөр жайда суутектин перкычкылы 40-68%түү күкүрт кислотасынын суудагы эритмесин 5-8<sup>0</sup>Сда электролиздегенде.



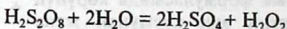
Катоддо



Аноддо



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ (надсерная)кислота суу менен аракеттенгенде алынат.



Суутектин перкычкылы сироп сыяктанган суюктук, тыгыздыгы 1,44 г/см<sup>3</sup>, эрүү температурасы 0,44<sup>0</sup>С, кайноо температурасы 150,2<sup>0</sup>С.

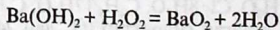
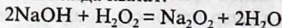
Суутектин перкычкылынын структурасы сызыктуу эмес.

Кычкылтектин (О-О) атомдорунун ортосундагы байланыштын энергиясы (О→О) суудагы (О→Н) энергиясына салыштырганда төмөн.

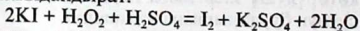
Суутектин перкычкылында молекулалар бири-бири менен

суутектик байланыш аркылуу байланышат. Суутектин перкычкылынын суудагы эритмеси начар кислоталык касиетке ээ.

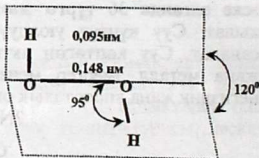
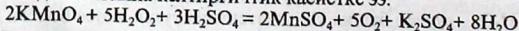
$\text{H}_2\text{O} \dots \text{H}_2\text{O}_2 \longleftrightarrow \text{OH}_3^+ + \text{HO}_2^-$ . Ошондуктан негиздер менен аракеттенип металлдардын перкычкылын пайда кылат.



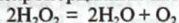
Суутектин перкычкылы күчтүү кычкылдандыргычтык касиетке ээ. Иодиддерди эркин иодго чейин, нитриддерди нитратка чейин ж.б. оңой кычкылдандырат.



Күчтүү кычкылдандыргычтар менен кычкыл чөйрөдө аракеттенгенде калыбына келтиргичтик касиетке ээ.



Суутектин перкычкылынын ажыроосу кычкылдануу-калыбына келүү реакциясынын диспропорциялык тибине кирет.



Лабораторияда суутектин перкычкылынын 3% жана 30%түү эритмелери колдонулат. 30%түү эритмеси пергидроль деп аталат.

### 1.7. Суутектин колдонулушу

Суутек химиялык өнөр жайларда аммиакты, метанолду, хлордуу суутекти синтездөөдө жана майларды, катуу жана суюк отундарды гидрогенизациялоодо кеңири колдонулат. Суутек кычкылтекте күйгөндө температура  $2600^\circ\text{C}$ га чейин жетет. Мындай жогорку температурада кыйындык менен эрүүчү металлдарды ширетүүгө болот. Суюк суутек эффективдүү реактивдик отун катары пайдаланылат.

Суутекти отун катары колдонуу энергетикалык кризистен чыгууга жана экологиялык маселелерди чечүүгө жол берет. Бүгүнкү күндө 300 литр бензин берген энергияны жаратылыш суусунун ар бир литри бере алат.

Гелийди синтездөөдө суутектин изотоптору тритий жана дейтерий чоң мааниге ээ. Суутектин бирикмелери да кеңири колдонулат жана ар бири өзгөчө мааниге ээ. Мисалы, d-металлдарынын гидриддери бул металлдын күкүмүн алууга колдонулса, ал эми металл эместердин гидриддери, мисалы  $\text{NH}_3$  минералдык жер семирткичтерди алууда колдонулат. Суутектин жаратылыштагы негизги бирикмеси суу- жашоонун булагы.

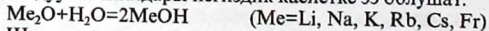
## 2. IA группанын элементтери

### 2.1. IA группанын элементтеринин жалпы мүнөздөмөсү

Щелочтуу металлдарга Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы I группанын негизги подгруппасындагы элементтер (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) кирет. Бул элементтердин бардыгы бир валенттүү жана типтүү металлдар. Булардын валенттик электрону  $ns^1$  орбиталында жайгашкан. Щелочтуу металлдардын бардыгы реакцияга жөндөмдүү келишет, типтүү калыбына келтиргичтер. Литийден францийге карай атомдорунун жана иондорунун радиустары чоңоюп, ал эми ионизация потенциалы литийден цезийге карай төмөндөйт. Эрүү жана кайноо температуралары литийден францийге карай төмөндөшүнүн себеби кристаллдык торчодого металлдык байланыштын начарлашына байланыштуу. Литийдин ички орбиталында эки гана электрон болгондуктан анын касиеттери башка щелочтуу металлдардан айырмаланып турат. Литийдин туздарынын ичинен карбонаты жана фосфаты башка щелочтуу металлдардын карбонаттарына жана фосфаттарына салыштырганда сууда эригичтиги начар келет.

Литий жана башка щелочтуу металлдар буу абалында молекула ( $Na_2$ ,  $Li_2$ ) түрүндө кездешет, мында молекуладагы атомдор бири-бири менен коваленттик байланыш аркылуу байланышышат. Литийден цезийге карай гидратация энергиясы, гидратташкан иондордун радиустары жана кычкылдардын, фториддердин пайда болуу жылуулуктары төмөндөйт. Ал эми пайда болуу жылуулугу ионизация энергиясы менен байланышкан жана бир канча факторлордон көз каранды.

Бардык щелочтуу металлдарды абада күйгүзгөндө алардын ичинен литий гана нормалдуу кычкылды  $Li_2O$  пайда кылат, ал эми натрий перкычкылды  $Na_2O_2$ , калий, рубидий жана цезий надперкычкылды пайда кылат. Щелочтуу металлдардын бардык нормалдуу кычкылдары негиздик касиетке ээ болушат:



Щелочтуу металлдардын ичинен литий гана бөлмө температурасында азот менен аракеттенишет. Булардын ичинен эң оор металл болуп франций саналат. Франций радиоактивдүү элемент, эрүү температурасы  $+21^\circ C$  түзөт.

Щелочтуу металлдардын катуулугу Моостун шкаласы боюнча литийден цезийге карай төмөндөйт. Моостун шкаласы боюнча булардын катуулугу Iге да жетпейт, ошондуктан бул металлдарды бычак менен да кесүүгө болот.

Щелочтуу металлдардын буусу жалындын түсүн өзгөртөт. Литий - кызыл, натрий - сары, калий - күлгүн, рубидий - күлгүн-кызыл,



цезий – көгүлтүр түскө өзгөртөт. Щелочтуу металлдардын ичинен натрий жана цезийден башкалары бир канча изотопко ээ. Щелочтуу металлдар металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алышкан. Алар өтө активдүү болушкандыктан жаратылышта эркин абалында кездешишпейт.

ОШ МАМЛЕКЕТТИК УНИВЕРСИТЕТИ  
КИТЕПКАНА  
ИНВ № 963722

## 2.2. Литий (Lithium)

**2.2.1. Тарыхый маалымат.** Литий биринчи жолу 1817-жылы швед химиги И.А.Арфведсон тарабынан ачылган. И.А.Арфведсон белгилүү химик Берцелиустун окуучусу болгон. Ал Утодогу темир кенинен табылган минералдын алюмосиликат экендигин тез эле анализдеп, тактаганда минералдын курамындагы кремний, алюминий жана кычкылтек жалпы массанын 96%тин түзгөн, ал эми 4% башка зат бар экендигине ишенген. Минералдын суудагы эритмеси щелочтук чөйрөнү көрсөткөн. Арфведсон минералдын курамында щелочтуу металл бар деген ойдо болгон, бирок ошол убакта щелочтуу металлдардан натрий жана калий гана белгилүү болгон эле. Минералдын курамындагы щелочтуу металлдын тузунун суудагы эригичтиги, натрий, калийдин ошол эле тузунун суудагы эригичтигине салыштырганда алты эсе жогору болгон. Ушул касиетине таянып Арфведсон жаңы элемент экендигине ишенген. Курамында литий бар минерал ташка окшош болгондуктан, Берцелиус жаңы ачылган элементтин атын «литий» деп атаону Арфведсонго сунуштайт. «Литий» гректин «литос» деген сөзүнөн алынып «таш» деген маанини билдирет.

Арфведсон ачкан жаңы элементти окуп үйрөнүүгө көпчүлүк химиктер кызыгышкан. 1818-жылы немец химиги Л. Гмелин литийдин туздары түссүз, жалынды кызыл түскө бөоеорун аныктаган. Арфведсон бир канча минералдардын курамында литий бар экендигин аныктаган. 1825-жылы Йенс Якоб Берцелиус литий Германиядагы минералдык суулардын курамында бар экендигин аныктаган.

Биринчи жолу металлдык литийди 1818-жылы англиялык химик Хемфри Деви литийдин гидрокычкылынын балкытмасын электролиздөө жолу менен бөлүп алган. Бирок көп сандагы литийди, 1855-жылы бири-бирине байланышпастан туруп, немец химиги Р.Бунзен жана англиялык химик О.Матиссен литийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөө жолу менен алышкан.

### 2.2.2. Литийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Литий жаратылышта салыштырмалуу кеңири таралган элемент. Жер кыртышынын  $5 \cdot 10^{-3}\%$ тин түзөт. Литий жаратылышта түрдүү минералдардын курамында бирикме түрүндө, минералдык жана деңиз сууларынын ошондой эле кээ бир өсүмдүктөрдүн курамында кездешет. Литий тоо тектеринде негизинен натрий, калий менен чогуу, аз санда аралашма катары рубидий жана цезий менен чогуу кездешет. Литийдин жаратылыштагы негизги минералдары:

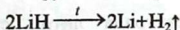
амблигонит –  $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$ ;

сподумен –  $\text{LiAl}(\text{Si}_2\text{O}_6)$ ;

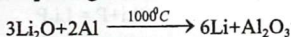
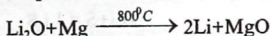
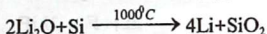
лепидолит –  $\text{K}_3\text{Li}_3\text{Al}_3[\text{Al}(\text{Si}_3\text{O}_{10})_2(\text{OH}, \text{F})_4]$  ж.б.

Литий төмөнкү жолдор менен алынат.

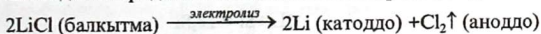
1. Литийдин гидридин  $\text{LiH}$   $850^\circ\text{C}$  да же вакуумда  $450^\circ\text{C}$  да ысытканда литийге жана суутекке ажырайт.



2. Литийдин кычкылын жогорку температурада кремний, магний жана алюминий менен калыбына келтирүүдөн.



3. Литийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөөдө.



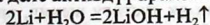
### 2.2.3. Литийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Литий күмүш сымал ак түстөгү, жумшак, бычак менен оңой кесилүүчү, ийилгич металл. Литийдин эрүү температурасы  $180,5^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $1327^\circ\text{C}$ . Литий металлдардын ичинен эң жеңили, тыгыздыгы  $0^\circ\text{C}$  да  $0,539\text{г/см}^3$ . Жаратылыштагы литий эки изотоптон турат:  ${}^6\text{Li}$  жана  ${}^7\text{Li}$ . Мындан башка да жасалма жол менен эки изотобу алынган:  ${}^8\text{Li}$  (жарым ажыроо убактысы  $0,841$  сек) жана  ${}^9\text{Li}$  (жарым ажыроо убактысы  $0,168$  сек).

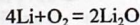
Литий экинчи мезгилдин биринчи элементи, сырткы электрондук катмарында бир электрон бар. Ал электрон  $2s^1$  орбиталында жайгашкан. Химиялык бирикмелерде литийдин кычкылдануу даражасынын мааниси  $+1$ ге барабар. Башка щелочтуу металлдарга салыштырганда химиялык жактан активсиз келет. Мунун себеби валенттик электрону  $2s^1$  салыштырмалуу ядрого жакын жайгашып, ядро менен байланышы бекем.

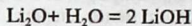
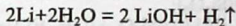
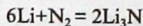
Литийдин негизги өзгөчөлүгүнүн бири комплекстик бирикмени пайда кылууга болгон жөндөмдүүлүгү, себеби анын стандарттык электроддук потенциалынын терс мааниси ( $-3,02\text{В}$ ) башка щелочтуу металлдарга салыштырмалуу төмөн.

Литий суу менен анча деле активдүү аракеттенбейт.



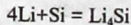
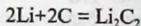
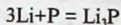
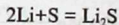
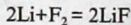
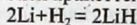
Литий абада тез эле өзүнүн металлдык жалтырактыгын жоготот, себеби, абадагы азот, кычкылтек жана суунун буусу менен аракеттенишет:



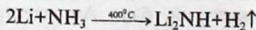
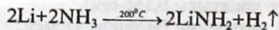
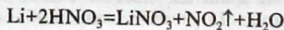
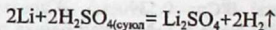
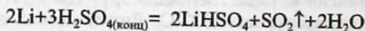
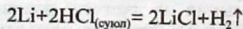


Пайда болгон заттар ( $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{LiOH}$ ) жабылган кабыкчанын составында болот.

Жогорку температурада литий суутек, галогендер, күкүрт, фосфор, көмүртек, кремний менен аракеттенишет.

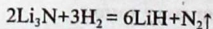
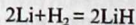


Литий минералдык кислоталар менен аракеттенет да тиешелүү туздарды пайда кылат.

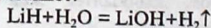


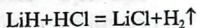
Литийдин көптөгөн органикалык жана органикалык эмес бирикмелери белгилүү. Бул бирикмелерде литийдин кычкылдануу даражасынын мааниси дайыма +1ге барабар.

Литийдин гидриди –  $\text{LiH}$ . Газ абалындагы литийдин гидриди суутекти литий же литийдин нитриди аркылуу  $700^\circ\text{C}$ – $800^\circ\text{C}$ да өткөргөндө алынат.

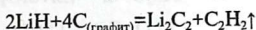
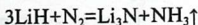
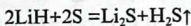
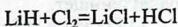
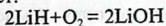


Литийдин гидриди ак түстөгү жеңил, эрүү температурасы  $680^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $0,82\text{г/см}^3$  болгон зат. Бөлмө температурасында суу жана кислоталар менен аракеттенишет:

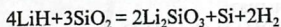
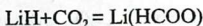
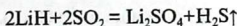




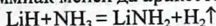
Жогорку температурада литийдин гидриди төмөнкү металл эмесер менен аракеттенишет:



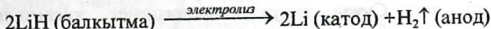
Металл эмесердин кычкылдары менен да жогорку температурада аракеттенишет:



Литийдин гидриди аммиак менен да аракеттенишет:

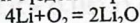


Литийдин гидридинин балкытмасын электролиздегенде катоддо литий, ал эми аноддо суутек бөлүнүп чыгат:

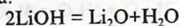


Литийдин кычкылы –  $\text{Li}_2\text{O}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

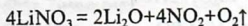
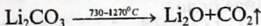
1. Литий кычкылтек менен түздөн – түз аракеттенүүсүнөн.



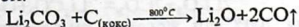
2. Литийдин гидрокычкылын  $800\text{--}1000^\circ\text{C}$  да суутектин атмосферасында ысытканда.



3. Литийдин карбонатын жана нитратын термикалык ажыратуудан.

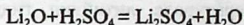
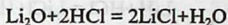
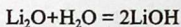


4. Литийдин карбонатын жогорку температурада көмүртек менен калыбына келтирүүдөн.

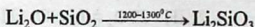
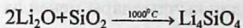
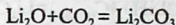
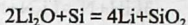
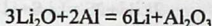
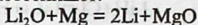


Литийдин кычкылы кубдук кристаллдык торчого ээ болгон, кыйындык менен эрүүчү, гигроскопдук ак түстөгү зат. Тыгыздыгы  $2,013\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $1760^\circ\text{C}$ .

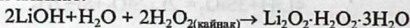
Литийдин кычкылы бөлмө температурасында суу жана кислоталар менен аракеттенишет.



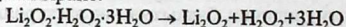
Литийдин кычкылы жогорку температурада металлдар жана металл эместер менен аракеттенишет.



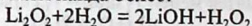
Литийдин перкычкылы –  $\text{Li}_2\text{O}_2$ , этанолдо төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат:



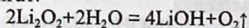
$\text{Li}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  – бул кристаллогидратты вакуумда  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  дун үстүндө сактаганда ажырайт:



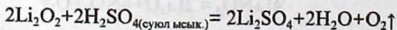
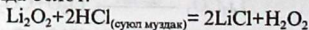
Литийдин перкычкылы ак түстөгү, ысытканда ажыроого учуроочу зат. Сууда толук гидролизденет, кислоталар менен аракеттенишет, абадагы көмүр кычкыл газын сиңирүүгө жөндөмдүү. Литийдин перкычкылы гидролизденгенде литийдин гидрокычкылы жана суутектин перкычкылы пайда болсо:



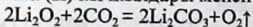
Ал эми ысык сууда литийдин гидрокычкылы жана кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат:



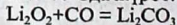
Суюлтулган минералдык кислоталар менен аракеттенишип температурага жараша суутектин перкычкылы, кычкылтек жана тишелүү туздар пайда болот:



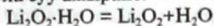
Көмүртектин (IV) жана (II) кычкылдары менен аракеттенет.



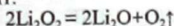
Бул реакция  $200^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада жүрсө, ал эми көмүртектин кычкылы менен  $40-70^\circ\text{C}$  да жүрөт.



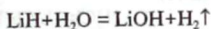
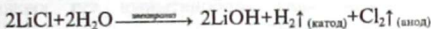
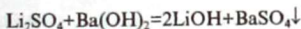
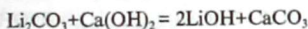
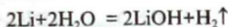
0<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада литийдин перкычкылынын курамындагы бир молекула суу ажырайт.



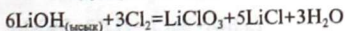
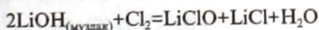
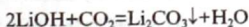
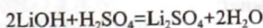
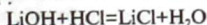
Бирок 200-400<sup>0</sup>Сда литийдин перкычкылы литийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт.



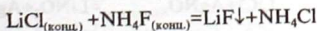
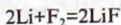
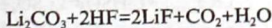
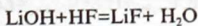
Литийдин гидрокычкылы (LiOH) төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



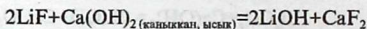
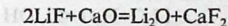
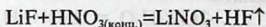
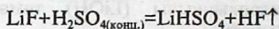
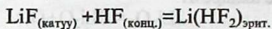
Литийдин гидрокычкылы ак түстөгү, балкыганда суутектин атмосферасында гана ажыроочу зат. Сууда жакшы эрийт, суудагы эритмеси негиздик касиетке ээ, кислоталар жана кислоталык кычкылдар, галогендер менен аракеттенишет. Эрүү температурасы 471<sup>0</sup>С, тыгыздыгы 146г/см<sup>3</sup>:



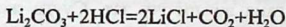
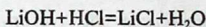
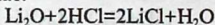
Литийдин фториди (LiF) литийдин гидрокычкылына же карбонатына плавик кислотасын таасир этип, 98<sup>0</sup>С да кургатканда, металлдык литий фтордун молекуласы менен, концентрацияланган литийдин хлоридинин суудагы эритмеси аммонийдин фторидинин концентрацияланган суудагы эритмеси менен аракеттенүүсүнөн алынат.



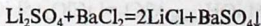
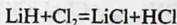
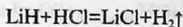
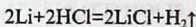
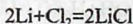
Литийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү микрокристалл, эригенде жана кайнаганда ажырабайт. Эрүү температурасы  $870^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $1681^{\circ}\text{C}$ , тыгыздыгы  $2,63\text{г/см}^3$ . Сууда начар эрийт, кристаллогидратты пайда кылбайт. Кислоталар, щелочтуу металлдардын гидроксиддары жана кычкылдары менен аракеттенишет.



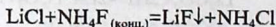
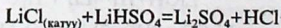
Литийдин хлориди —  $\text{LiCl}$ , литийдин кычкылынын, гидроксидынын жана карбонатынын туз кислотасы менен аракеттенишүүсүнөн алынат:



Ошондой эле металлдык литий, литийдин гидриди, хлордун молекуласы жана туз кислотасы менен аракеттенгенден, литийдин сульфатынын суудагы эритмесине барийдин хлоридинин эритмесин таасир этүүдөн алынат:



Литийдин хлориди кубдук түзүлүштөгү, ак түстөгү зат, сууда жакшы эрийт, бирок гидролизге учурабайт, эрүү температурасы  $610^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $1380^{\circ}\text{C}$ , тыгыздыгы  $2,07\text{г/см}^3$ . Концентрацияланган кислоталардын таасиринде ажырайт, алмашуу реакциясына катышат:



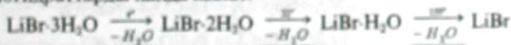




Литийдин бромиди – LiBr, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Литийдин бромиди кубдук түзүлүшкө ээ болгон, өтө гигроскоптук зат. Тыгыздыгы  $3,46\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $550^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1290^\circ\text{C}$ . Литийдин бромиди төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:



Литийдин иодиди – LiI, литийдин карбонатына иоддуу суутек кислотасын же сульфатына барийдин иодидин таасир этүүдөн алынат:



Литийдин иодиди гигроскоптук зат болгондуктан төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:



Литийдин сульфиди –  $\text{Li}_2\text{S}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

Металлдык литийге жана литийдин гидридине жогорку температурада күкүрттү таасир эткенде:



Литийдин оксидине күкүрттүү суутекти таасир эткенде:

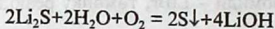
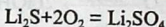
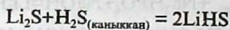
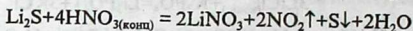
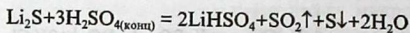


Жогорку температурада литийдин сульфатын көмүртек жана суутек менен калыбына келтиргенде:

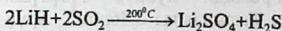
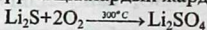


Литийдин сульфиди кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, агыш-сары түстөгү зат. Тыгыздыгы  $1,70\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $900-975^\circ\text{C}$ , сууда эрийт. Кислоталар жана металл эместер менен аракеттенет.

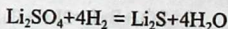
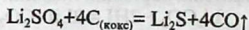
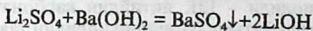
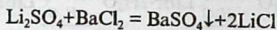
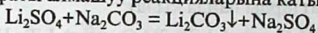




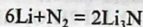
Литийдин сульфаты –  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  ак түстөгү, балкыганда ажырабаган гигроскоптуу зат. Төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



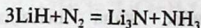
Литийдин сульфаты алмашуу реакцияларына катышат.



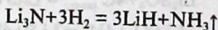
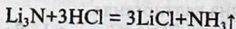
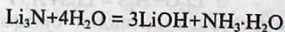
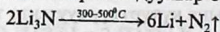
Литийдин нитриди –  $\text{Li}_3\text{N}$ , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



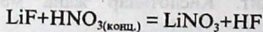
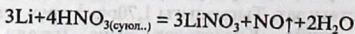
Литийдин гидриди жогорку температурада азот менен аракеттенгенде алынат:

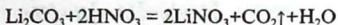
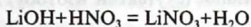
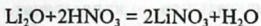


Литийдин нитриди кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, карамтыл-кызыл түстөгү зат. Тыгыздыгы  $1,28\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $813^\circ\text{C}$ . Жогорку температурада ажырайт, сууда толук гидролизденет, кислоталардын таасиринде ажыроого дуушар болот:



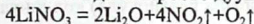
Литийдин нитраты –  $\text{LiNO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



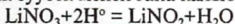


Литийдин нитраты тригоналдык кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон түссүз зат, эрүү температурасы  $253^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $2,38\text{г/см}^3$ , сууда жакшы эрийт.

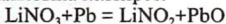
Литийдин нитраты  $475-650^\circ\text{C}$  да ажыроого дуушар болот:



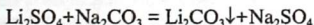
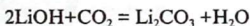
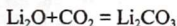
Эритмеде атомардык суутек менен гана калыбына келет:



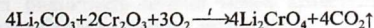
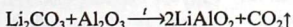
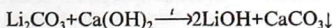
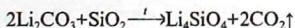
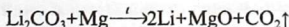
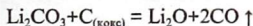
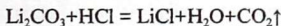
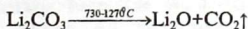
$400^\circ\text{C}$  да коргошун калыбына келтирет:



Литийдин карбонаты –  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

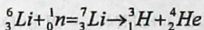


Литийдин карбонаты тыгыздыгы  $2,11\text{г/см}^3$  болгон моноклиндик кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Эрүү температурасы  $618^\circ\text{C}$ , сууда начар эрийт. Кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Кислоталар, металлдар, металл эместер жана алардын кычкылдары менен аракеттенишет:



#### 2.2.4. Литийдин колдонулушу

Литийди металлдардын куймаларынын ийилгичтик касиетин жогорулатуу максатында колдонушат. Ал термоядролук реакцияларда тритийди (суутектин изотобу) алуунун негизги булагы болуп саналат:



Мындан башка литий атайын айнектерди алууда, ошондой эле анын бирикмелери өнөр жайда ар түрдүү максатта кеңири колдонулат. Мисалы, литийдин хлориди суу астындагы кемелерде абаны регенерациялоодо (пайда болгон көмүр кычкыл газынан кычкылтекти калыбына келтирүүдө) колдонулат.

## 2.3. Натрий (Natrium)

**2.3.1. Тарыхый маалымат.** Натрийдин бирикмеси болгон кайнатма туз ( $\text{NaCl}$ ) боюнча маалыматтар биздин доорго чейин V кылымда жашаган грек тарыхчысы Геродоттун чыгармаларында жазылган. Натрийдин бирикмеси «соданы» «нитрон» деген ат менен Аристотель, Диоскорид өз эмгектеринде жазып калтырышкан. Байыркы рим тарыхчысы Плиний бул затты «нитрум» деп атаган. Ал эми араб алхимиктери «нитрум» деген терминдин ордуна «натрон» деген терминди колдонушкан.

XVIII кылымда натрийдин көптөгөн бирикмелери белгилүү болуп калган эле. Алар медициналык максатта, тери иштетүүдө, кездемелерди боеодо кеңири колдонушкан.

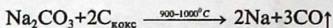
1807-жылдын 19-ноябрында Лондондогу падышалык коомдун жыйынында Хэмфри Деви өзү ачкан эки элемент: натрий жана калий тууралуу билдирүү жасаган. Ал бул металлдарды электр тогунун жардамында бөлүп алган. Деви булардын касиетин окуп үйрөнүп оңой кычкылдана тургандыгын байкаган. Бул ачылыштан бир жылдан кийин Жозеф Гей-Люссак жана Луи Генар натрийди электролиз жолу менен эмес, анын гидрокычкылына темирди жогорку температурада таасир этип алган. 1824-жылы алюминийдин хлоридин натрий менен аракеттендиргенде металлдык алюминий алынган. Ошондон тартып натрийди өндүрүштүк максатта алуу өркүндөтүлгөн. А.Сент-Клер Девиль жана Р.Бунзен алюминийди алууда калийге караганда натрий эффективдүү экенин далилдешкен. А.Сент-Клер Девиль натрийди анын карбонатын көмүртек менен калыбына келтирүү жолу менен алган. 34 жылдан кийин гана америкалык инженер Г.Даунс натрийди электрохимиялык жол менен алуунун арзан жолун тапкан. Ал электролит катары натрийдин гидроксидинин балкытмасынын ордуна натрийдин хлоридинин балкытмасын колдонгон.

### 2.3.2. Натрийдин жаратылышта таралышы, алынышы

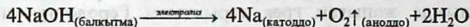
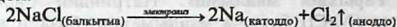
Натрий жер кыртышында таралышы боюнча алтынчы элемент. Эркин абалында кездешпейт. Негизги минералдары: галит (таш тузу) –  $\text{NaCl}$ , чили селитрасы –  $\text{NaNO}_3$ , криолит –  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  ж.б. Натрий мындан сырткары деңиз жана минералдык суулардын курамында ион түрүндө кездешет. Атмосферанын үстүңкү катмарында, башкача айтканда 80 км бийиктикте атомардык натрийдин катмары аныкталган. Бул бийиктикте натрий менен аракеттенише турган кычкылтек жана суу буулары сыяктуу заттар жок.

Натрий төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

1) Натрийдин карбонатын жогорку температурада көмүртек менен калыбына келтирүүдөн.



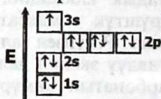
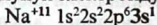
2) Натрийдин хлоридинин же гидроксидинин балкытмасын электролиздөөдөн.



### 2.3.3. Натрийдин физикалык жана химиялык касиеттери

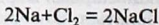
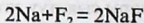
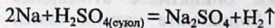
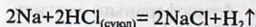
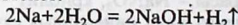
Натрий күмүш түстөгү, жумшак металл. Эрүү температурасы  $97,83^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $886^\circ\text{C}$ . Натрийдин карамтыл-кызыл түстөгү буусунда натрийдин молекулалары ( $\text{Na}_2$ ) үстөмдөк кылат. Жаратылыштагы натрий бир гана изотоптон ( $^{23}\text{Na}$ ) турат, ал эми жасалма жол менен 13 изотобу алынган. Алардын ичинен өзгөчө мааниге ээ болгон  $^{22}\text{Na}$  изотобунун жарым ажыроо убактысы 2,58 жыл. Бул изотоп позитрондун булагы катарында колдонулат. Ал эми  $^{24}\text{Na}$  изотобу (жарым ажыроо убактысы 15 саат) медицинада кан ооруларын (лейкелин) дарылоодо колдонулат. Металлдык натрийдин жылуулук жана электр өткөрүмдүүлүгү жогору.

Натрийдин атомунун сырткы электрондук катмарындагы валенттик электрону  $3s^1$  орбиталында жайгашкан. Натрийдин атомунун электрондук түзүлүшү

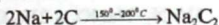
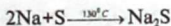
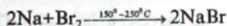
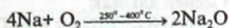
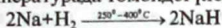


болгондуктан, анын сырткы электрондук конфигурациясын инерттүү газдын (Ne) электрондук конфигурациясына теңөө үчүн бир электрон ашыкча. Ошондуктан көпчүлүк бирикмелеринде натрийдин кычкылдануу даражасынын мааниси  $+1$ ге барабар. Натрий күчтүү калыбына келтиргич, химиялык реакцияга жөндөмдүү, суу, минералдык кислоталар, металл эместер жана башкалар менен аракеттенишет.

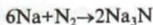
Бөлмө температурасында суу, фтор, хлор, минералдык кислоталар менен аракеттенет:



Ал эми жогорку температурада төмөндөгүлөр менен аракеттенет:



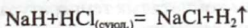
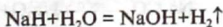
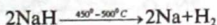
Натрий азот менен  $100^\circ\text{C}$  да электрдик разряддын таасиринде аракеттенет:



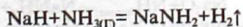
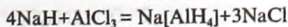
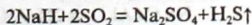
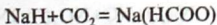
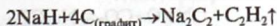
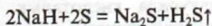
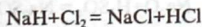
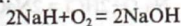
Фосфор менен  $200^\circ\text{C}$  да аргондун атмосферасында аракеттенет:



Натрий гидриди ( $\text{NaH}$ ), ак түстө, ысытканда ажырайт, бирок ашыкча сандагы суутектин басымынын таасиринде ажырабастан эрийт, эрүү температурасы  $638^\circ\text{C}$ . Күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар менен аракеттенет:

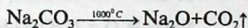
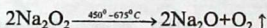
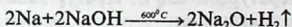
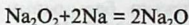
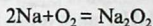
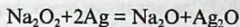
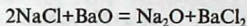
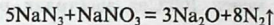
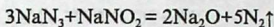
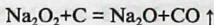
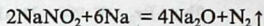
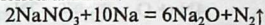


Металл эместер, туздар, кислоталык кычкылдар менен жогорку температурада аракеттенет:

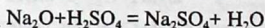
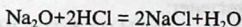
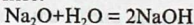


Натрийдin кычкылтек менен болгон бирикмелери. Натрий кычкылтек менен төмөнкүдөй кычкылдарды:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaO}_2$ ,  $\text{NaO}_3$  пайда кылат.

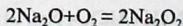
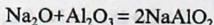
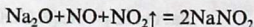
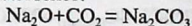
Натрийдин кычкылы –  $\text{Na}_2\text{O}$  ак түстөгү термикалык жактан туруктуу келген зат. Негиздик касиетке ээ, суу, кислоталар, кислоталык жана амфотердик кычкылдар, аммиак менен аракеттенет. Натрийдин кычкылы кыйыр жол менен алынат:



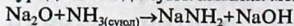
Натрийдин кычкылы комнаталык температурада суу жана кислоталар менен аракеттенет:



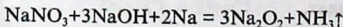
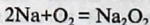
Жогорку температурада кислоталык, амфотердик кычкылдар жана кычкылтек менен аракеттенет:



Төмөнкү температурада  $-50^\circ\text{C}$  да суюк аммиак менен аракеттенет:

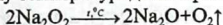


Натрийдин перкычкылы ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

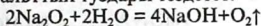




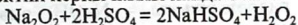
Натрийдин перкычкылы микрокристаллдык түзүлүштөгү, агыш сары түстөгү зат, жогорку температурада ажырайт:



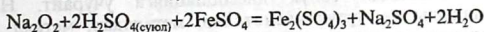
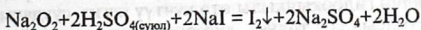
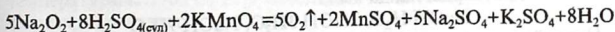
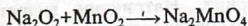
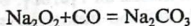
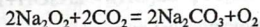
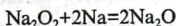
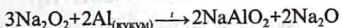
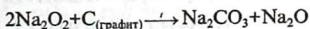
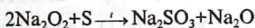
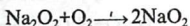
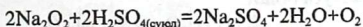
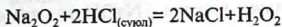
$\text{Na}_2\text{O}_2$  суу менен аракеттенгенде ажырайт, суудагы ажыроосун жездин, никелдин, кобальттын туздары тездетет.



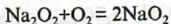
Күкүрт кислотасы менен аракеттенгенде натрийдин кычкыл сульфаты жана суутектин перкычкылы пайда болот.



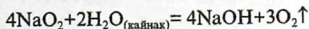
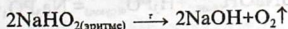
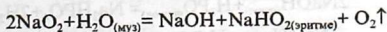
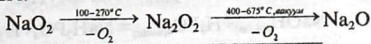
$\text{Na}_2\text{O}_2$  кислоталар, металлдар, металл эместер жана кычкылдар менен аракеттенет.

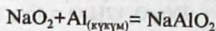
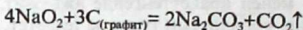
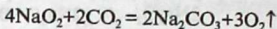
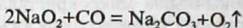
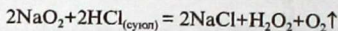


Натрийдин надперкычкылы -  $\text{NaO}_2$ , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



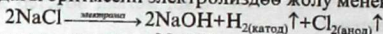
Аны ысытканда ажыроого дуушар болот, суу, кислоталар, көмүртектин моно жана ди кычкылдары менен аракеттенет, күчтүү кычкылдандыргыч.



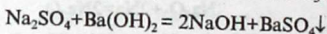
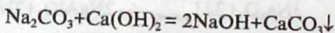
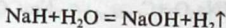
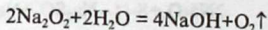
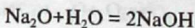
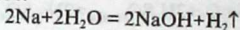


Натрийдин озонити –  $\text{NaO}_3$ , туруксуз зат.

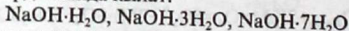
Натрийдин гидрокычкылы –  $\text{NaOH}$ , өнөр жайда натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөө жолу менен алынат:



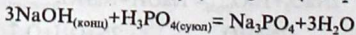
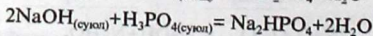
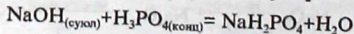
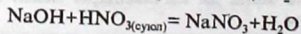
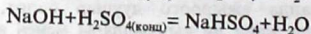
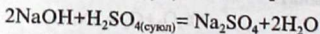
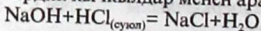
Лабораториялык шартта  $\text{NaOH}$  ты төмөнкү реакциялардын жардамында алууга болот:

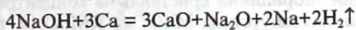
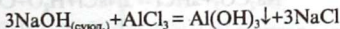
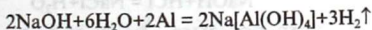
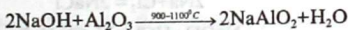
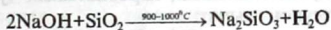
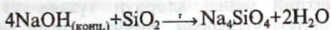
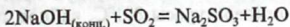
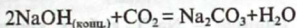
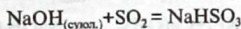
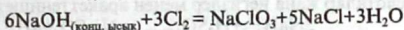
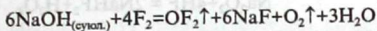
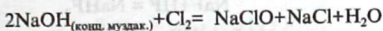
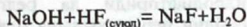


Натрийдин гидрокычкылы ак түстөгү, өтө гигроскоптуу зат. Эрүү температурасы  $318,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1390^\circ\text{C}$ . Сууда жана спиртте жакшы эрийт. Натрийдин гидрокычкылы төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:

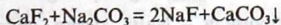
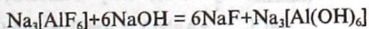
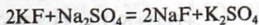
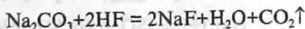
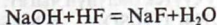
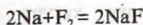


Натрийдин гидрокычкылы өтө күчтүү негиз, суудагы эритмесинде же балкытмасында толук диссоциацияга учурайт. Натрийдин гидрокычкылы көпчүлүк кислоталар, металлдар, металл эместер, кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенет:

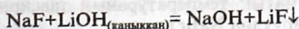
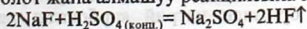




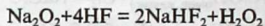
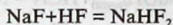
Натрийдин фториди – NaF, кубдук же тетраэдрдик түзүлүштөгү түссүз кристаллдык зат. Эрүү температурасы 993°C, кайноо температурасы 1705°C. Натрийдин фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



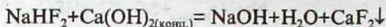
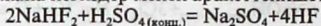
Натрийдин фториди кислоталарды, негиздерди таасир этүүдөн ажыроого дуушар болот жана алмашуу реакциясына катышат:



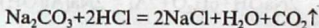
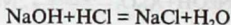
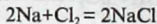
Натрийдин гидродифториди да белгилүү. Ал натрийдин фторидине же натрийдин перкычкылына плавик кислотасын таасир этүүдөн алынат:



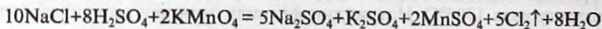
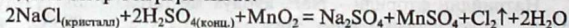
Ал кислоталар жана негиздер менен аракеттенишет:



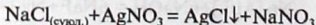
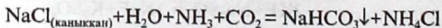
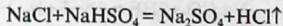
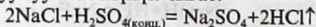
Натрийдин хлориди –  $\text{NaCl}$ , кубдук кристаллдык түзүлүштөгү түссүз зат, эрүү температурасы  $801^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1400^\circ\text{C}$ . Металлдык натрий менен хлордун түздөн-түз аракеттенүүсүнөн, натрийдин гидрокычкылынын, карбонатынын туз кислотасы менен аракеттенишүүсүнөн алынат:



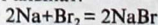
Натрийдин хлоридинин кристаллына концентрацияланган күкүрт кислотасынын катышуусунда  $\text{MnO}_2$  же  $\text{KMnO}_4$  тү таасир этүүдөн газ абалындагы хлор бөлүнүп чыгат:

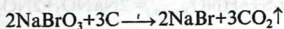
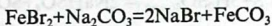
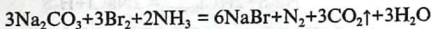


Натрийдин хлоридине күкүрт кислотасын кошкондо газ абалындагы хлордуу суутек бөлүнүп чыгат:

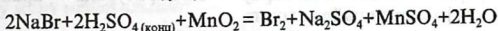
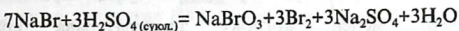
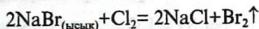
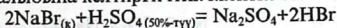


Натрийдин бромиди –  $\text{NaBr}$ , түссүз, кристаллдык түзүлүштөгү зат. Металлдык натрий бром суусу менен аракеттенгенде, натрийдин карбонатынын аммиактагы эритмеси бром менен аракеттенгенде, темирдин (II) бромиди натрий карбонаты менен аракеттенгенде, натрийдин броматын температуранын таасиринде көмүртек менен калыбына келтирүүдөн  $\text{NaBr}$  алынат:



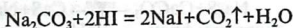
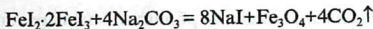


Натрийдин бромиди эрүү температурасында ажыроого дуушар болбойт, күчтүү калыбына келтиргичтик касиетке ээ:

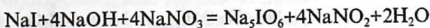
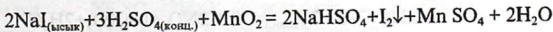
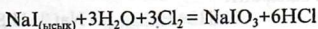
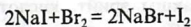
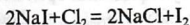
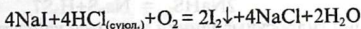
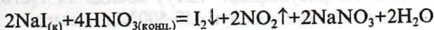
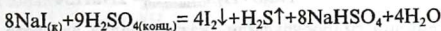
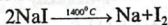


Натрийдин бромидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:  $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaBr} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Натрийдин иодида –  $\text{NaI}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

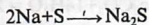


Натрийдин иодида ак түстө, эригенде ажырабайт, сууда жакшы эрийт, калыбына келтиргич касиетке ээ:

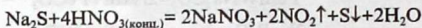
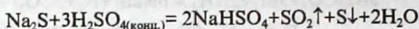
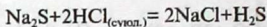


Натрийдин сульфиди –  $\text{Na}_2\text{S}$ , ак түстөгү, экзотермикалык жактан туруктуу, сууда жакшы эрип гидролизге толук ажыроочу зат. Ал төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

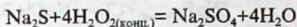
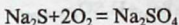
$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 \xrightarrow{550-600^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ , бул реакцияга катализатор катары  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  колдонулат.



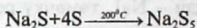
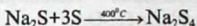
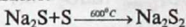
Натрийдин сульфиди калыбына келтиргич касиетке ээ:



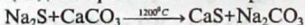
Абадагы кычкылтек менен жогорку температурада, ал эми суутектин перкычкылы менен бөлмө температурасында эле кычкылданат:



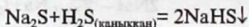
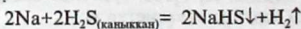
Күкүрт менен жогорку температурада аракеттенишип полисульфиддерди пайда кылат:



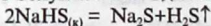
1200<sup>0</sup>Сда ал кальцийдин карбонаты менен аракеттенет:



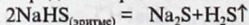
Натрийдин гидросульфиди – NaHS, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



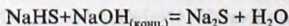
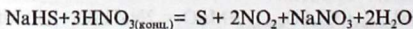
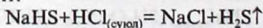
Натрийдин гидросульфиди катуу абалда ак түстө, ал эми суюк абалга өткөндө кара түстө болуп 450-500<sup>0</sup>Сда ажырайт.



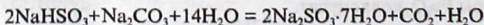
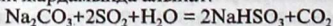
Натрийдин гидросульфидинин эритмеси кайнатканда да ажырайт.



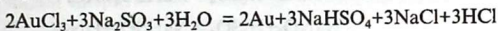
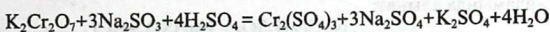
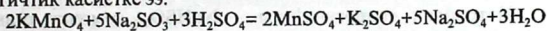
Муздак сууда жакшы эрийт, кислоталарды, гидрокычкылдарды таасир эткенде ажырайт.



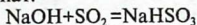
Натрийдин сульфити – Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, 40<sup>0</sup>Сдан төмөнкү температурада суудагы эритмелерден кристаллогидрат Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>·7H<sub>2</sub>O түрүндө төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



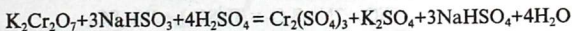
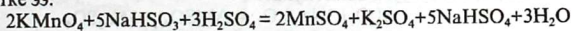
Суусуз  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  ак түстөгү күкүм же гексагоналдык призма түрүндөгү түзүлүшкө ээ. Сууда жакшы эрийт. Спиртте начар эрийт. Кээ бир кычкылдандыргычтарга салыштырганда калыбына келтиргичтик касиетке ээ.



Натрийдин гидросульфити –  $\text{NaHSO}_3$ , натрийдин гидрокычкылында күкүрттүн (IV) кычкылынын каныккан эритмесин буулантуу жолу менен алынат:

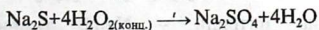
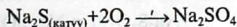
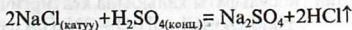
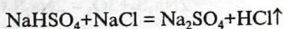
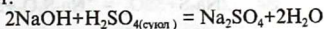


Натрийдин гидросульфити сууда жакшы эрийт, бирок спиртте начар эрийт. Натрийдин гидросульфити  $\text{KMnO}_4$  же  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  сыяктуу күчтүү кычкылдандыргычтарга салыштырганда калыбына келтиргич касиетке ээ.



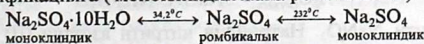
Натрийдин сульфити жана гидросульфитинен башка пиросульфити –  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$  да белгилүү.

Натрийдин сульфаты –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Натрийдин сульфаты – жаратылышта тенардит –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , мирабит –  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , астраханит –  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , глауберит –  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$  ж.б. түрүндө кездешет.

Натрийдин сульфаты сууда жакшы эрийт, гидролизге учурабайт. Температурага жараша натрийдин сульфаты эки кристаллдык модификацияга (моноклиндик жана ромбикалык) ээ:

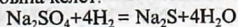


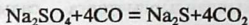
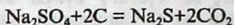
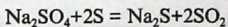
моноклиндик

ромбикалык

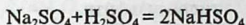
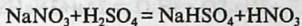
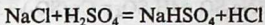
моноклиндик

Натрийдин сульфаты жогорку температуранын таасири астында суутек, көмүртек, күкүрт, ис газы, менен аракеттенип натрийдин сульфидине чейин калыбына келет.





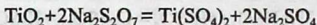
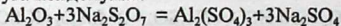
Натрийдин гидросульфаты -  $\text{NaHSO}_4$ , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



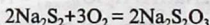
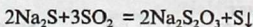
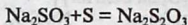
Натрийдин гидросульфатын  $250-320^\circ\text{C}$  да вакуумда ысытканда пиросульфатка айланат.



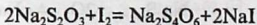
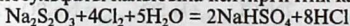
Натрийдин пиросульфаты сууда жакшы эрийт. Натрийдин пиросульфаты кислоталарда кыйындык менен эрүүчү металлдардын кычкылдарын бузууга колдонулат.



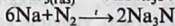
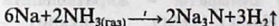
Натрийдин тиосульфаты -  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



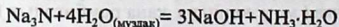
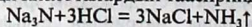
Натрийдин тиосульфаты калыбына келтиргичтик касиетке ээ:



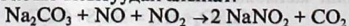
Натрийдин нитриди -  $\text{Na}_3\text{N}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



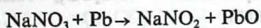
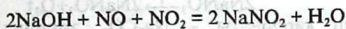
Натрийдин нитриди кислоталардын таасиринде ажырайт:



Натрийдин нитрити  $\text{NaNO}_2$ . Натрийдин нитрити азоттун (II) жана (IV) кычкылдарынын аралашмаларын натрийдин карбонаты же гидрокычкылы аркылуу өткөргөндө же болбосо натрийдин нитратын коргошун менен кошо ысытуудан алынат:

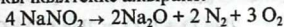




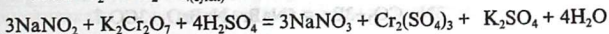
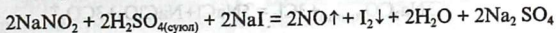
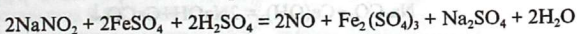
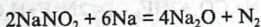
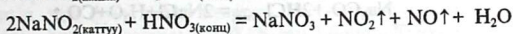
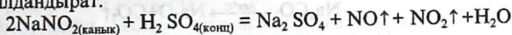


Натрийдин нитритин кристаллдары кубдук түзүлүшкө ээ болгон түссүз заттар. Тыгыздыгы  $2,17\text{г/см}^3$ , сууда, спиртте, эфирде жакшы ээрийт.

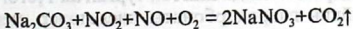
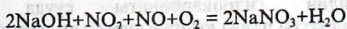
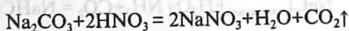
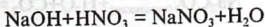
Натрийдин нитрити  $700^\circ - 900^\circ\text{C}$  да натрийдин (I) кычкылына, эркин азотко жана кычкылтекке ажырайт.



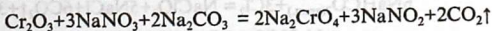
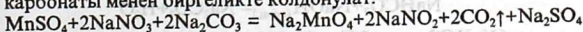
Натрийдин нитрити, кычкылдандыргыч жана калыбына келтиргич касиеттерге ээ. Калыбына келтиргичтер менен аракеттенгенде  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ -кө чейин калыбына келет, ал эми күчтүү кычкылдандыргычтар  $\text{NO}_2^-$  ионун  $\text{NO}_3^-$  чейин кычкылдандырат.



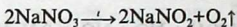
Натрийдин нитраты –  $\text{NaNO}_3$  натрийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмесин азот кислотасы менен нейтралдаштыруу жолу менен, же болбосо азоттун кычкылдарынын аралашмаларын абанын катышуусунда натрийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмеси аркылуу өткөргөндө алынат:



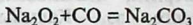
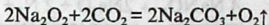
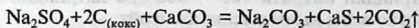
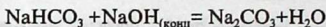
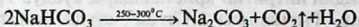
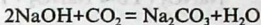
Натрийдин нитраты ак түстөгү гигроскоптук зат. Натрийдин нитраты кычкылдандыргыч катары балкытмаларда натрийдин карбонаты менен биргеликте колдонулат:



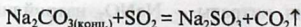
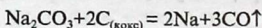
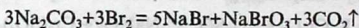
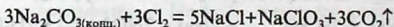
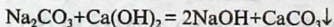
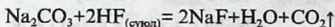
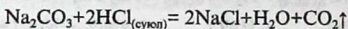
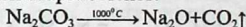
Натрийдин нитраты болжол менен  $380^\circ\text{C}$  да ажыроого дуушар болот:



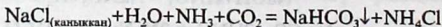
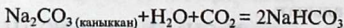
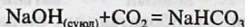
Натрийдин карбонаты –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Натрийдин карбонаты кислоталар, металл эместер жана алардын кычкылдары менен аракеттенет:

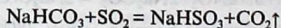
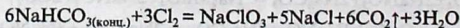
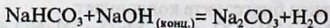
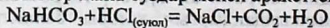


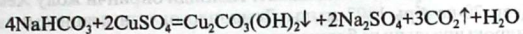
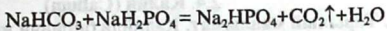
Натрийдин гидрокарбонаты –  $\text{NaHCO}_3$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Натрийдин гидрокарбонаты сууда жакшы эрийт, кристаллогидратты пайда кылбай турган ак түстөгү зат.

Натрийдин гидрокарбонаты кислоталар, негиздер, кислоталык кычкылдар, металл эместер жана туздар менен аракеттенет.





### 2.3.4. Натрийдин колдонулушу

Металлдық натрий калыбына келтиргич катарында колдонулат. Ал эми натрийдин бирикмелери жеңил өнөр жайларда, химиялык өндүрүштөрдө кеңири пайдаланылат. Натрийдин хлориди тамак аш, ал эми натрийдин нитраты жер семирткич катары белгилүү. Натрийдин перкычкылы суу астындагы кемелерде абаны регенерациялоого жумшалат.

Натрийдин иону организмде, натрий-калийдик насоско катышып, чоң функцияны аткарат. Чоң кишинин организмде 5л кан болсо, кандын составында 0,6% NaCl болот. Күнүнө организмден заара жана тер аркылуу 15г NaCl сыртка чыгарылат. Тердин составында 0,5% NaCl бар.

Эрүү температурасы 98°C, кайноо температурасы 886°C болгон натрийдин суюк абалдагы интервалы чоң болгондуктан ал ядролук энергетикада жылуулук ташыгыч катары колдонулат.

## 2.4. Калий (Calium)

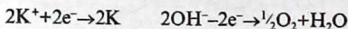
**2.4.1. Тарыхый маалымат.** Калийди биринчи жолу Хемфри Деви 20-ноябрь 1807-жылы Лондондо окуган лекциясында калийдин гидрокычкылынын балкытмасын электролиздегенде металлдын пайда болгондугун айткан. «Калий» деген сөз араб тилинен алынып «ал-кальюн»-өсүмдүк күлү дегенди түшүндүрөт. Калийдин гидрокычкылы поташтан алынган, поташты өсүмдүктөрдүн күлүнөн алышкан. Калий деген термин 1831-жылы Г.И.Гесс тарабынан киргизилген.

### 2.4.2. Калийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Калий химиялык жактан активдүү болгондуктан жаратылышта эркин түрүндө кездешпейт, бирок калийдин бирикмелери кеңири тараган. Калийдин негизги минералдары: сальвин –  $\text{KCl}$ , карналлит –  $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , калий селитрасы (индия селитрасы) –  $\text{KNO}_3$ , каинит –  $\text{KCl}\cdot\text{MgSO}_4\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , шенит –  $\text{K}_2\text{SO}_4\cdot\text{MgSO}_4\cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ж.б.. Бул минералдардан башка калий өсүмдүктөрдүн, деңиз жана минералдык суулардын курамында көп санда болот.

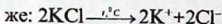
Металлдык калийди анын гидрокычкылынын, хлоридинин балкытмасын электролиздөө жолу менен о.э. анын карбонатынын, гидрокычкылын, хлоридин калыбына келтиргичтер менен жогорку температурада, вакуумда же суутектин атмосферасында калыбына келтирүүдөн алууга болот.

Электролиздөөдө:  $2\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^-$



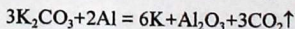
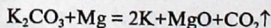
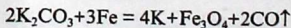
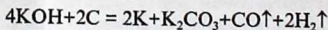
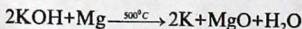
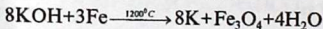
катоддо:

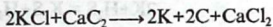
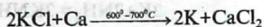
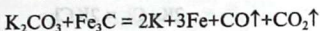
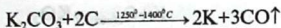
аноддо:



катоддо:

аноддо:

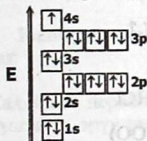
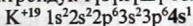




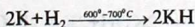
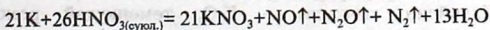
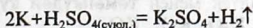
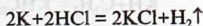
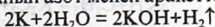
### 2.4.3. Калийдин физикалык жана химиялык касиеттери

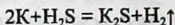
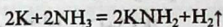
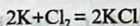
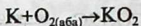
Калий натрийге окшош, күмүш сымал ак түстөгү жалтырак, жумшак, парамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасы  $63,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $776^\circ\text{C}$ ,  $20^\circ\text{C}$  дагы тыгыздыгы  $0,862\text{г/см}^3$  болгон металл. Калийди эритүү жана буулантуу суутектин атмосферасында жүргүзүлөт, себеби калий эригенге чейин эле абада күйүп кетет. Калий электр тогун жакшы өткөрөт. Жаратылыштагы калий үч изотоптон:  $^{39}\text{K}$ ,  $^{41}\text{K}$  туруктуу изотобунан жана  $^{40}\text{K}$  радиоактивдүү (жарым ажыроо мезгили 1,3 млрд жыл) изотобунан турат.

Калийдин сырткы электрондук катмарындагы валенттик электрону  $4s^1$  орбиталында жайгашкан. Калийдин атомунун электрондук түзүлүшү төмөнкүдөй

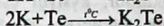
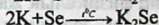
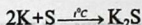


болгондуктан сырткы электрондук конфигурациясын инерттүү газдын электрондук конфигурациясына теңөө үчүн бир электрон ашыкча болот. Көпчүлүк химиялык бирикмелерде калийдин кычкылдануу даражасынын мааниси  $+1$ ге барабар. Калий күчтүү калыбына келтиргич, суу, суюлтулган кислоталар, металл эместер, аммиак жана күкүрттүү суутек менен аракеттенишет. Калий натрий жана литийден айырмаланып азот менен аракеттенишпейт:



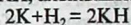


Жогорку температурада (100-200<sup>0</sup>Сда) күкүрт, селен, теллур менен аракеттенет:

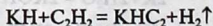
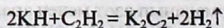
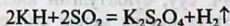
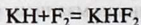
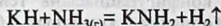
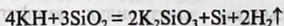
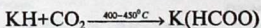
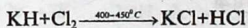
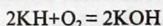
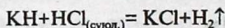
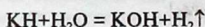
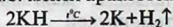


$3K + P_{(кызыл)} = K_3P$  бул реакция аргондун атмосферасында ишке ашат.

Калийдин гидриди – КН, алынышы:

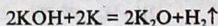


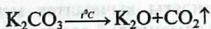
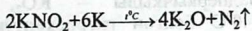
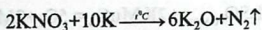
КН ак түстөгү зат, ысытканда ажырайт, бирок ашыкча сандагы суутектин басымынын таасиринде ажырабастан эрийт, эрүү температурасы  $\approx 400^0C$ . күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар, аммиак, кычкылтек, хлор ж.б. менен аракеттенишет:



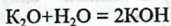
Калий кычкылтек менен төмөнкүдөй курамдагы бирикмелерди пайда кылат:  $K_2O$ ,  $K_2O_2$ ,  $KO_2$ ,  $KO_3$ .

Калийдин кычкылы –  $K_2O$ , төмөнкүдөй реакциялардын жардамында алынат:

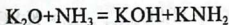
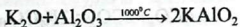
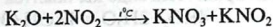
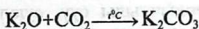
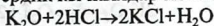




Калийдин кычкылы сууда, спиртте жана эфирлерде жакшы эрүүчү ак түстөгү зат.

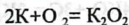


Калийдин кычкылы суюлтулган кислоталар, металл эместердин кычкылдары жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенишет:

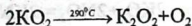


Калийдин перкычкылы –  $\text{K}_2\text{O}_2$ , төмөнкүдөй реакциялардын жардамында алынат:

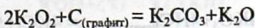
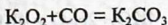
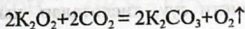
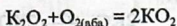
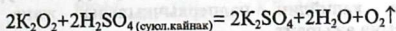
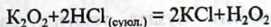
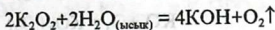
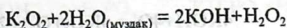
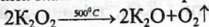
1. Калийдин аммиактагы эритмеси аркылуу  $50^\circ\text{C}$ да кычкылтектин агымын өткөргөндө алынат:

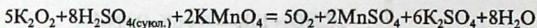


2. Калийдин надперкычкылын  $290^\circ\text{C}$ да вакуумда ысытканда алынат:

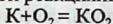


Калийдин перкычкылы ( $\text{K}_2\text{O}_2$ ) сары түстөгү, кристаллы кубдук түзүлүштөгү, эрүү температурасы  $490^\circ\text{C}$  болгон зат. Суу, кислоталар, металлдар жана металл эместер менен аракеттенишет. Кычкылдандыргычтык жана калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ.

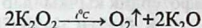
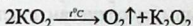




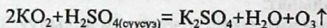
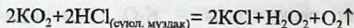
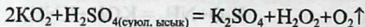
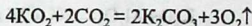
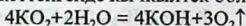
Калийдин надперкычкылы -  $\text{KO}_2$ , сары түстөгү, эрүү температурасы  $440^\circ\text{C}$  болгон гигроскопдук зат.  $\text{KO}_2$  металлдык калийди ашыкча сандагы кычкылтек менен алюминий же күмүш тигелде күйгүзүүдөн төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:



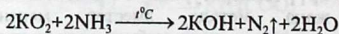
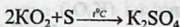
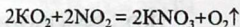
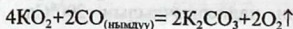
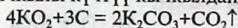
Калийдин надперкычкылын вакуумда ысытууда калийдин кычкылына чейин ажырайт:



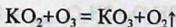
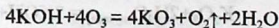
Калийдин надперкычкылы суу, суюлтулган кислоталар, көмүр кычкыл газы менен аракеттенгенде кычкылтек бөлүнүп чыгат:



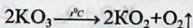
Калийдин надперкычкылы күчтүү кычкылдандыргыч:



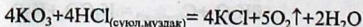
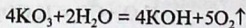
Калийдин озонити -  $\text{KO}_3$ , төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:



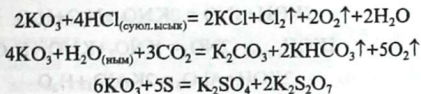
Калийдин озонити муздак температурада туруктуу, бир аз ысытканда калийдин надперкычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



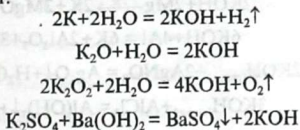
Калийдин озонити суу, кислоталар, кычкылдар, күкүрт менен аракеттенет:



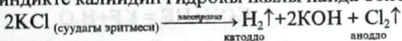




Калийдин гидрокычкылы  $\text{KOH}$ , төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:

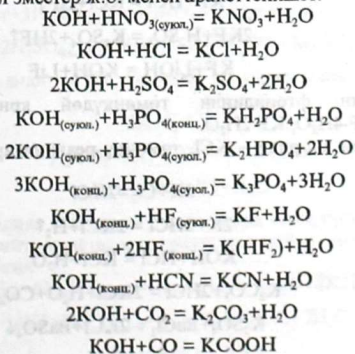


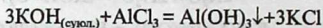
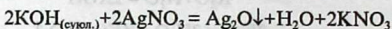
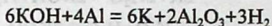
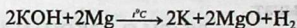
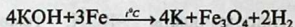
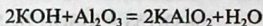
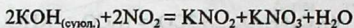
Жогорудагы реакциялар бөлмө температурасында жүрөт. Ал эми калийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздегенде катоддук мейкиндикте калийдин гидрокычкылы пайда болот.



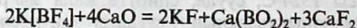
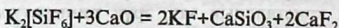
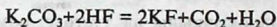
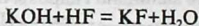
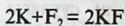
Калийдин гидрокычкылы ак түстөгү, ромбикалык түзүлүштөгү гигроскопдук кристаллдык зат, эрүү температурасы  $300^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1324^\circ\text{C}$ , сууда, спиртте жана эфирде жакшы эрийт. Калийдин гидрокычкылынын суудагы эритмеси күчтүү негиздик касиетке ээ.

Калийдин гидрокычкылы төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:  $\text{KOH}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}\cdot \text{H}_2\text{O}$  жана  $\text{KOH}\cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Калийдин гидрокычкылы кислоталар, кислоталык кычкылдар, металлдар, металл эместер ж.б. менен аракеттенишет:



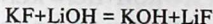
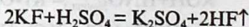
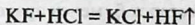


Калийдин фториди-KF, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



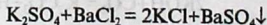
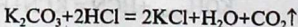
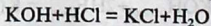
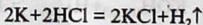
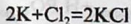
Калийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл, эрүү температурасы  $880^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1500^\circ\text{C}$ .

Калийдин фториди сууда эрийт, кислоталар, негиздер менен аракеттенет:

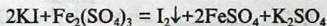
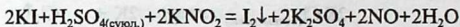
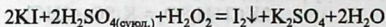
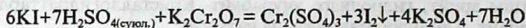
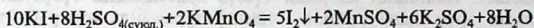
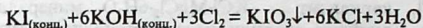
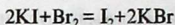


Калийдин фторидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:  $\text{KF} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

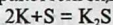
Калийдин хлориди - KCl, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



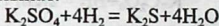




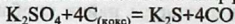
Калийдин сульфиди -  $K_2S$ , 200-300<sup>0</sup>Сда вакуумда металлдык калий күкүрттүн буусу менен аракеттенгенде алынат:



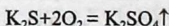
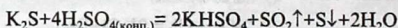
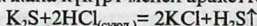
Мындан сырткары калийдин сульфиди калийдин сульфатын 600<sup>0</sup>Сда катализатор катары  $Fe_2O_3$ түн катышуусунда суутек менен калыбына келтирүүдөн алынат:



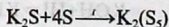
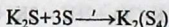
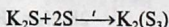
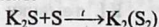
же 900<sup>0</sup>Сда көмүртек менен калыбына келтирүүдөн алынат:



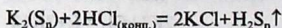
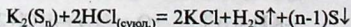
Калийдин сульфиди термикалык жактан абдан туруктуу келген, сууда жакшы эрүүчү, ак түстөгү зат. Реакцияга жөндөмдүү, кислоталар, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенишет.

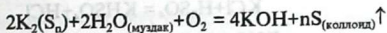


Калийдин сульфиди күкүрт менен аракеттенишип полисульфиддерди пайда кылат:

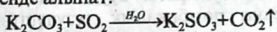


Калийдин полисульфиддеринин  $K_2(S_n)$  баары термикалык жактан туруктуу келген катуу абалындагы заттар. Сууда жакшы эришет. Абада кычкылданат, кислоталарды таасир эткенде ажыроого дуушар болушат:

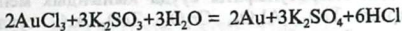
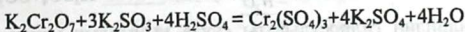
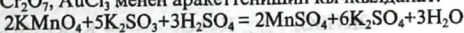




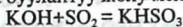
Калийдин сульфити- $K_2SO_3$ , калийдин карбонатына күкүрттүн (IV) кычкылын таасир эткенде алынат:



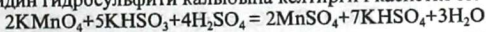
Калийдин сульфити моноклиндик түзүлүштөгү ак түстөгү кристалл, ысытканда ажыроого дуушар болот, сууда жакшы эрийт,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $AuCl_3$  менен аракеттенишип кычкылданат.



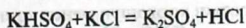
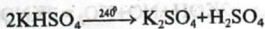
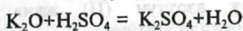
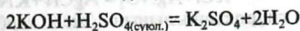
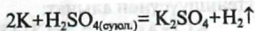
Калийдин гидросульфити- $KHSO_3$ , калийдин гидрокычкылын күкүрттүн (IV) кычкылы менен каныккан эритмесин,  $SO_2$ нин же суутектин атмосферасында буулантуу жолу менен алынат:



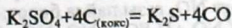
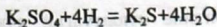
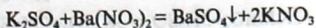
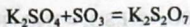
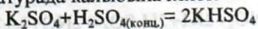
Калийдин гидросульфити калыбына келтиргич касиетке ээ:



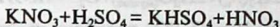
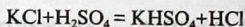
Калийдин сульфаты- $K_2SO_4$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



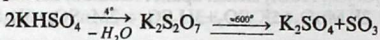
Калийдин сульфаты термикалык жактан туруктуу келген ак түстөгү зат, сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Орун алмашуу реакциясына катышат. Суутек же көмүртек менен жогорку температурада калыбына келет:



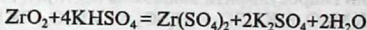
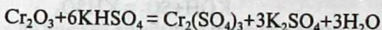
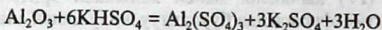
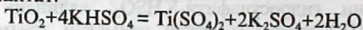
Калийдин гидросульфаты- $KHSO_4$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



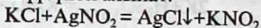
Калийдин гидросульфаты сууда жакшы эрий турган, түссүз моноклиндик жана ромбикалык түзүлүштөгү кристалл.  $210^\circ\text{C}$  да балкып эрийт, температураны андан ары жогорулатканда пиросульфатка, андан ары  $\approx 610^\circ\text{C}$  да сульфатка жана күкүрттүн (VI) кычкылына ажырайт:



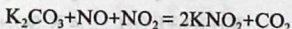
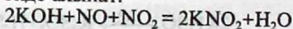
Калийдин гидросульфаты сууда кыйындык менен эрий турган кычкылдарды:  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZrO}_2$  ж.б. сууда оңой эрүүчү сульфаттарга айлантат:



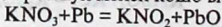
Калийдин нитрити- $\text{KNO}_2$ , калийдин хлориди менен күмүштүн нитритинин аракеттенишүүсүнөн алынат:



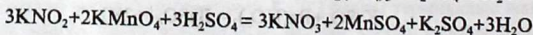
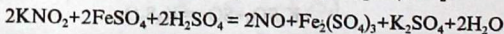
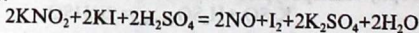
Калийдин гидрокычкылынын же карбонатынын суудагы эритмеси аркылуу азоттун (II) жана (IV) кычкылдарынын аралашмасын өткөргөндө алынат:



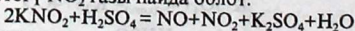
Калийдин нитратын коргошун менен кошо ысытканда алынат:



Калийдин нитрити саргыч келген призмалык түзүлүштөгү кристалл, сууда эрийт, ал эми спиртте кыйындык менен эрийт. Калийдин нитрити кычкылдандыргыч жана калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ:



Калийдин нитритине суюлтулган күкүрт кислотасын таасир эткенде күрөң түстөгү  $\text{NO}_2$  газы пайда болот:



Калийдин нитрити 900-950°C да калийдин кычкылына, азоттун жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



Калийдин нитраты -  $\text{KNO}_3$ , калийдин кычкылынын, гидрокычкылынын жана карбонатынын азот кислотасы менен аракеттенүүсүнөн жана калийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмеси аркылуу азоттун кычкылдарын ( $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ) аралашмаларын өткөргөндө алынат.



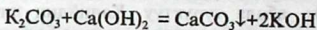
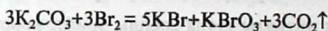
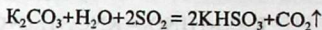
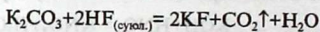
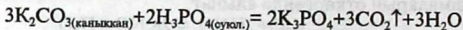
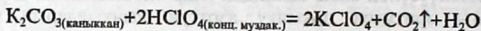
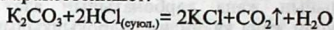
Калийдин нитраты сууда жакшы эрийт, кристалло-гидраттарды пайда кылбайт, абада туруктуу. Калийдин нитратынын балкыган эритиндиси кычкылдандыргыч касиетке ээ болот:



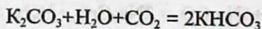
Калийдин карбонаты -  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Калийдин карбонаты ак түстөгү, моноклиндик түзүлүштөгү микрокристалл. Калийдин карбонаты сууда жакшы эрийт, гидролизге учурайт, күчтүү негиздик чөйрөнү көрсөтөт. Калийдин карбонаты кислоталар, металл эместер, металл эместердин кычкылдары менен аракеттенишет:

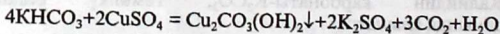
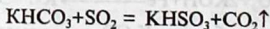
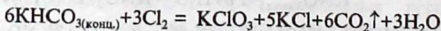
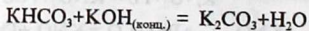
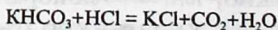


Калийдин гидрокарбонаты -  $KHCO_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



$KOH + CO_2 = KHCO_3$  бул реакция этил спиртинин чөйрөсүндө жүрөт.

Калийдин гидрокарбонаты сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт, металл эместер менен жана алардын кычкылдары, кислоталар, негиздер ж.б. менен аракеттенишет:





#### 2.4.4. Калийдин колдонулушу

Металлдык калий натрийге салыштырганда аз колдонулат. Аны фотоэлектрдик элементтерди жасоодо пайдаланылат. Калийдин бирикмелери айыл-чарбасында, химиялык өнөр-жайларда эң кеңири колдонулат. Калийдин физиологиялык мааниси өтө чоң, ошондуктан организмде калийдин жетишсиз болушу түрдүү оорулардын пайда болушуна алып келет. Организм үчүн калийдин күнүмдүк чени 2,5-5г түзөт.

## 2.5. Рубидий (Rubidium)

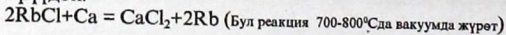
**2.5.1. Тарыхый маалымат.** Рубидий биринчи жолу 1861-жылы немец окумуштуулары Густав Роберт Кирхгофф жана Роберт Вильгельм Бунзен тарабынан ачылган. Кирхгофф жана Бунзен Розенден (Саксония) жөнөтүлгөн лепидолит минералынын үлгүлөрүнүн спектралдык анализинде карамтыл-кызыл түстөгү өзгөчө сызыктын бар экендигин байкаган. Бул сызык ошол убактагы спектралдык анализдердин негизинде анализделген минералдарда байкалган эмес. Ушул сыяктуу спектралдык сызык Шварцвальдагы минералдык булактардын суусун буулантып алынгандагы кургак массаларда аныкталып бул өзгөчө спектралдык сызык жаңы элемент – рубидийге таандык экендиги далилденген. Рубидий латындын «Rubudus» деген сөзүнөн которгондо «кызыл» дегенди түшүндүрөт. Рубидийди Р.В.Бунзен минералдык суунун курамынан бөлүп алуу үчүн  $40\text{ м}^3$  сууну буулантып калийдин, рубидийдин, цезийдин хлорплатинаттарын чөкмөгө түшүргөн. Рубидийди калийден жана цезийден бөлүп алуу үчүн чөкмөнү бир канча жолу фракциялык кристаллизациялоонун натыйжасында салыштырмалуу аз эрий турган рубидийдин, цезийдин хлориддерин алган. Алынган хлориддерди карбонатка, андан кийин тартратка айландырып рубидийди цезийден тазалаган. Өтө көлөмдүү жумуштан кийин Бунзен рубидийдин тартратын калыбына келтирүү жолу менен биринчи жолу металлдык рубидийди алган.

### 2.5.2. Рубидийдин жаратылышта таралышы, алынышы

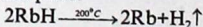
Рубидий тектердин жана минералдардын курамында кездешет, бирок концентрациясы өтө аз санда болот. Лепидолит минералынын курамында гана  $\text{Rb}_2\text{O}$  0,2%ти, кээде 1-3%ти түзөт. Рубидий аз санда деңиз сууларында болот. Деңиз балырларынын, чайдын, кофенин жана кант кызылчасынын курамында рубидий табылган. Тамекинин жалбырагынын күлүнүн курамында 0,004% рубидий бар.

Рубидий төмөнкү жолдор менен алынат.

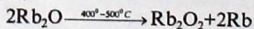
1. Рубидий хлоридин металлдык кальций менен калыбына келтирүүдөн:



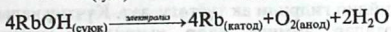
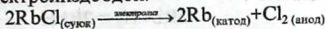
2. Рубидийдин гидриди -  $\text{RbH}$   $200^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада рубидийге жана суутекке ажырайт:



3. Рубидийдин кычкылы  $400^\circ\text{-}500^\circ\text{C}$ да рубидийдин перкычкылына жана рубидийге ажырайт.



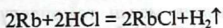
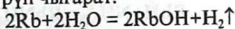
4. Рубидийдин гидрокычкылынын жана хлоридинин балкытмаларын электролиздөөдөн.



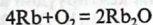
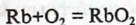
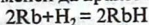
### 2.5.3. Рубидийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Рубидий металлдык жалтырактыкка ээ болгон, күмүш түстөгү, эрүү температурасы  $39,3^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $696^{\circ}\text{C}$ , тыгыздыгы  $1,5\text{г}/\text{см}^3$ , электр тогун начар өткөргөн металл.

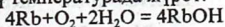
Рубидий химиялык жактан активдүү металл болгондуктан абада кычкылдануудан сактоо үчүн вакуумда же парафиндин, вазелиндин астында сакталат. Рубидий суу, суюлтулган туз кислотасы менен аракеттенип суутекти сүрүп чыгарат:



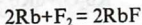
Рубидий металл эместер менен да аракеттенишет:



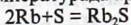
бул реакция төмөнкү температурада жүрөт:



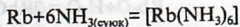
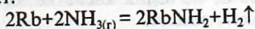
Рубидий галогендер менен бөлмө температурасында гана аракеттенишет:



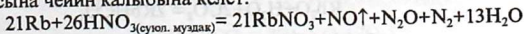
Күкүрт менен жогорку температурада аракеттенет:



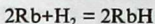
Рубидий аммиак менен  $40-60^{\circ}\text{C}$  да аракеттенгенде аммиактын составынан суутекти сүрүп чыгарат, ал эми  $-40^{\circ}\text{C}$  да комплекстик бирикмени пайда кылат:



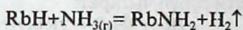
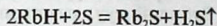
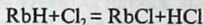
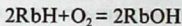
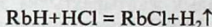
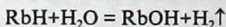
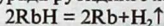
Азот кислотасынын суюлтулган эритмеси менен рубидий төмөнкү температурада аракеттенгенде азот +2, +1, 0 кычкылдануу даражасына чейин калыбына келет:



Рубидийдин гидриди -  $RbH$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

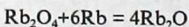
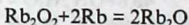
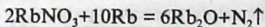
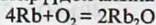


Рубидийдин гидриди ак түстөгү зат. Күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар, аммиак, хлор, кычкылтек менен аракеттенишет.  $200^\circ C$  дан жогорку температурада рубидийге жана суутекке ажырайт:

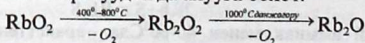


Рубидий кычкылтек менен төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат:  $Rb_2O$ ,  $Rb_2O_2$ ,  $RbO_2$ ,  $RbO_3$ .

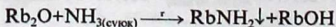
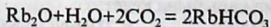
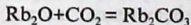
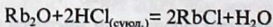
Рубидийдин кычкылы ( $Rb_2O$ ) металлдык рубидий ашыкча сандагы кычкылтек менен кычкылданышынан ошондой эле нитратын, перкычкылын, надперкычкылын күмүш тигелде металлдык рубидий менен калыбына келтирүүдөн алынат:



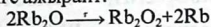
Рубидийдин кычкылын рубидийдин надперкычкылын термикалык жактан ажыратуудан да алууга болот:



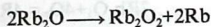
Рубидийдин кычкылы агыш-сары түстөгү зат, эрүү температурасы  $505^\circ C$ , негиздик касиетке ээ. Суу жана кислоталар, аммиак менен аракеттенишет:



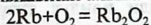
400<sup>0</sup>-550<sup>0</sup>Сда рубидийдин кычкылы рубидийдин перкычкылына жана металлдык рубидийге ажырайт:



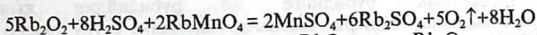
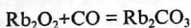
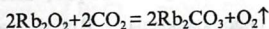
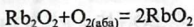
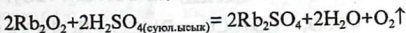
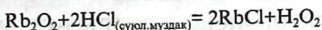
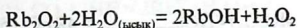
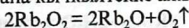
Рубидийдин перкычкылы- $\text{Rb}_2\text{O}_2$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



-50<sup>0</sup>Сда суюк аммиактын чөйрөсүндө металлдык рубидийдин кычкылтек менен кычкылданышынан алынат:

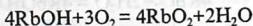
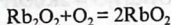


Рубидийдин перкычкылы термикалык жактан туруктуу, эрүү температурасында ажырабайт. Суу жана кислоталардын таасиринде ажырайт. Кычкылдандыргыч-калыбына келтиргич касиетке ээ. Рубидийдин перкычкылы 1010<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада рубидийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:

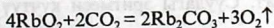
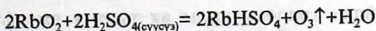
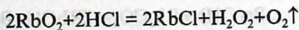
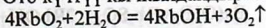


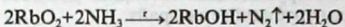
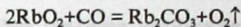
Рубидийдин надперкычкылы -  $\text{RbO}_2$  же  $\text{Rb}_2\text{O}_4$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

Рубидийдин перкычкылын кычкылдандыруудан, гидро-кычкылынын балкытмасы аркылуу кычкылтектин агымын өткөрүүдөн алынат:

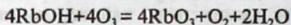
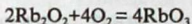


Рубидийдин надперкычкылы иондук түзүлөшкө ээ -  $\text{Rb}^+$  жана  $2\text{O}^-$ , суу, кислоталар, көмүртектин моно жана дикычкылдары, аммиак менен аракеттенишет. Өтө күчтүү кычкылдандыргыч болуп саналат:

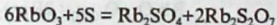
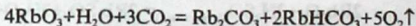
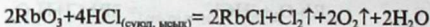
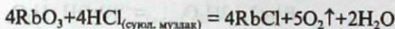
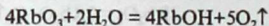
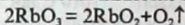




Рубидийдин озониди –  $\text{RbO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

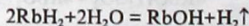
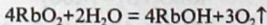
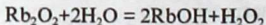
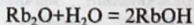
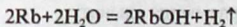


Рубидийдин озониди иондук түзүлүшкө ( $\text{Rb}^+$  жана  $\text{O}_3^-$ ) ээ. Калийдин озонидине караганда туруктуу, күчтүү кычкылдандыргыч. Рубидийдин озониди суу, кислоталар, көмүрөктин дикычкылы, күкүрт, аммиак менен аракеттенет.  $60^\circ\text{--}90^\circ\text{C}$  да рубидийдин озониди рубидийдин перкычкылына жана кычкылтеке ажырайт:

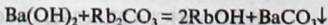
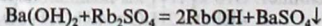


Рубидийдин гидрокычкылы –  $\text{RbOH}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

Металлдык рубидийге же рубидийдин кычкылына, перкычкылына, надперкычкылына, гидридине сууну таасир этүүдөн алынат:

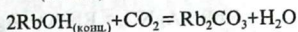
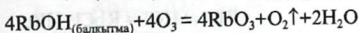
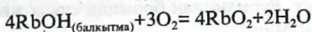
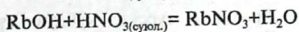
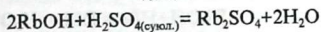
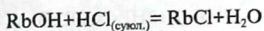


Барийдин гидрокычкылына рубидийдин сульфатын, карбонатын таасир этүүдөн алынат:



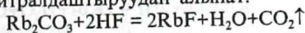
Рубидийдин гидрокычкылы ак түстөгү аморфтук катуу, сууда жакшы эрүүчү зат. Суудагы эритмеси күчтүү негиздик чөйрөгө ээ.

Кислоталар, кислоталык кычкылдар, кычкылтек, озон менен аракеттенишет:



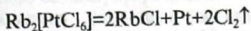
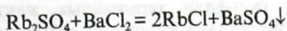
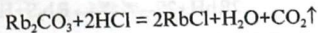
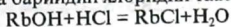
Рубидийдин гидрокычкылынын эки кристаллогидраты белгилүү:  $\text{RbOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  жана  $\text{RbOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Рубидийдин фториди  $-\text{RbF}$ , рубидийдин карбонатын плавик кислотасы менен нейтралдаштыруудан алынат:

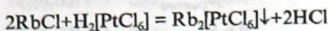
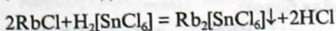
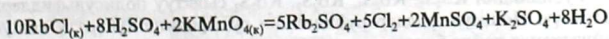
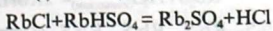
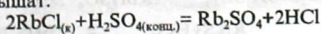


Рубидийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристаллдык зат. Ал өтө гигроскоптуу зат болгондуктан төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:  $2\text{RbF} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{RbF} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Рубидийдин фториди плавик кислотасы менен төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат:  $\text{RbF} \cdot \text{HF}$ ,  $\text{RbF} \cdot 2\text{HF}$ ,  $\text{RbF} \cdot 3\text{HF}$ .

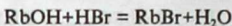
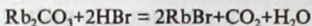
Рубидийдин хлориди  $-\text{RbCl}$ , рубидийдин гидрокычкылын, карбонатын, туз кислотасы менен нейтралдаштыруудан, рубидийдин гексохлорплатинатын суутектин агымында ысытуудан жана рубидийдин сульфатына барийдин хлоридин таасир этүүдөн алынат:



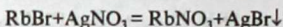
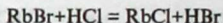
Рубидийдин хлориди түссүз, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, сууда жана концентрацияланган туз кислотасында жакшы эрүүчү зат. Начар калыбына келтиргич касиетке ээ. Орун алмашуу реакциясына катышат:



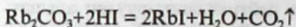
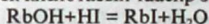
Рубидийдин бромиди - RbBr, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



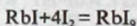
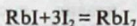
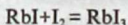
Рубидийдин бромиди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристаллдык зат. Рубидийдин бромиди сууда жакшы эрийт, алмашуу реакциясына катышат:



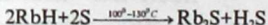
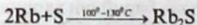
Рубидийдин иодиди - RbI, рубидийдин гидроксиди, карбонатына иоддуу суутек кислотасын таасир этүүдөн алынат:



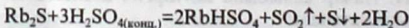
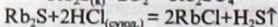
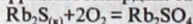
Рубидийдин иодидине иодду таасир эткенде полииодиддер (RbI<sub>3</sub>, RbI<sub>7</sub>, RbI<sub>9</sub>) алынат:



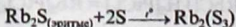
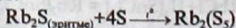
Рубидийдин сульфиди - Rb<sub>2</sub>S, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



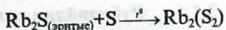
Рубидийдин сульфиди термикалык жактан туруктуу келген, түссүз, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, сууда жакшы эриген зат. Нымдуу абада кычкылданат, реакцияга жөндөмдүү, типтүү калыбына келтиргич. Күчтүү кислоталардын таасиринде ажырайт:



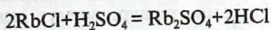
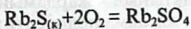
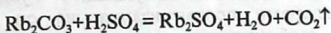
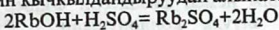
Рубидийдин Rb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Rb<sub>2</sub>S<sub>4</sub>, Rb<sub>2</sub>S<sub>5</sub>, Rb<sub>2</sub>S<sub>6</sub> сыяктуу полисульфиддери белгилүү. Полисульфиддер рубидийдин сульфидине күкүрттү кошуп кайнатканда пайда болот:



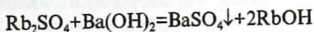
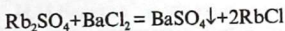




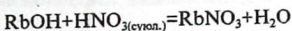
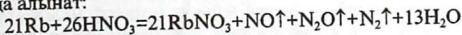
Рубидийдин сульфаты -  $\text{Rb}_2\text{SO}_4$ , рубидийдин гидроксидына карбонатына, хлоридине күкүрт кислотасын таасир этүүдөн жана рубидийдин сульфидин кычкылдандыруудан алынат:



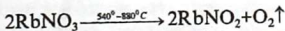
Рубидийдин сульфаты сууда жакшы эрийт. Алмашуу реакциясына катышат:



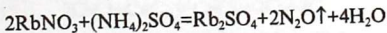
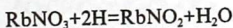
Рубидийдин нитраты -  $\text{RbNO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



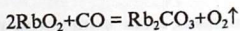
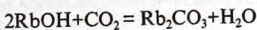
Рубидийдин нитраты жогорку температурада ажыроого дуушар болот:



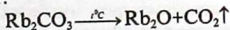
Рубидийдин нитраты сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт, кычкылдандыргыч, эритмеден суутектин атому гана калыбына келтире алат:



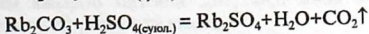
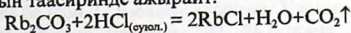
Рубидийдин карбонаты  $\text{Rb}_2\text{CO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Рубидийдин карбонаты  $900^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада ажыроого дуушар болот:



Кислоталардын таасиринде ажырайт:



#### 2.5.4. Рубидийдин колдонулушу

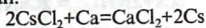
Рубидийдин кошулмалары медицинада кенири колдонулат. Металлдык рубидий фотоэлементти жасоодо пайдаланылат. Рубидийдин бирикмелеринин ичинен анын карбонатын катализатор катары 1921-жылы немец физиктери Фишер жана Тропш жасалма нефть-синтолду алууда колдонушкан. Рубидийдин карбонаты аминокислоталардын полимеризациясына оң таасирин тийгизет. Рубидийдин карбонатынын жардамында молекулалык массасы 40000ге чейин болгон жасалма полипептид алынган.

Рубидийдин сурьма, теллур, висмут менен болгон куймалары фотокатоддорду жасоодо колдонулат. Бул куймалар жарым өткөргүчтүк касиеттерге ээ болушат.

## 2.6. Цезий (Cesium)

**2.6.1. Тарыхый маалымат.** 1860-жылы Густав Роберт Кирхгофф жана Роберт Вильгельм Бунзен Шварцвальдагы минералдык суулардын кургак массаларын спектралдык анализдин жардамында анализдөө учурунда агыш-көк түстөгү спектралдык сызыкты байкашкан. Буга чейин 1846-жылы немец химиги Платтнер поллуцит минералын анализдегенде белгилүү болгон компоненттердин жалпы суммасы 93%ти гана түзүп, калган 7%ти кайсы элемент экендигин айта алган эмес. 1864-жылы италиялык химик Пизан поллуцитте цезий бар экендигин аныктаган. Металлдык цезийди биринчи жолу 1882-жылы швед химиги Сеттерберг цезийдин жана барийдин цианиддерин электролиздөөдөн алган. 1890-жылы орустун көрүнүктүү химиги Н.Н.Бекетов суутектин агымында жогорку температурада цезийдин гидрокычкылын металлдык магний менен калыбына келтирүү жолу менен алган, бирок бул методдо цезийдин практикалык чыгышы 50%тен ашкан эмес.

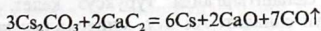
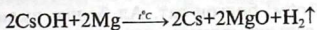
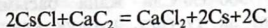
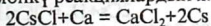
Металлдык цезийди алуу өтө оор маселелердин бири катары каралып, 1911-жылы француз химиги Акспилем бул маселени чечкен. Ал цезийдин хлоридин металлдык кальций менен вакуумда калыбына келтирүү жолу менен алган:



### 2.6.2. Цезийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Цезийдин жаратылыштагы бирикмелери өтө сейрек, негизги минералы – поллуцит  $\text{Cs}_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26} \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

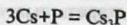
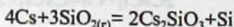
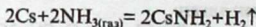
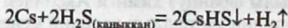
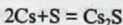
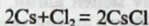
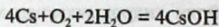
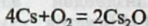
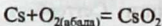
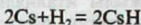
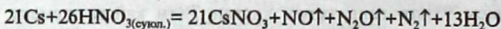
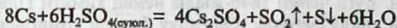
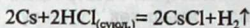
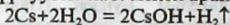
Металлдык цезий төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



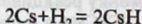
### 2.6.3. Цезийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Цезий щелочтуу металлдардын ичинен эң жумшак металл, тыгыздыгы  $1,87\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $28,45^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $690^\circ\text{C}$ . Цезийдин жаратылышта бир гана туруктуу изотобу  $^{133}\text{Cs}$  белгилүү. Бирок, жасалма жол менен атомдук массалары 123төн 144кө чейин болгон 22 изотобу алынган. Үчөөнүн –  $^{134}\text{Cs}$ ,  $^{137}\text{Cs}$  жана  $^{135}\text{Cs}$  жарым ажыроо мезгили 2,07, 26,6 жана  $3 \cdot 10^6$  жылга барабар, ал эми көпчүлүгүнүкү өтө кыска.

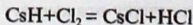
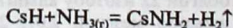
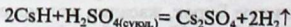
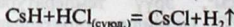
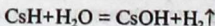
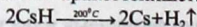
Цезий химиялык жактан активдүү металл, күчтүү калыбына келтиргич, абадагы кычкылтек, суу, минералдык кислоталар, аммиак, металл эместер, күкүрттүү суутек ж.б. менен аракеттенишет:

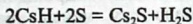
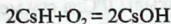


Цезийдин гидриди -  $\text{CsH}$ , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



Бул реакция  $300-350^{\circ}\text{C}$  да жана басымдын астында жүрөт. Цезийдин гидриди ак түстөгү, кубдук кристаллдык түзүлүштөгү, тыгыздыгы  $3,41\text{гсм}^3$  болгон зат. Ал башка щелочтуу металлдардын гидриддерине салыштырганда туруксуз келет. Күчтүү калыбына келтиргич болуп саналат. Ал суу, минералдык кислоталар, аммиак, хлор, кычкылтек, күкүрт менен аракеттенишет:

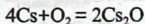




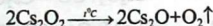
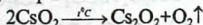
Цезий кычкылтек менен бир нече бирикмелерди пайда кылат:  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}_2$ ,  $\text{CsO}_2$ ,  $\text{CsO}_3$ .

Цезийдин кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

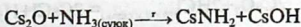
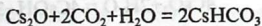
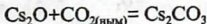
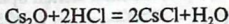
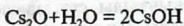
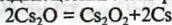
1. Төмөнкү температурада цезий менен кычкылтектин аракеттенүүсүнөн.



2. Цезийдин надперкычкылы температуранын таасиринде цезийдин перекисине, андан ары кычкылына ажырайт.

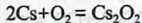


Цезийдин кычкылы жарыкта туруксуз, негиздик касиетке ээ, кислоталар, кислоталык кычкылдар, аммиак жана суу менен аракеттенишет.  $300-500^\circ\text{C}$  да цезийдин кычкылы цезийдин перкычкылына жана металлдык цезийге ажырайт:

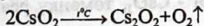


Цезийдин перкычкылы -  $\text{Cs}_2\text{O}_2$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

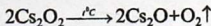
1.  $-50^\circ\text{C}$  да суюк аммиактын чөйрөсүндө цезий кычкылтек менен аракеттенишип цезийдин перкычкылын пайда кылат.



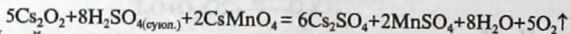
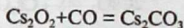
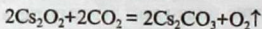
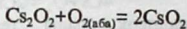
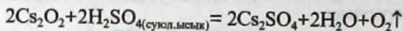
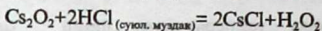
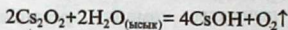
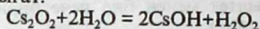
2. Цезийдин надперкычкылы  $400-640^\circ\text{C}$  да ажыраганда цезийдин перкычкылы пайда болот.



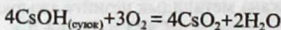
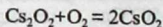
Цезийдин перкычкылы ак түстөгү термикалык жактан туруктуу, жогорку температурада гана ажыроого дуушар болгон зат. Сууну же кислоталарды таасир этүүдөн ажырайт, кычкылдандыргыч-калыбына келтиргич касиетке ээ.  $640^\circ-980^\circ\text{C}$  да цезийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:



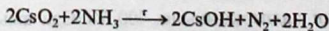
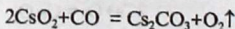
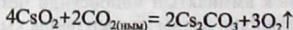
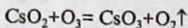
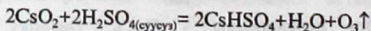
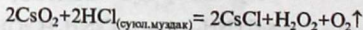
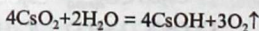
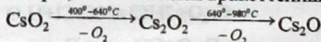
Цезийдин перкычкылы  $O^0Cs$  да суу менен аракеттенгенде суутектин перкычкылы жана цезийдин гидрокычкылы пайда болсо, ал эми жогорку температурада суу менен аракеттенгенде кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат:



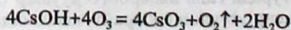
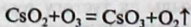
Цезийдин надперкычкылы -  $CsO_2$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



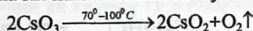
Цезийдин надперкычкылы суу, кислоталар, озон, көмүртектин моно жана дикычкылдары, аммиак менен аракеттенишет:



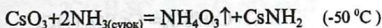
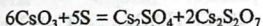
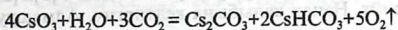
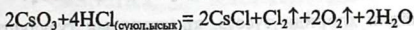
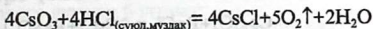
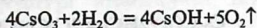
Цезийдин озониди -  $CsO_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



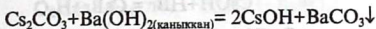
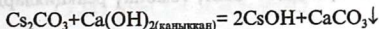
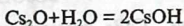
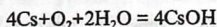
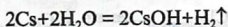
Цезийдин озониди калийдин жана рубидийдин озониддерине салыштырмалуу туруктуу, бирок 70-100<sup>0</sup>Сда цезийдин надперкычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



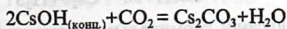
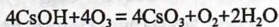
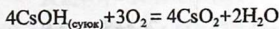
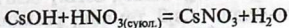
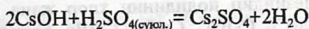
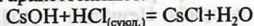
Күчтүү кычкылдандыргыч суу, кислоталар, күкүрт ж.б. менен аракеттенишет:



Цезийдин гидрокычкылы - CsOH, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



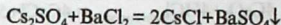
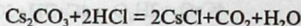
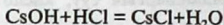
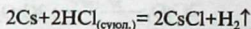
Цезийдин гидрокычкылы ак түстөгү гигроскопдук зат, сууда жакшы эрийт, күчтүү негиз, кислоталар жана кислоталык кычкылдар, кычкылтек, озон менен аракеттенишет:



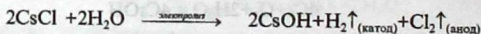
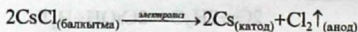
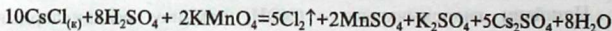
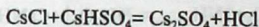
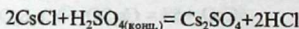
Цезийдин фториди - CsF, цезийдин фторидинин фторгидридин аммонийдин фторидинин же фтордуу суутек кислотасынын атмосферасында 200<sup>0</sup>Сда ысытканда алынат. Цезийдин фториди

кубдук түзүлүштөгү кристаллга ээ. Эки кристаллогидраты белгилүү:  $2\text{CsF}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $3\text{CsF}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

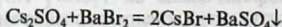
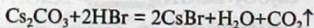
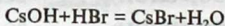
Цезийдин хлориди -  $\text{CsCl}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Цезийдин хлориди түссүз, кристаллдык түзүлүштөгү зат. Сууда жакшы эрийт. Начар калыбына келтиргич. Алмашуу реакцияларына катышат:

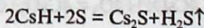
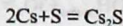


Цезийдин бромиди -  $\text{CsBr}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

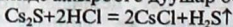


Цезийдин бромиди түссүз, кристаллдык түзүлүштөгү зат, сууда жана спиртке жакшы эрийт. Цезийдин  $\text{CsI}_3$ ,  $\text{CsI}_4$  - полииодиддери да белгилүү. Цезийдин йодидинин хлор жана бром менен болгон бирикмелери:  $\text{CsICl}_2$ ,  $\text{CsICl}_4$ ,  $\text{CsIBr}_2$ ,  $\text{CsIBr}_4$  белгилүү.

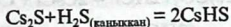
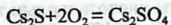
Цезийдин сульфиди -  $\text{Cs}_2\text{S}$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Цезийдин сульфиди термикалык жактан туруктуу келген, түссүз кристалл, сууда жакшы эрийт. Типтүү калыбына келтиргич, кислоталарды таасир эткенде ажыроого дуушар болот:

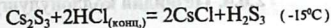
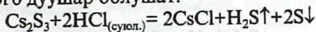




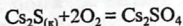
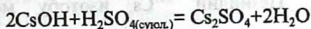
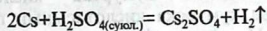


Цезийдин сульфидинин ак түстөгү кристаллогидраты  $\text{-Cs}_2\text{S}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$  белгилүү.

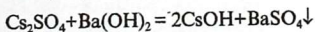
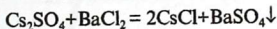
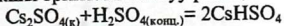
Цезийдин полисульфиддери:  $\text{Cs}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Cs}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cs}_2\text{S}_5$ ,  $\text{Cs}_2\text{S}_6$ . Полисульфиддерде күкүрттүн атомдорунун саны өскөн сайын термикалык туруктуулугу төмөндөйт. Алар кислоталардын таасиринде ажыроого дуушар болушат:



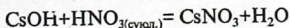
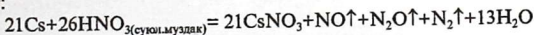
Цезийдин сульфаты -  $\text{Cs}_2\text{SO}_4$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



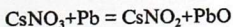
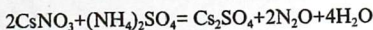
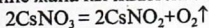
Цезийдин сульфаты ак түстөгү, кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Сууда жакшы эрийт. Алмашуу реакциясына катышат.



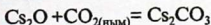
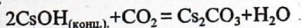
Цезийдин нитраты -  $\text{CsNO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



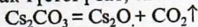
Цезийдин нитраты ак түстөгү зат. Сууда жакшы эрийт. Ал  $585^\circ$ - $850^\circ\text{C}$ да цезийдин нитритине жана кычкылтекке ажырайт.



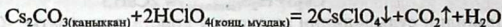
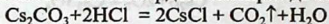
Цезийдин карбонаты -  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Цезийдин карбонаты ак түстөгү зат,  $620^\circ$ - $1000^\circ\text{C}$ да ажырайт.



Цезийдин карбонаты кислоталардын таасиринде ажырайт:

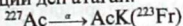


#### 2.6.4. Цезийдин колдонулушу

Цезий радиотехникада кеңири колдонулат. Мындан башка цезийдин гидрокычкылы кумурска кислотасын синтездөөдө жумшалат. Мында кумурска кислотасынын практикалык чыгышы 91,5%ти түзөт. Цезийдин  $^{137}\text{Cs}$  изотобу медицинада кеңири пайдаланылат.

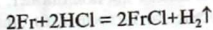
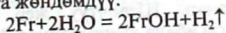
## 2.7. Франций (Francium)

**2.7.1. Тарыхый маалымат.** Франций жөнүндө биринчи маалымат 1913-жылы англиялык химик Дж.Кренстон тарабынан жарык көргөн. Ал актинийдин  $^{228}\text{Ac}$  изотобу менен иштеп, андан  $\alpha$ -нурлануусу пайда болорун байкаган, бирок анын иши көмүскөдө эле калган. 1938-жылы француз химиги Маргарита Пере өзүнөн мурунку (Мейер, Гесса жана Панета) окумуштуулардын тажрыйбаларын кайталап ылдамдыгы 3,4см болгон  $\alpha$ -нурланууну байкаган. Көптөгөн тажрыйбалардын натыйжасында 1939-жылдын 9-сентябрында Маргарита Пере жаңы элемент тууралуу билдирген. Алгач бул элементти Маргарита «актиний-К» деп атаган, кийинчерээк 1949-жылы ал аны өзүнүн мекенинин урматына франций деп атаган.



### 2.7.2. Францийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Франций ак түстөгү, оңой эрүүчү, радиоактивдүү металл. Анын эң узак жашоочу изотобу  $^{223}\text{Fr}$ , жарым ажыроо убактысы 22 минута. Реакцияга өтө жөндөмдүү, химиялык касиети боюнча цезийге окшош. Суу, кислоталар менен аракеттенишет жана алардын составынан суутекти сүрүп чыгарууга жөндөмдүү:



### 3. ПА группанын элементтеринин

#### 3.1 ПА группанын элементтеринин жалпы мүнөздөмөсү

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын II A группасынын элементтерине Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra кирет. Сырткы электрондук катмарында валенттик электрондору  $ns^2$  орбиталында жайгашкандыгына байланыштуу бул элементтер эки валенттүү жана s семействосуна кирет. II A группанын элементтеринин ичинен бериллий көпчүлүк бирикмелерде коваленттик байланыш аркылуу байланышат, магний иондук жана коваленттик байланыш аркылуу, ал эми калган металлдар бирикмелерде иондук байланыш аркылуу байланышат. II A группанын элементтери щелочтуу жер металлдары деп аталышат. Щелочтуу жер металлдары металлдардын электрохимиялык чыналуу катарында суутекке чейин жайгашкан.

Щелочтуу жер металлдардын атомдорунун иондорунун радиустары бериллийден радийге карай жогорулайт. Ал эми кайноо жана эрүү температураларынын бир тектүү өзгөрбөшү щелочтуу жер металлдардын кристаллдык түзүлүштөрүнүн тибине байланыштуу. Щелочтуу жер металлдарынын катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,5 - 4 кө чейин жетет. II A группанын элементтеринин электр өткөрүмдүүлүгү начар. Щелочтуу жер металлдарынын ичинен бериллийден башкасы абада кычкылданат. Кальций, стронций, барий абасыз идиште керосин же петролейин эфири астында сакталат. Бериллий кээ бир химиялык касиети боюнча алюминийге, ал эми магний цинкке жакын. Бериллий жана магний суу менен температуранын таасиринде аракеттенсе, кальций, стронций, барий комнаталык температурада аракеттенип, тиешелүү гидрокычкылдарды пайда кылуу менен суутекти сүрүп чыгарат. Щелочтуу жер металлдары, барийден башкасы, төмөнкү температурада суюлтулган кислоталарда эрип, тиешелүү туздарды пайда кылуу менен суутекти сүрүп чыгарат. Барий концентрацияланган кислоталарда эрийт. Щелочтуу жер металлдарынын ичинен кальцийдин, стронцийдин жана барийдин фториддери, сульфаттары, фосфаттары, хроматтары, оксалаттары жана башка кээ бир туздары сууда начар эрийт. Щелочтуу жер металлдардын гидрокычкылдарынын негиздик касиеттери магнийдин гидрокычкылынан радийдин гидрокычкылына карай жогорулайт. Магнийдин сульфаты сууда жакшы эрийт, ал эми бериллийдин сульфаты сууда гидролизденет, б.а. бериллийдин металлдык касиетинин начарлыгын далилдейт.

Бардык щелочтуу жер металлдардын кычкылдары жогорку температурада эрийт. Бериллийдин кычкылы сууда жана кислоталарда начар эрийт, ал эми калган металлдардын кычкылдары кислоталарда эрип, тиешелүү туздарды пайда кылат.

### 3.2. Бериллий (Beryllium)

**3.2.1. Тарыхый маалымат.** 1879-жылы француз химиги Луи Никола Воклен берилла жана изумруд минералдарын салыштырып, анализдөөнүн негизинде белгисиз кычкылды аныктаган. Аны «жер» деп атаган, ал алюминийдин кычкылына өтө окшош болгон. Бирок Л.Н. Воклен алюминийдин кычкылынан белгисиз кычкылдын айырмачылыгын байкаган. Белгисиз кычкыл аммонийдин карбонатында эриген да калийдин сульфаты менен кварцтарды пайда кылган эмес. Алюминийдин кычкылы аммонийдин карбонатында эрибейт, бирок калийдин сульфаты менен кварц пайда кылат. Кийинчерээк белгисиз кычкыл тууралуу Л.Н. Воклендин макаласы «Annales de chimie» журналында жарык көрөт, журналдын редакциясы белгисиз кычкылдын «жер» деген атын «глицина» деген атка өзгөртүүнү сунуш кылышат. «Глицина» грек тилинен биздин тилге которгондо «таттуу» дегенди түшүндүрөт. Себеби туздарынын даамы таттуу болгон. Ошол убактагы белгилүү химиктер М. Клапрот, А. Экеберг белгисиз кычкылдын «таттуу»- деп берилген атына каршы чыгышат, себеби, иттрийдин туздары да таттуу даамга ээ. М. Клапрот жана А. Экеберг Л.И. Воклен ачкан кычкылга «Берилловый» деген ат беришкен.

1814-жылы профессор Ф.И. Гизе №4-элементти бериллий деп атаону сунуш кылган. Көп жылдар бою бериллийди эч ким таза түрүндө бөлүп алган эмес, бирок 1827-жылы германиялык химик Ф. Веллер жана француз химиги А. Бюсси бериллийдин хлоридин металлдык калий менен калыбына келтирүү жолу аркылуу бериллийдин күкүмүн алышкан. Алынган бериллийдин күкүмүндө аралашмалар көп болгон. 1898-жылы П. Лебо  $\text{BeCl}_2 \cdot \text{NaCl}$  балкытмасын электролиздөө жолу менен таза металлдык бериллийди бөлүп алган.

#### 3.2.2. Бериллийдин жаратылышта таралышы, алынышы

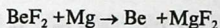
Бериллий жаратылышта 30 дан ашуун минералдардын курамында кездешет. Ушул минералдардын ичинен кеңири таралгандары төмөнкүлөр:

Берилл ( $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$ ), хризоберилл ( $\text{Be}[(\text{AlO}_2)]$ ), фенакит ( $\text{BeSiO}_4$ ), гелвин ( $\text{Mn}_8[(\text{BeSiO}_4)_6 \text{S}_2]$ ).

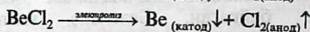
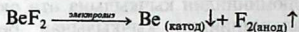
Бериллий төмөнкү жолдор менен алынат.

1. Бериллий кычкылын, фторидин  $700-800^\circ\text{C}$  да магний менен калыбына келтирүүдөн.





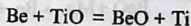
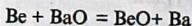
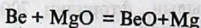
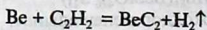
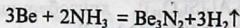
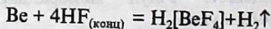
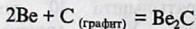
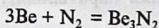
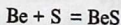
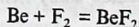
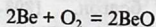
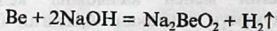
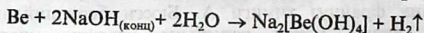
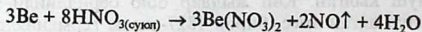
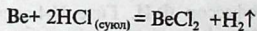
2. Бериллийдин фторидинин жана хлоридинин балкытмасын электролиздөөдөн.



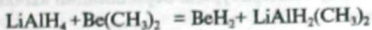
### 3.2.3. Бериллийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Бериллий ачык-бозомтул түстөгү металлдык жалтырактыкка ээ болгон металл. Башка щелочтуу жер металлдарга салыштырганда атомунун радиусу кичине, тыгыздыгы  $1,86 \text{ г/см}^3$  барабар.

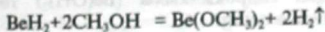
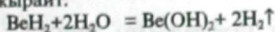
Бериллийдин эрүү температурасы  $1284^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $2967^\circ\text{C}$  га барабар. Металлдык бериллий диамагниттик касиетке ээ. Бериллий калыбына келтиргич, суюлтулган кислоталар, концентрацияланган щелочтор, суу, аммиак, металл эместер жана металлдардын кычкылдары менен жогорку температурада аракеттенишет.



Бериллийдин гидриди ( $\text{BeH}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

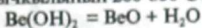


Бериллийдин гидридия ак түстөгү катуу зат, эфирде начар эрийт. Сууда жана спиртте ажырайт.

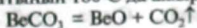


Бериллийдин кычкылы ( $\text{BeO}$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

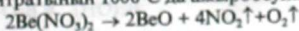
1. Бериллийдин гидроксидинин  $200-800^\circ\text{C}$  да ажыроосунан



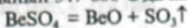
2. Бериллийдин карбонатынын  $180^\circ\text{C}$  да ажыроосунан.



3. Бериллийдин нитратынын  $1000^\circ\text{C}$  да ажыроосунан.

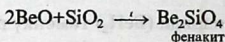
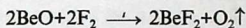


4. Бериллийдин сульфатынын  $547-600^\circ\text{C}$  да ажыроосунан.

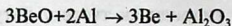


Бериллийдин кычкылы термодинамикалык жактан туруктуу келген, ак түстөгү зат. Бериллийдин кычкылы амфотердик касиетке ээ. Концентрацияланган кислоталар, щелочтор, кислоталык жана негиздик кычкылдар менен аракеттенет.

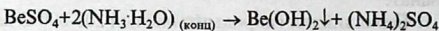
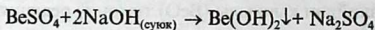
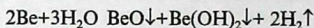




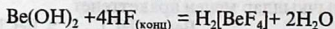
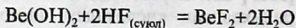
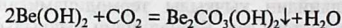
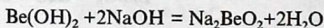
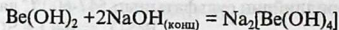
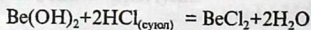
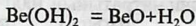
Жогорку температурада бериллийдин кычкылы металлдар менен аракеттенет.



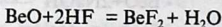
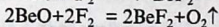
Бериллийдин гидрокычкылы ( $\text{Be}(\text{OH})_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Бериллийдин гидрокычкылы аморфтук же кристаллдык зат, ысытканда ажырайт. Сууда эрийт, амфотердик касиетке ээ, суюлтулган кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.



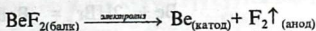
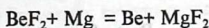
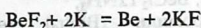
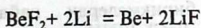
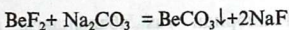
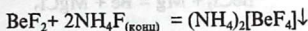
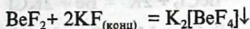
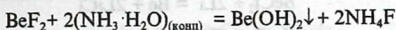
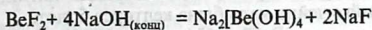
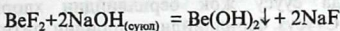
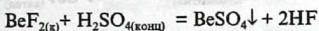
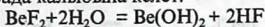
Бериллийдин фториди ( $\text{BeF}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Бериллийдин фториди өтө гигроскоптук, аморфтук, түссүз зат. Термикалык жактан туруктуу, кайнак сууда жана концентрацияланган күкүрт кислотасында ажырайт. Щелочтор,

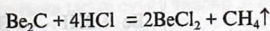
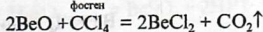
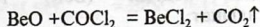
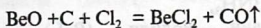
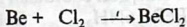


аммиактын гидрокычкылы, щелочтуу металлдардын, аммонийдин фториддери менен аракеттенишет. Литий, калий, магний менен жогорку температурада калыбына келет.

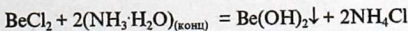
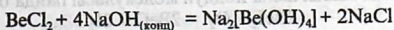
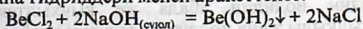


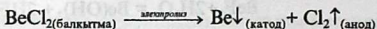
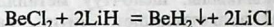
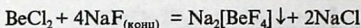
Бериллийдин фториди кристаллогидраттарды ( $\text{BeF}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) пайда кылат.

Бериллийдин хлориди ( $\text{BeCl}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

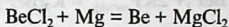
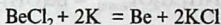
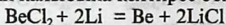


Бериллийдин хлориди ийне сыяктуу, түссүз кристалл, өтө гигроскоптук зат. Музда, сууда жакшы эрийт, щелочтор, аммиактын гидрокычкылы, плавик кислотасы, щелочтуу металлдардын фториддери жана гидриддери менен аракеттенет.



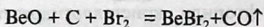
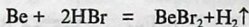
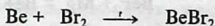


Составында суусу жок бериллийдин хлориди полимердик түзүлүшкө ээ. Суусуз бериллийдин хлоридин литий, калий, магний менен бериллийге чейин калыбына келтирсе болот.

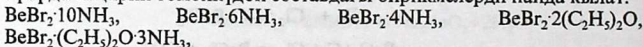


Бериллийдин хлориди газ абалындагы аммиакты сиңирип түрдүү составдагы бирикмелерди пайда кылат:  $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ ,  $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ ,  $\text{BeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{BeCl}_2 \cdot 12\text{NH}_3$ ;

Бериллийдин бромиди ( $\text{BeBr}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



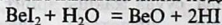
Суусуз бериллийдин бромиди газ абалындагы аммиакты, суусуз эфирди сиңирип төмөнкүдөй составдагы бирикмелерди пайда кылат:



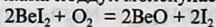
Бериллийдин иодиди ( $\text{BeI}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



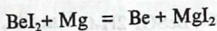
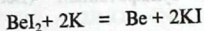
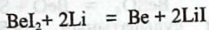
Бериллийдин иодиди түссүз, ийне сыяктуу кристалл, суунун таасиринде бериллийдин кычкылына жана иоддуу суутекке ажырайт.



Бериллийдин иодидин абада же кычкылтекте ысытканда бериллийдин кычкылы жана иоддун молекуласы пайда болот.

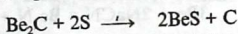
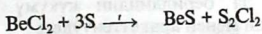
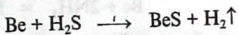
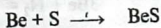


Бериллийдин иодида жогорку температурада металлдык литий, калий, магний менен металлдык бериллийге чейин калыбына келет.

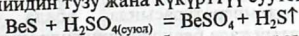


Кадимки шартта суусуз бериллийдин иодида аммиакты кошуп алып төмөнкү составдагы бирикмелерди пайда кылат:  $\text{BeI}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ ,  $\text{BeI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{BeI}_2 \cdot 13\text{NH}_3$

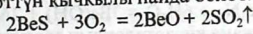
Бериллийдин сульфиди ( $\text{BeS}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



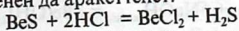
Бериллийдин сульфиди бозомтул, күмүш түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат.  $\text{BeS}$  кислоталардын таасиринде ажырайт, натыйжада бериллийдин тузу жана күкүрттүү суутек бөлүнүп чыгат:



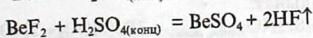
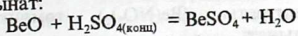
Бериллийдин сульфидин абада ысытканда бериллийдин кычкылы жана күкүрттүн кычкылы пайда болот.



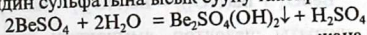
$\text{BeS}$  хлордуу суутек менен да аракеттенет:



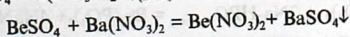
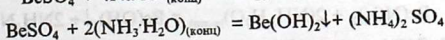
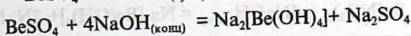
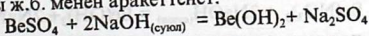
Бериллийдин сульфаты ( $\text{BeSO}_4$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



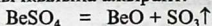
Бериллийдин сульфатына ысык сууну таасир эткенде ажырайт



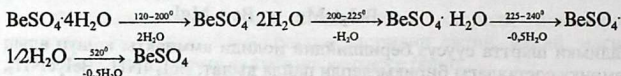
Бериллийдин сульфаты щелочтор жана аммиактын гидрокычкылы ж.б. менен аракеттенет.



Бериллийдин сульфаты 547-600°C да бериллийдин кычкылына жана күкүрттүн (VI) кычкылына ажырайт.

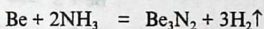
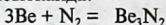


Бериллийдин сульфатынын ( $\text{BeSO}_4$ ) кристаллогидраты да белгилүү.

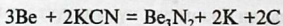
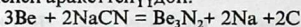


Бериллийдин нитриди ( $\text{Be}_3\text{N}_2$ ) төмөнкү жолдор менен алынат.

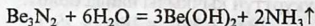
1. Бериллийдин күкүмүн 1000°C га чейин азоттун же аммиактын атмосферасында ысытканда.



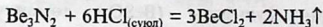
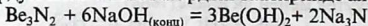
2. 700°C да бериллийдин күкүмү натрийдин же калийдин цианиди менен аракеттенүүдөн.



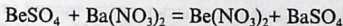
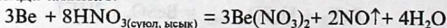
Бериллийдин нитриди ак, кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон күкүм, бөлмө температурасында абада туруктуу. Сууда гидролизденет, натыйжада бериллийдин гидроккычкылы жана аммиак бөлүнүп чыгат.



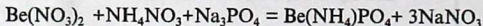
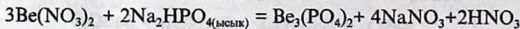
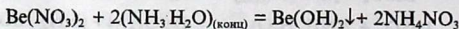
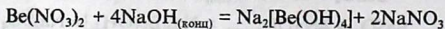
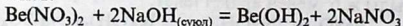
Щелочтордун жана кислоталардын таасиринде ажырайт.



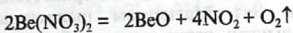
Бериллийдин нитраты ( $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



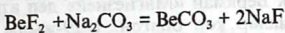
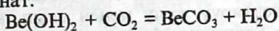
Бериллийдин нитраты щелочтор, аммиактын гидроккычкылы ж.б. менен аракеттенет.



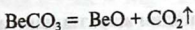
Бериллийдин нитраты 1000°C дан жогорку температурада бериллийдин, азоттун кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



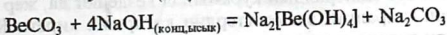
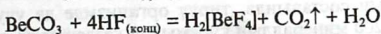
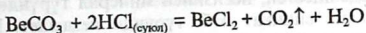
Бериллийдин карбонаты ( $\text{BeCO}_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Бериллийдин карбонаты 180°C да ажырайт.



Бериллийдин карбонаты кислоталар, щелочтор ж.б. менен аракеттенет.



### 3.2.4. Бериллийдин колдонулушу

Өтө таза бериллий термоядердик реакторлорду жасоодо колдонулат, себеби бериллий термикалык жактан туруктуу, механикалык жактан чыдамдуу, химиялык коррозияга туруктуу. Металлдык бериллийден рентген түтүктөрүнүн айнектерин жасашат, себеби, рентген нурлары металлдык бериллийден оной өтөт.

Составында 0,2-2,5% чейин бериллий бар куймалардын катуулугу жана ийилгичтиги жогорулайт. Бериллийдин магний жана алюминий менен болгон куймасы авиацияда колдонулат, никель менен болгон куймасы хирургиялык аспаптарды жасоодо пайдаланылат.

Физиологиялык жактан бериллий жана анын туздары уулуу. Бериллий менен уулануу «берилоз» деп аталат жана өлүмгө чейин алып келиши мүмкүн.

### 3.3. Магний (Magnesium)

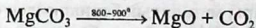
**3.3.1. Тарыхый маалымат.** 1695-жылы Н.Гро Англиядагы Эпсом булагындагы минералдык сууну буулантуудан алынган кургак массасын сода жана поташ менен аракеттендирип ак түстөгү борпоң затты алган. Зат Магнезиум шаарында табылган минералды кактоодон алынган затка окшош болгондуктан ак магнезит деп атаган. 1808-жылы Х. Деви магнийдин кычкылын металлдык калий менен калыбына келтирүү жолу менен алып, аны «Магниум» деп атаса, кийинчерээк Беркман «Магнезней» деп атаган. Х. Деви алган металлда аралашмалар көп болгон. 1829-жылы А.Бюсси биринчи жолу таза түрдө магнийди алып аны «магний» деп атаган.

#### 3.3.2. Магнийдин жаратылышта таралышы, алынышы

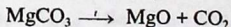
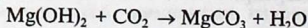
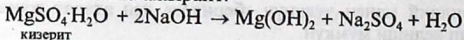
Магний активдүү металл болгондуктан жер кыртышында эркин түрдө кездешпестен, негизинен минерал түрүндө, карбонат, сульфат, фосфат жана силикат ж.б. түрүндө кездешет. Магний минералдык суулардын составында, тирүү организмде да учурайт. Жалпысынан магний 200 минералдын курамында кездешет да, жер кыртышында эң кеңири таралган элементтердин катарына кирет. Жаратылышта эң кеңири таралган жана өндүрүштүк мааниге ээ болгон минералдары: оливин  $Mg_2SiO_4$ , доломит  $CaMg(CO_3)_2$ , магнезит  $MgCO_3$ , карналлит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ .

Магний төмөнкүдөй жолдор менен алынат.

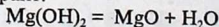
1. Магнезит минералын  $800-900^\circ C$ да ысытканда магнийдин кычкылы жана көмүр кычкыл газы бөлүнүп чыгат.



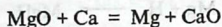
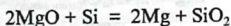
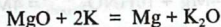
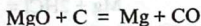
2. Кизерит минералына натрийдин гидрокычкылын таасир эткенде магнийдин гидрокычкылы пайда болот. Пайда болгон гидрокычкыл аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө магнийдин карбонаты алынат. Магнийдин карбонаты температуранын таасиринде магнийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт:



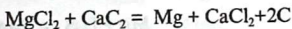
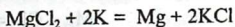
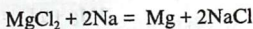
3. Магнийдин гидрокычкылы жогорку температурада магнийдин кычкылына жана сууга ажырайт:



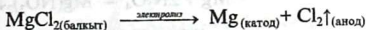
Алынган магнийдин кычкылын жогорку температурада вакуумда көмүр, кремний, кальций, жана калий менен калыбына келтирет:



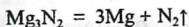
Суусуз магнийдин хлориди инерттүү газдын атмосферасында температуранын таасиринде натрий, калий жана кальцийдин карбиди менен калыбына келет.



Магнийдин хлоридинин балкыгмасын электролиздөөдө катоддо магний бөлүнөт.



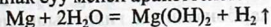
Магнийдин нитриди 700-1500°C да магнийге жана азоттун молекуласына ажырайт:



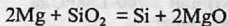
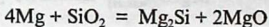
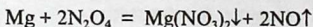
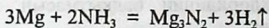
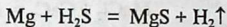
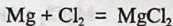
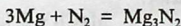
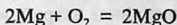
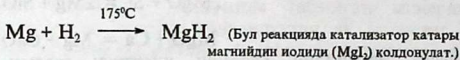
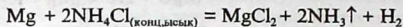
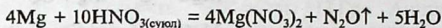
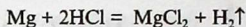
### 3.3.3. Магнийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Магний күмүш сымал жалтырактыкка ээ болгон зат, кристаллдык түзүлүшү гексагоналдык, тыгыздыгы 1,74 г/см<sup>3</sup>, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 2,5ке барабар. Эрүү температурасы 651°C, кайноо температурасы 1107°C, парамагниттик касиетке ээ. Магний жезге, темирге, алюминийге салыштырганда 5, 4,5, 1,5 эсе жеңил.

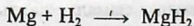
Магнийдин бериллийден айырмачылыгы кайносимметриялык элемент эмес. Дүүлүкпөгөн абалда анын валенттик эки электрону 3s орбиталында жайгашкан. Ионизация потенциалынын мааниси бериллийге салыштырганда төмөн, ошондуктан магнийдин көпчүлүк бирикмелериндеги байланыш иондук мүнөзгө ээ. Магнийдин органикалык лиганда менен болгон комплекстик бирикмеси (мисалы, хлорофилл) - жашоо үчүн эң негизги бирикме. Магний химиялык жактан активдүү металл. Төмөнкү температурада суу менен аракеттенбейт, бирок кайнак суу менен аракеттенет.



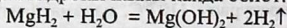
Магний минералдык кислоталар (HFтен башкасы) менен, ошондой эле жогорку температурада аммиак, металл эместер, кислоталык кычкылдар менен аракеттенет.



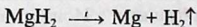
Магнийдин гидриди ( $\text{MgH}_2$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:



Магнийдин гидриди ак түстөгү сууда кыйындык менен эрүүчү зат. Сууда эригенде магнийдин гидрокычкылы пайда болот.

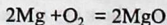


Магнийдин гидридин ысытканда магнийге жана суутектин молекуласына ажырайт.

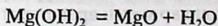
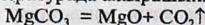


Магнийдин кычкылы –  $\text{MgO}$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

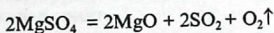
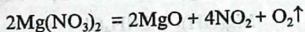
1. Магний кычкылтек менен жогорку температурада түздөн – түз аракеттенүүсүнөн:



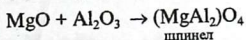
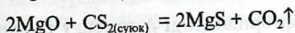
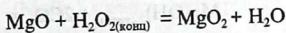
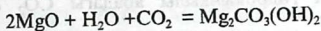
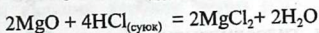
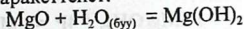
2. Магнийдин карбонатынын, гидрокычкылынын, нитратынын, сульфатынын жогорку температурада ажырашынан:



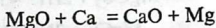
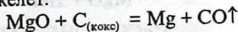




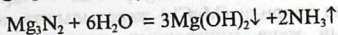
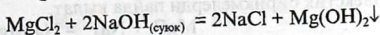
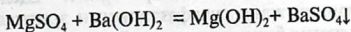
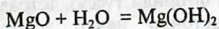
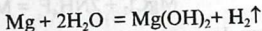
Магнийдин кычкылы жаратылышта бозомтул жашыл түстөгү кристалл түрүндө учурайт, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 6 га барабар. Магнийдин кычкылы ак түстөгү, термикалык жактан туруктуу келген зат. Магнийдин кычкылы негиздик касиетке ээ. Кислоталар, металлдардын кычкылдары, суутектин перкычкылы, көмүр кычкыл газы менен аракеттенет.



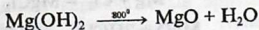
Магнийдин кычкылы көмүртек, металлдык кальций менен жогорку температурада калыбына келет.



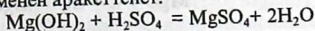
Магнийдин гидрокычкылы-  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

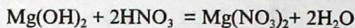


Магнийдин гидрокычкылы жаратылышта ак була сыяктуу зат, аны брусит деп аташат. Магнийдин гидрокычкылы түссүз тригоналдык кристалл, кристаллдык торчосу катмарлуу, сууда начар эрийт, электр тогун начар өткөрөт, ысытканда ажырайт.

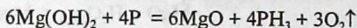
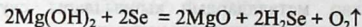
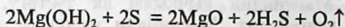


Магнийдин гидрокычкылы негиздик касиетке ээ, кислоталар, аммонийдин хлориди менен аракеттенет.

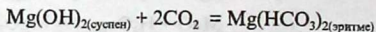




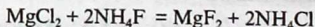
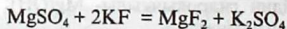
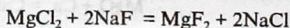
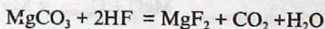
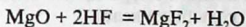
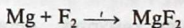
Магнийдин гидрокычкылы температуранын таасири астында күкүрт, селен, фосфор менен аракеттенет.



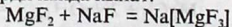
Магнийдин гидрокычкылы абадагы  $\text{CO}_2$  өзүнө сиңирип алууга жөндөмдүү.



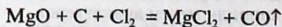
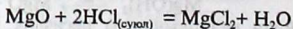
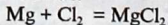
Магнийдин фториди ( $\text{MgF}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



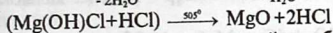
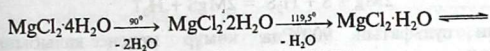
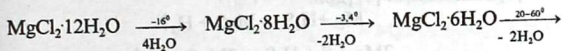
Магнийдин фториди түссүз, тетраэдрдик түзүлүштөгү кристалл, сууда жана ацетондо начар эрийт. Щелочтуу металлдардын фториддеринин жана сульфаттарынын эритмелеринде жакшы эрийт да, комплекстик бирикмелерди пайда кылат.



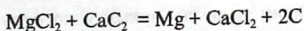
Магнийдин хлориди ( $\text{MgCl}_2$ ) жаратылышта кеңири таралган, деңиз сууларынын жана минералдык суулардын курамдарында, андан башка бишофит ( $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), карналлит ( $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) жана тархигидрит ( $2\text{MgCl}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) минералдарынын курамында кездешет. Курамында суусу жок магнийдин хлориди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



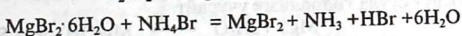
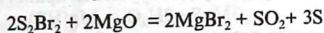
Магнийдин хлоридинин кристаллдары түссүз, өтө гигроскоптук зат, гексагоналдык түзүлүштөгү, сууда, спирте жана пиридинде жакшы эрийт, ал эми ацетондо начар эрийт.



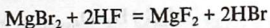
Магнийдин хлоридин кальций карбиди менен ысытканда магний калыбына келет



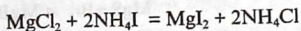
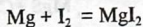
Магнийдин бромиди ( $\text{MgBr}_2$ ) деңиз сууларынын, минералдык суулардын туз кендеринин курамында кездешет, ал эми курамында суусу жок магнийдин бромиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



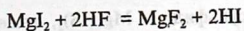
Магнийдин бромиди гексагоналдык түзүлүштөгү түссүз, диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл. Магнийдин бромиди сууда жана спирте жакшы эрийт. Фтордуу суутек кислотасы менен аракеттенет.



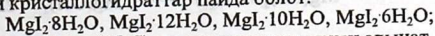
Магнийдин иодиди ( $\text{MgI}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Магнийдин иодиди түссүз, өтө гигроскоптук кристалл. Магнийдин иодиди сууда жана спирте жакшы эрийт. Фтордуу суутек менен реакцияга кирип натыйжада магнийдин фториди жана иоддуу суутек бөлүнүп чыгат:

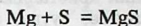


Магнийдин кычкылынын, карбонатынын эритмесин иоддуу суутек менен нейтралдаштырып, буулантканда температурага жараша төмөнкүдөй кристаллогидраттар пайда болот:

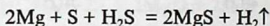
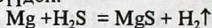


Магнийдин сульфиди ( $\text{MgS}$ ) төмөнкү жолдор менен алынат.

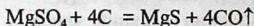
1. Жогорку температурада  $800^{\circ}\text{C}$ да металлдык магнийге күкүрттүн буусун таасир этүүдөн.



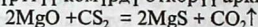
2. Магнийден жасалган лентаны кургак күкүрттүү суутектин атмосферасында күйгүзүүдөн.



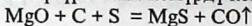
3. Магнийдин сульфатын  $900^{\circ}\text{C}$ да көмүр менен калыбына келтирүүдөн.



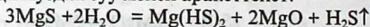
4. Магнийдин кычкылы аркылуу жогорку температурада азоттун атмосферасында күкүрттүү көмүрдү өткөрүү аркылуу.



5. Магнийдин кычкылына күкүрт жана көмүрдү кошо ысытканда.



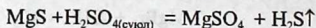
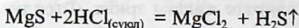
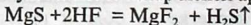
Магнийдин сульфиди түссүз кубдук түзүлүштөгү кристаллдар. Магнийдин сульфиди муздак суу менен аракеттенет.



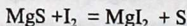
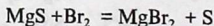
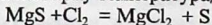
MgS жылуу сууда гидролизге учурайт.



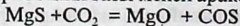
Магнийдин сульфиди суюлтулган кислоталар менен аракеттенет:



Ал эми хлор, бром, иод менен жогорку температурада аракеттенет:



Магнийдин сульфиди көмүр кычкыл газы менен аракеттенет.



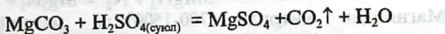
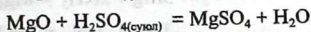
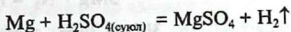
Магнийдин бисульфиди -  $\text{Mg}(\text{HS})_2$ , төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат:



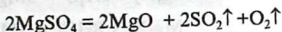
Магнийдин бисульфиди (гидросульфиди) сууда гидролизденет.



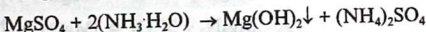
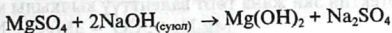
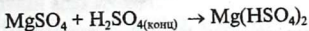
Магнийдин сульфаты ( $MgSO_4$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



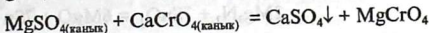
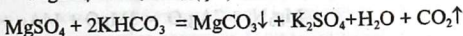
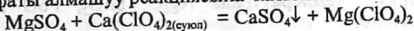
Магнийдин сульфаты ромбоэдрикалык түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасынан  $1200^\circ C$  жогорку температурада ажырайт.



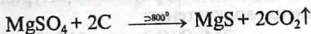
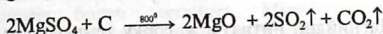
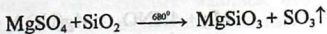
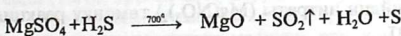
Магнийдин сульфаты сууда жакшы эрийт. Концентрацияланган күкүрт кислотасы, щелочтор жана аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенет.



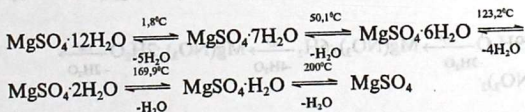
Магнийдин сульфаты алмашуу реакциясына катышат.



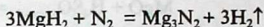
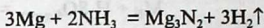
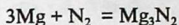
Ал эми жогорку температурада төмөндөгүдөй реакцияларга катышат:



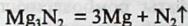
Магнийдин сульфатынын кристаллогидратын ( $MgSO_4 \cdot 12H_2O$ ) ысытканда кристаллдашкан суусу ажырайт.



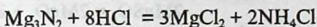
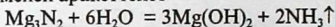
Магнийдин нитриди ( $Mg_3N_2$ ) төмөндөгү реакциялардын натыйжасында алынат:



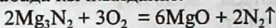
Магнийдин нитриди 700-1500°C да магнийге жана азоттун молекуласына ажырайт:



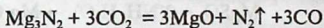
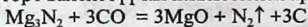
Суу жана кислоталар менен аракеттенет



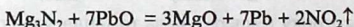
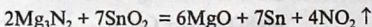
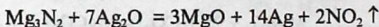
Жогорку температурада абада кычкылданат.



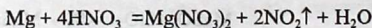
Көмүртектин эки жана төрт валенттүү кычкылы менен аракеттенет.



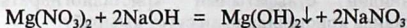
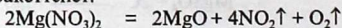
Жогорку температурада  $Ag_2O$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO$  кычкылдары менен аракеттенет.



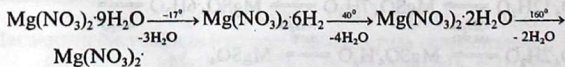
Магнийдин нитраты ( $Mg(NO_3)_2$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат.



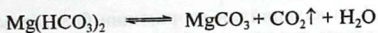
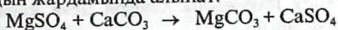
Магнийдин нитраты жогорку температурада 300°C да ажырайт жана щелочтор менен аракеттенет:



Магнийдин нитраты эритмеде кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат.



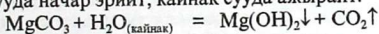
Магнийдин карбонаты ( $MgCO_3$ ) жаратылышта магнезит ( $MgCO_3$ ), доломит  $MgCa(CO_3)_2$  түрүндө кездешет. Магнийдин карбонаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



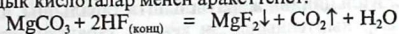
Магнийдин карбонаты диамагниттик касиетке ээ болгон тригоналдык микрокристалл,  $350-650^\circ C$  да магнийдин жана көмүртектин кычкылдарына ажырайт.



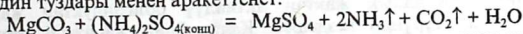
Муздак сууда начар эрийт, кайнак сууда ажырайт.



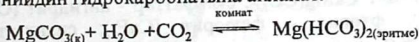
Минералдык кислоталар менен аракеттенет.



Аммонийдин туздары менен аракеттенет.



Магнийдин карбонаты абадагы көмүр кычкыл газын сиңирип алуу менен магнийдин гидрокарбонатына айланат.



### 3.3.4. Магнийдин колдонулушу

Магнийдин күкүмү пиротехникада колдонулат. Металлдык магний көпчүлүк металлдарды алардын кычкылдарынан бөлүп алуу үчүн калыбына келтиргич ролду аткарат. Машина жана авиация курууда магнийдин жеңил куймалары кеңири колдонулат. Магнийдин кычкылы кирпичтерди (тигел, трубка ж.б.) алууда кеңири колдонулса ал эми магнийдин гидрокычкылы кантты рафинирлөөдө кеңири пайдаланылат. Магнийдин биологиялык мааниси өтө чоң, себеби жалбырактын курамындагы хлорифиллдеги негизги комплекстик бирикмени пайда кылуучу болуп эсептелет. Мындан башка магнийдин иону клеткадагы кээ бир ферменттерди жөнгө салууда катышат.

### 3.4. Кальций (Calcium)

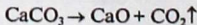
**3.4.1. Тарыхый маалымат.** Кальцийдин кычкылы (CaO) байыркы доордон эле белгилүү болгон, бирок, металлдык кальций биринчи жолу 1808-жылы Хенфри Деви жана Иенс Якоб Берцелиус тарабынан алынган.

Х. Деви кальцийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөөдө катод катары сымапты пайдаланган. Пайда болгон амальгамманы вакуумда буулантуу менен металлдык кальцийди алган. Х. Деви колдонгон метод өтө кымбат болгондуктан, 1865 - жылы орустун көрүнүктүү химиги Николай Николаевич Бекетов тарабынан теориялык негизи негизделген металлотермикалык жол менен алуу сунушталган.

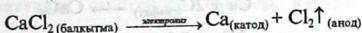
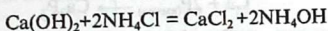
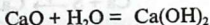
#### 3.4.2. Кальцийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Кальций жер кыртышында эң кеңири таралган элементтердин бири. Химиялык жактан активдүү болгондуктан жаратылышта минерал түрүндө кездешет. Кальцийдин жаратылыштагы негизги минералдары төмөнкүдөй болуп бөлүнөт: карбонаттар - кальцит ( $\text{CaCO}_3$ ), доломит  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ; сульфаттар - ангидрит ( $\text{CaSO}_4$ ), гипс ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), фторит - флюорит ( $\text{CaF}_2$ ); силикаттар-анортит ( $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ ), ж.б

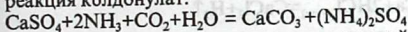
Кальцийдин иондору жаратылыштагы минералдык суулардын (дениз, океан, дарыя) курамында кездешет. Курамында кальцийи бар пародалардын суунун жана көмүр кычкыл газынын таасиринин натыйжасында бузулуусунан жылына деңиздерге жана океандарга 500 000 000 жакын кальций кошулат. Кальций тирүү организмдин курамында да кездешет. Чоң адамдын организмде 1 кг дан кем эмес кальций бар. Металлдык кальцийди алууда негизинен төмөнкү методдор колдонулат: кальцийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөө жана кальцийдин иодидин, хлоридин металлотермикалык жол менен калыбына келтирүү. Кальцийди алууда кальцит ( $\text{CaCO}_3$ ) минералын жогорку температурада ысытканда, ал кальцийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт. Пайда болгон кальцийдин кычкылынын суу менен аракеттенүүсүнөн кальцийдин гидрокычкылы алынат. Кальцийдин гидрокычкылына аммонийдин хлоридин таасир этүүдөн кальцийдин хлориди пайда болот. Өндүрүштө суусуз кальцийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөө (4-сүрөт) жолу менен металлдык кальций алынат. Мында болот катод катары, ал эми графит анод катары колдонулат.



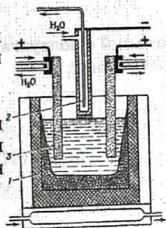
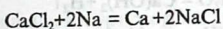
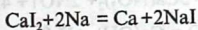




Ангидрит минералын ( $\text{CaSO}_4$ ) кальций-дин карбонатына айландыруу үчүн төмөнкү-дөй реакция колдонулат:

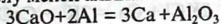


Металлотермикалык методдо кальций-дин иодидин же хлоридин металлдык натрий менен вакуумда калыбына келтирүү жолу менен алынат.

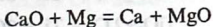


4-сүрөт Электролиттик ячейка 1-ячейка; 2-катод; 3-анод

Кальцийдин кычкылын  $1100\text{--}1200^\circ\text{C}$  да  $10^{-3}\text{мм}$  сымап мамычасынын басымы астында алюминийдин күкүмү менен калыбына келтирүү жолу менен алынат.



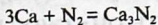
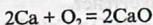
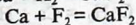
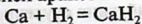
Магний менен  $1700^\circ\text{C}$  да  $10^{-3}\text{мм}$  сымап мамычасынын басымы астында калыбына келет.

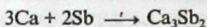
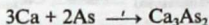
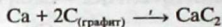
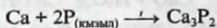
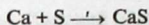


### 2.3.3. Кальцийдин физикалык жана химиялык касиеттери

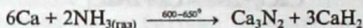
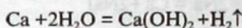
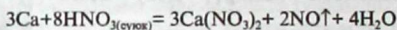
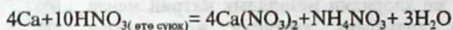
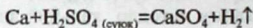
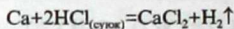
Кальций күмүш түстөгү жумшак металл, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,5 барабар. Жаратылыштагы кальций 6 изотоптон:  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{42}\text{Ca}$ ,  $^{43}\text{Ca}$ ,  $^{44}\text{Ca}$ ,  $^{46}\text{Ca}$ ,  $^{48}\text{Ca}$  турат. Бул изотоптордун ичинен негизги изотобу  $^{40}\text{Ca}$ , кальцийдин жасалма изотоптору да алынган  $^{37}\text{Ca}$ ,  $^{38}\text{Ca}$ ,  $^{39}\text{Ca}$ ,  $^{41}\text{Ca}$ ,  $^{45}\text{Ca}$ ,  $^{47}\text{Ca}$ ,  $^{49}\text{Ca}$ ,  $^{50}\text{Ca}$ .

Кальций химиялык жактан активдүү металл. Кычкылтек, азот, суутек, галогендер ж.б. менен аракеттенет.

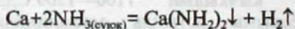




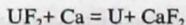
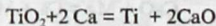
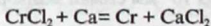
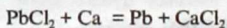
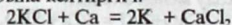
Кальций суялтулган минералдык кислоталар, аммиак жана суу менен аракеттенет.



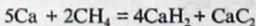
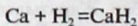
Төмөнкү температурада суяк аммиак менен аракеттенгенде суутек бөлүнүп чыгат.



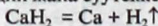
Кальций күчтүү калыбына келтиргич.



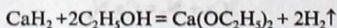
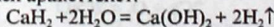
Кальцийдин гидриди ( $\text{CaH}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



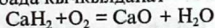
Кальцийдин гидриди ак түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат.  $\text{CaH}_2$   $1000^\circ\text{C}$  да кальций жана суутекке ажырайт.



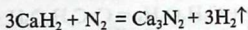
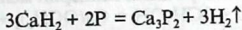
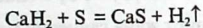
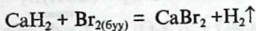
Суу жана спирт менен аракеттенет.



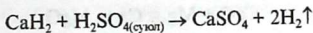
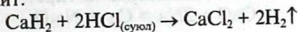
Кальцийдин гидриди абада кычкылданат



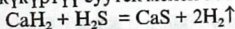
Жогорку температурада галогендер, фосфор, күкүрт, азот менен аракеттенет.



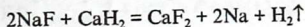
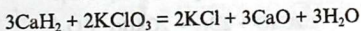
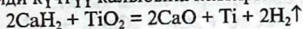
Кальцийдин гидриди суюлтулган минералдык кислоталардын таасиринде ажырайт.



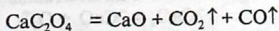
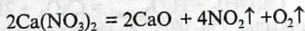
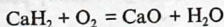
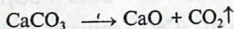
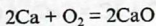
Кальцийдин гидриди күкүртүү суутек менен 500-600<sup>0</sup>Сда аракеттенет.



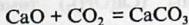
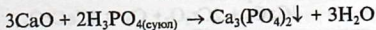
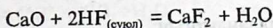
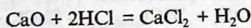
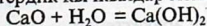
Кальцийдин гидриди күчтүү калыбына келтиргич.

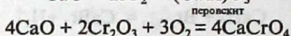
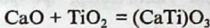
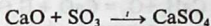
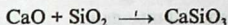


Кальцийдин кычкылы (CaO) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

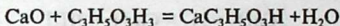
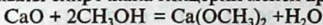


Кальцийдин кычкылы негиздик касиетке ээ. Кислоталар, суу, кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенет.



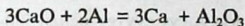
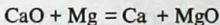
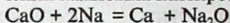


Кальцийдин кычкылы спирт жана глицерин менен аракеттенет.

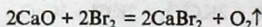
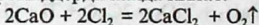


Кальцийдин глицераты

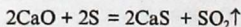
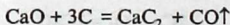
Жогорку температурада натрий, магний, алюминий кальцийдин кычкылын кальцийге чейин калыбына келтирет.



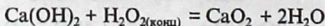
Кальцийдин кычкылы хлор жана бром менен аракеттенип хлориддерди жана бромиддерди пайда кылат.



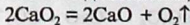
Кальцийдин кычкылы жогорку температурада күкүрт, көмүртек менен аракеттенет.



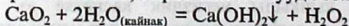
Кальцийдин перкычкылы ( $\text{CaO}_2$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:



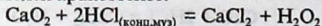
кальцийдин перкычкылы 250-380<sup>0</sup>С да ысытканда ажырайт



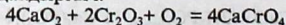
Муздак суу менен аракеттенбейт, бирок кайнак сууда толук ажырайт:



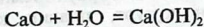
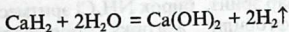
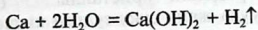
Күчтүү кислоталар менен аракеттенет:



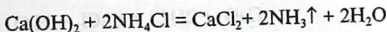
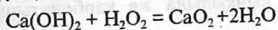
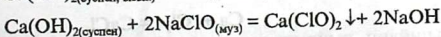
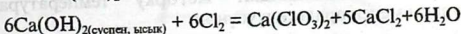
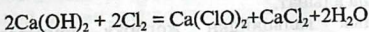
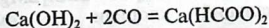
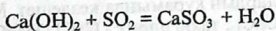
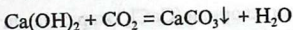
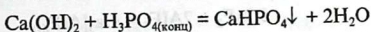
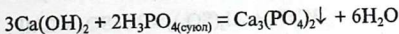
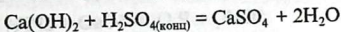
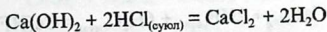
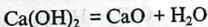
$\text{CaO}_2$  күчтүү кычкылдандыргыч:



Кальцийдин гидрокычкылы ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

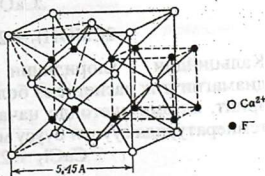
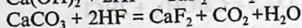
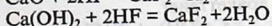
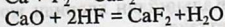
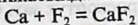


Сууда начар эрийт, негиздик касиетке ээ, кислоталар, кислоталык кычкылдар менен аракеттенет. 520—580°Сда кальцийдин кычкылына жана сууга ажырайт.



Кальцийдин фториди ( $\text{CaF}_2$ ) жаратылышта флюорит-  $\text{CaF}_2$ , иттрокальцит -  $5\text{Ca}\cdot 2\text{YF}_3$ , томсенолит -  $\text{CaNa}[\text{AlF}_6]\cdot\text{H}_2\text{O}$  түрүндө кездешет. Бир аз санда кальцийдин фториди адамдын жана жаныбарлардын сөөк ткандарынын курамында бар.

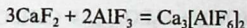
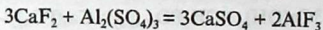
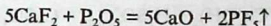
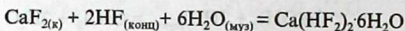
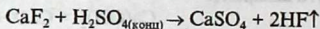
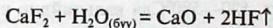
Кальцийдин фториди ( $\text{CaF}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



5-сүрөт. Флюориттин кристаллдык торчосу

Кальцийдин фторидинин кристаллы (5-сүрөт) түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ. Сууда жана суюлтулган кислоталарда, ацетондо жана суюк  $\text{SO}_2$ де начар эрийт, бирок  $\text{NH}_4\text{Cl}$  эритмесинде эрийт.

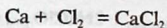
Кальцийдин фториди жогорку температурада суунун буусу, концентрацияланган күкүрт, плавик кислотасы, фосфордун (V) кычкылы жана алюминийдин сульфаты, фториди менен аракеттенет.



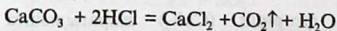
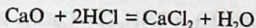
Кальцийдин хлориди ( $\text{CaCl}_2$ ) жаратылышта деңиз жана кээ бир минералдык суулардын курамында кездешет. Минералдары: хлорокальцит -  $\text{CaCl}_2$ , тахигидрит -  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{MgCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

Суусуз кальций хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

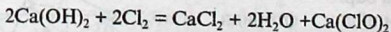
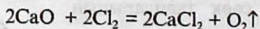
1. Металлдык кальцийдин жогорку температурада хлордун молекуласы менен аракеттенүүсүнөн.



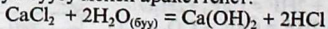
2. Кальцийдин кычкылына же карбонатына газ абалдагы  $\text{HCl}$ ду таасир этүүдөн.



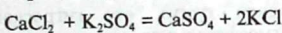
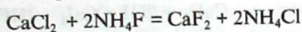
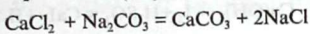
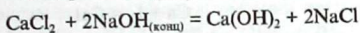
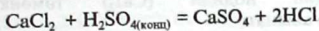
3. Кальцийдин кычкылына, гидрокычкылына хлордун молекуласын таасир этүүдөн.



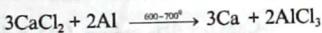
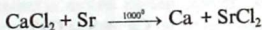
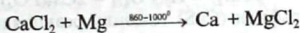
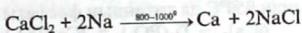
Кальцийдин хлоридинин кристаллы кубдук түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ болгон, түссүз, өтө гигроскоптук зат. Сууда эрийт, ал эми ацетондо начар эрийт. Кальцийдин хлориди жогорку температурада суунун буусу менен аракеттенет.



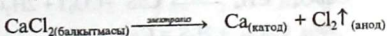
$\text{CaCl}_2$  концентрацияланган күкүрт кислотасы, натрийдин гидроксиды, карбонаты аммонийдин фториди, калийдин сульфаты менен аракеттенет.



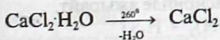
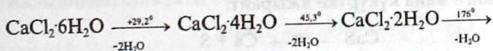
Кальцийдин хлориди жогорку температурада натрий, магний, стронций жана алюминий менен калыбына келет.



Кальцийдин хлоридинин балкытмасын электролиздегенде катоддо металлдык кальций, ал эми аноддо хлордун молекуласы бөлүнөт.

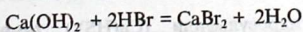
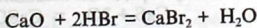
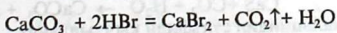
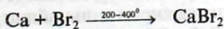


Кальцийдин хлоридинин кристаллогидраты ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )  $260^\circ\text{C}$  да толугу менен ажырайт:



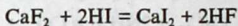
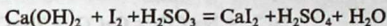
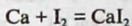
Суусуз кальцийдин хлоридин мындай жол менен алууда газ абалындагы  $\text{HCl}$  менен кычкылдандырып туруу керек.

Кальцийдин бромиди ( $\text{CaBr}_2$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:

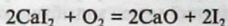


Кальцийдин бромиди түссүз, ийне сымал кристалл, диамагниттик касиетке ээ.

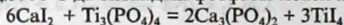
Кальцийдин иодици ( $\text{CaI}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



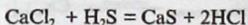
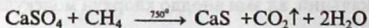
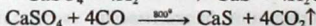
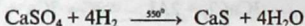
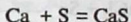
Кальцийдин иодици түссүз, өтө гигроскоптук зат, абада же кычкылтектин атмосферасында ысытканда кальцийдин кычкылына жана иодго ажырайт.



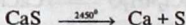
Кальцийдин иодици  $950^\circ\text{C}$  да титандын фосфаты менен аракеттенет.



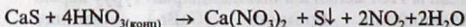
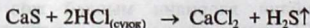
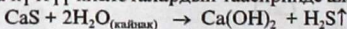
Кальцийдин сульфиди ( $\text{CaS}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



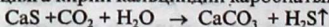
Кальцийдин сульфиди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристалл. Муздак сууда начар эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт.  $2450^\circ\text{C}$  да кальцийге жана күкүрткө ажырайт.



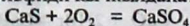
Кайнак сууда жана күчтүү кислоталардын таасиринде ажырайт.



Кальцийдин сульфиди көмүртектин (IV) кычкылы менен суунун катышуусунда реакцияга кирип кальцийдин карбонатын пайда кылат.

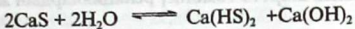
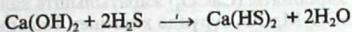


$700-800^\circ\text{C}$  да кальцийдин сульфиди кычкылданат:

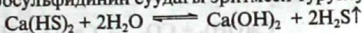


Кальцийдин гидросульфиди ( $\text{Ca(HS)}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



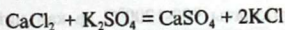
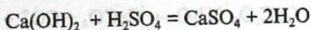
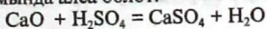


Кальцийдин гидросульфидинин суудагы эритмеси туруксуз.

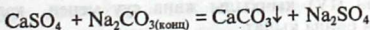
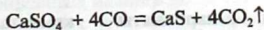
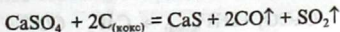


Кальцийдин сульфаты ( $\text{CaSO}_4$ ) жаратылышта гипс -  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , ангидрит -  $\text{CaSO}_4$ , глауберит -  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$  ж.б. түрүндө кездешет.

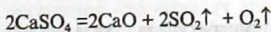
Кальцийдин сульфатын лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамында алса болот:



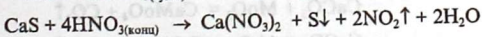
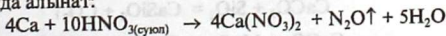
Кальцийдин сульфаты сууда начар эрийт, концентрацияланган күкүрт кислотасы, натрийдин карбонаты менен аракеттенет, көмүртектана көмүртектин (II) кычкылы менен жогорку температурада калыбына келет.



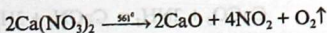
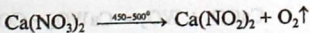
Кальцийдин сульфаты  $1450^\circ\text{C}$  да ажырайт



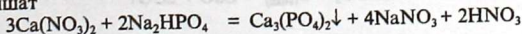
Кальцийдин нитраты ( $\text{Ca(NO}_3)_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



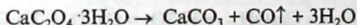
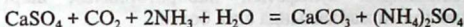
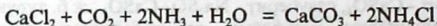
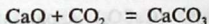
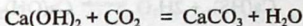
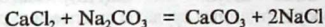
$\text{Ca(NO}_3)_2$  түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл. Кальцийдин нитраты температурага жараша төмөнкүдөй ажырайт:



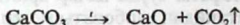
Кальцийдин нитраты сууда жакшы эрийт, алмашуу реакциясына катышат



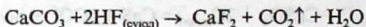
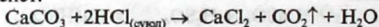
Кальцийдин карбонаты ( $\text{CaCO}_3$ ) жаратылышта кальцит-  $\text{CaCO}_3$ , доломит -  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  түрүндө кездешет. Кальцийдин карбонаты лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



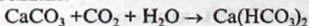
Кальцийдин карбонаты  $900-1200^\circ\text{C}$  да кальцийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт:



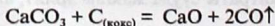
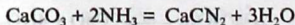
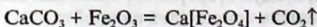
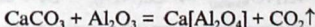
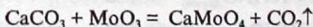
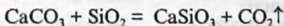
Комнаталык температурада суюлтулган минералдык кислоталар менен аракеттенет:



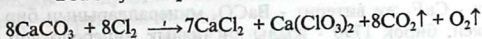
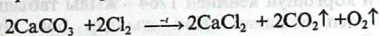
Кальцийдин карбонаты комнаталык температурада, көмүртектин (IV) кычкылы жана суу менен кальцийдин гидро-карбонатын пайда кылат.



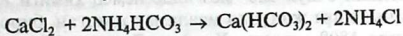
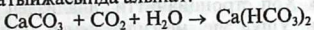
Жогорку температурада кальцийдин карбонаты төмөнкү кычкылдар, аммиак, күкүрттүү суутек жана көмүртек менен аракеттенет.



Кальцийдин карбонатына хлордун молекуласын таасир эткенде реакциянын шартына жараша түрдүү продукталар пайда болот.



Кальцийдин гидрокарбонаты ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



#### 3.4.4. Кальцийдин колдонулушу

Металлдык кальций калыбына келтиргич катары металлотермикада кеңири колдонулат. Мындан башка көпчүлүк куймалардын составына кошулат. Металлдык кальций кальцийдин гидридин, карбидин алууда өтө кеңири колдонулат. Кальцийдин кычкылы, сульфаты, карбонаты курулуш материалы катары жана курулуш материалдарын алууда кеңири пайдаланылат. Кальцийдин хлориди, бромиди медициналык мааниге ээ.

Кальцийдин биологиялык функциясы сөөктөрдүн курамында (фосфат, фториддер, апатиттер) кездешет. Кальцийдин иону кээ бир белоктордун (казеин) курамында кездешип, клеткадагы осмос басымынын тең салмактуулугун жөнгө салууга катышат. Ошондуктан кальций организмге өтө керектүү элемент болуп, анын тудздары тамак аштын негизги бөлүгү катары эсептелет.

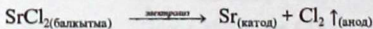
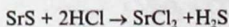
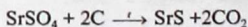
### 3.5. Стронций (Strontium)

**3.5.1. Тарыхый маалымат.** Шотландиядагы Стронциан айылына жакын жердеги коргошун кенинен 1764 - жылы табылган минералды стронцийамит деп аташкан. Көп жылдар бою бул минералды флюорит -  $\text{CaF}_2$  же витерит -  $\text{BaCO}_3$  минералдарынын бир түрү деп эсептешкен, бирок 1790 - жылы англиялык минерологдор Круфорд жана Крюцкшенк бул минералды анализдеп, курамында башка кычкыл бар экендигин аныкташкан. Буларга байланышпастан англиялык химик Хоп стронцианитти анализдеп жаңы элемент бар экендигин айткан. Ушул эле мезгилде немец химиги Клапрот жаңы элементтин ачылышы жөнүндө маалымат жасаган, бирок стронцийди металл түрүндө 1808 - жылы Хемфри Деви электролиз жолу менен бөлүп алган.

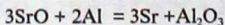
#### 3.5.2. Стронцийдин жаратылышта таралышы, алынышы

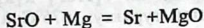
Стронций химиялык жактан активдүү металл болгондуктан эркин түрүндө кездешпейт, ал көпчүлүк минералдардын (карбонат, сульфат, силикат, алюминат жана фосфаттарда) курамында кездешет. Стронцийдин негизги минералдары: стронцианит -  $\text{SrCO}_3$ , селестин -  $\text{SrSO}_4$  бул минералдардан башка стронций кээ бир минералдык суулардын, деңиз сууларынын, балырлардын күлүнүн курамында кездешет. Стронцийдин галогендик бирикмелерин электролиздөө, металлотермикалык жолдор менен жана гидридин термикалык ажыратуу аркылуу стронций алынат.

Электролиздөө жолу төмөнкүдөй ишке ашат: стронцийдин жаратылыштагы минералы селестинди - ( $\text{SrSO}_4$ ) көмүр менен ысытканда стронцийдин сульфиди пайда болот. Ага туз кислотасын таасир этүү менен стронцийдин хлориди алынып, аны электролиздөө жолу менен металлдык стронций алынат.

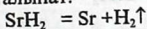


Металлотермикалык жолдо стронцийдин кычкылын жогорку температурада алюминий, кремний жана магний менен калыбына келтирет.



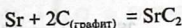
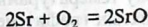
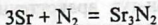
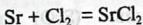
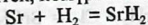


Стронцийдин гидридин вакуумда жогорку температуранын таасиринде ажыратуудан алынат.

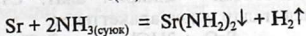
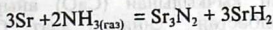
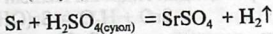
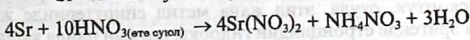
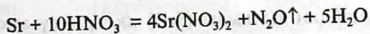
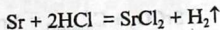
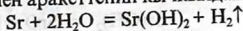


### 3.5.3. Стронцийдин физикалык жана химиялык касиеттери

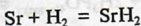
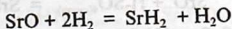
Стронций күмүш түстөгү металл, эрүү температурасы  $768^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1390^\circ\text{C}$ . Металлдык стронций химиялык жактан активдүү. Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алган. Абада кадимки температурада стронций кычкылданат да, кычкылдык ( $\text{SrO}$ ) жана нитриддик ( $\text{Sr}_3\text{N}_2$ ) кабыкча менен капталат. Стронций жогорку температурада суутек, галогендер, азот, кычкылтек, көмүртек менен аракеттенет.



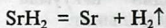
Стронций күчтүү калыбына келтиргич, суу жана минералдык кислоталар, аммиак менен аракеттенип кычкылданат.



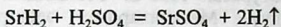
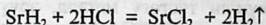
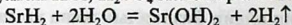
Стронций гидриди ( $\text{SrH}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



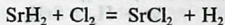
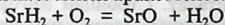
Стронцийдин гидриди ак түстөгү күкүм, эрүү температурасы  $650^{\circ}\text{C}$ , термикалык жактан туруксуз,  $675^{\circ}\text{C}$ да жогорку температурада металлдык стронцийге жана суутекке ажырайт:



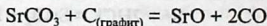
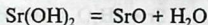
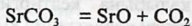
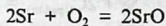
Суу жана суюлтулган  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  менен аракеттенет.



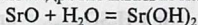
Стронцийдин гидриди жогорку температурада кычкылтектин жана хлордун молекуласы ж.б. менен аракеттенет.



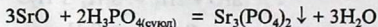
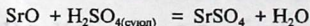
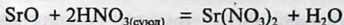
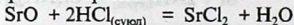
Стронцийдин кычкылы ( $\text{SrO}$ ) металлдык стронцийдин кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенишүүсүнөн, карбонатынын, гидрокычкылынын жогорку температуранын таасиринде ажырашынан жана стронцийдин карбонатын графит менен калыбына келтирүүдөн алынат.



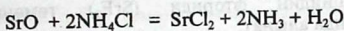
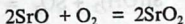
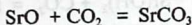
Стронцийдин кычкылы ( $\text{SrO}$ ) ак түстөгү аморфтук күкүм, өтө гигроскоптук, сууда, этил жана метил спирттеринде жакшы эрийт. Сууда эригенде стронцийдин гидрокычкылын пайда кылат.



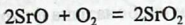
Кальцийдин кычкылынан ( $\text{CaO}$ ) айырмасы сууда эригенде жылуулукту бөлбөстөн сиңирип алат. Стронцийдин кычкылы суюлтулган кислоталар менен аракеттенет.



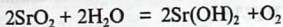
SrO аммонийдин хлориди, кычкылтек, көмүр кычкыл газы менен да аракеттенет.



Стронцийдин перкычкылы ( $\text{SrO}_2$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:

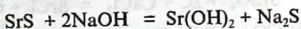
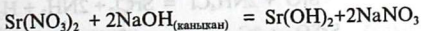
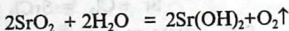
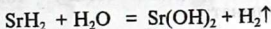
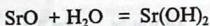
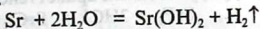


Стронцийдин перкычкылы ак түстөгү күкүм, сууда эригенде стронцийдин гидрокычкылы пайда болуп, кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат.

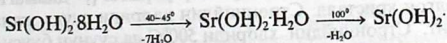


Стронцийдин перкычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары:  $\text{SrO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  жана  $\text{SrO}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  белгилүү.

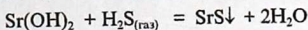
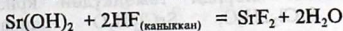
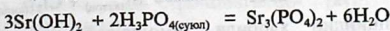
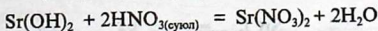
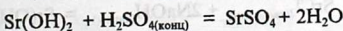
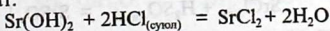
Стронций гидрокычкылы -  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



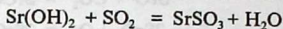
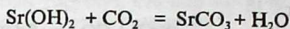
Стронцийдин гидрокычкылы ( $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ) эритмеден кристаллогидрат -  $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  түрүндө бөлүнүп алынат.  $100^\circ\text{C}$  да толук кристаллдашкан суу ажырайт.



Суусуз стронцийдин гидрокычкылы ак түстөгү күкүм, сууда эрийт, күчтүү негиздердин катарына кирет. Минералдык кислоталар менен нейтралдашат.

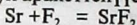


Стронцийдин гидрокычкылы кислоталык кычкылдар менен аракеттенет.

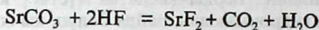


Стронцийдин фториди ( $\text{SrF}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

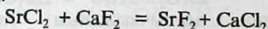
1. Стронций менен фтордун аракеттенүүсүнөн.



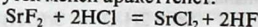
2. Стронцийдин карбонатына фтордуу суутек кислотасын таасир этүүдөн.



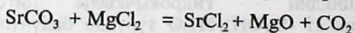
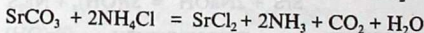
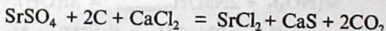
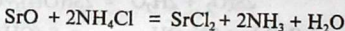
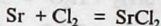
3. Стронцийдин хлоридине калий жана кальцийдин фторидин таасир этүүдөн.



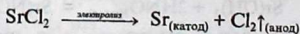
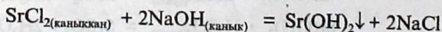
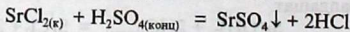
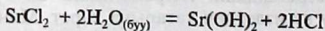
Стронцийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл. Сууда, спиртте, ацетондо начар эрийт. Стронцийдин фториди газ абалындагы хлордуу суутек менен аракеттенет.



Стронцийдин хлориди ( $\text{SrCl}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



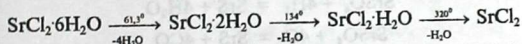
Стронцийдин хлориди кубдук түзүлүштөгү, диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл. Стронцийдин хлориди сууда жана этил спиртинде эрийт. Стронцийдин хлориди  $500^\circ\text{C}$  да суунун буусу менен аракеттенет.



Стронцийдин хлориди төмөнкүдөй кристаллогидраттарды:  $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SrCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  пайда кылат. Бул

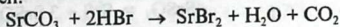


кристаллогидраттардын курамындагы суу жогорку температурада ажырайт.

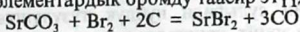


Стронцийдин бромиди ( $\text{SrBr}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

1. Стронцийдин карбонаты бромдуу суутек кислотасы менен аракеттенгенден.

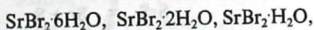


2. Стронцийдин карбонатына калыбына келтиргичтин катышуусунда элементардык бромду таасир этүүдөн.

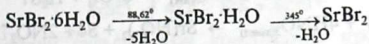


Стронцийдин бромиди ийне сыяктуу, түссүз кристалл, өтө гигроскопдук, диамагниттик касиетке ээ.

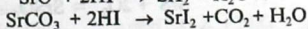
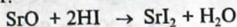
Стронцийдин бромидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:



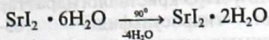
Стронцийдин гексагидратынын термикальк дегидратация реакциясы окуп үйрөнүлгөн.  $345^\circ\text{C}$  да кристаллдашкан суу толук ажырайт.



Стронцийдин иодида ( $\text{SrI}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

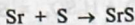


Стронцийдин иодида түссүз, диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл, сууда эрийт. Төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:  $\text{SrI}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SrI}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SrI}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

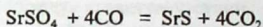
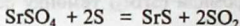
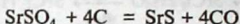
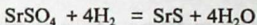


Стронцийдин сульфиди ( $\text{SrS}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

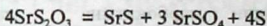
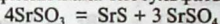
1. Жогорку температурада стронций менен күкүрттүн түздөн-түз аракеттенүүсүнөн



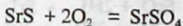
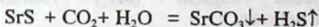
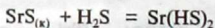
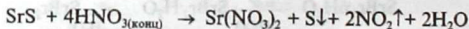
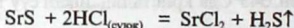
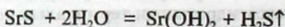
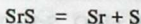
2. Стронцийдин сульфатын жогорку температурада суутек, көмүртек, күкүрт, көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келтирүүдөн



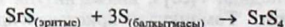
3. Стронцийдин сульфитин жана тиосульфатын ажыратуудан



Стронцийдин сульфиди кубдук түзүлүштөгү, түссүз кристалл, муздак сууда аз эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Кайнак сууда минералдык кислоталардын таасиринде ажырайт. Абадагы  $\text{CO}_2$ ни сиңирип алат.  $2000^\circ\text{C}$  да ажырайт.

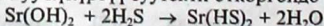


Стронцийдин сульфидинин суудагы эритмеси күкүрттүн балкыган эритмеси менен аракеттенип полисульфидди -  $\text{SrS}_4$  пайда кылат.

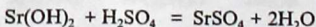
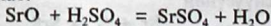


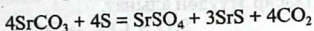
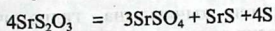
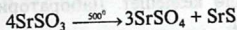
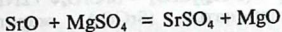
Стронцийдин гидросульфидинин  $\text{Sr}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  жана полисульфидинин  $\text{Sr}(\text{HS})_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  кристаллогидраттары бар.

Стронцийдин гидросульфиди  $65-75^\circ\text{C}$  да стронцийдин гидрокычкылы аркылуу күкүрттүү суутекти өткөргөндө пайда болот.

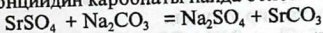


Стронцийдин гидросульфиди түссүз, ийне сыяктуу кристалл. Стронцийдин сульфаты ( $\text{SrSO}_4$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

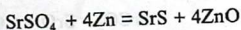
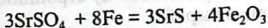
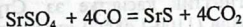
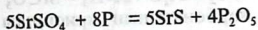
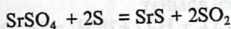
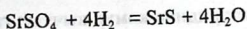




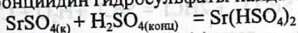
Стронцийдин сульфаты ( $\text{SrSO}_4$ ) түссүз ромбикалык түзүлүштөгү кристалл. Стронцийдин сульфатын натрийдин карбонаты менен кайнатканда стронцийдин карбонаты пайда болот.



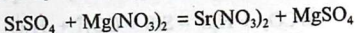
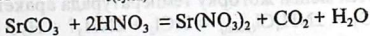
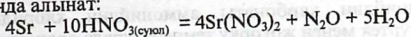
Стронцийдин сульфаты жогорку температурада суутек, күкүрт, фосфор, көмүртектин (II) кычкылы, темир, цинк менен калыбына келет.



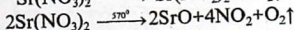
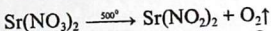
Стронцийдин сульфатынын кристаллына күкүрт кислотасын таасир эткенде стронцийдин гидросульфаты пайда болот.



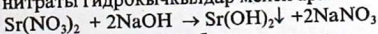
Стронцийдин нитраты ( $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



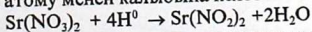
Стронцийдин нитраты кубдук түзүлүштөгү, түссүз диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл. Сууда жакшы эрийт, стронцийдин нитраты  $500^\circ\text{C}$  да стронцийдин нитритине, ал эми  $570^\circ\text{C}$  да стронцийдин кычкылына ажырайт



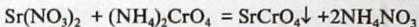
Стронцийдин нитраты гидроккычылдар менен аракеттенет.



Ал эми суутектин атому менен калыбына келет.

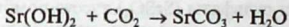
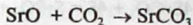


Стронцийдин нитраты аммонийдин хроматы менен да аракеттенет.

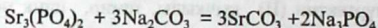
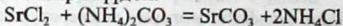


Стронцийдин карбонаты ( $\text{SrCO}_3$ ) жаратылышта минерал (стронцианит) түрүндө кездешет. Лабораториялык шартта төмөнкү жолдор менен алынат.

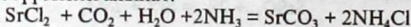
1. Стронцийдин кычкылына, гидрокычкылына көмүр кычкыл газын таасир этүүдөн алынат.



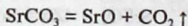
2. Стронцийдин фосфатына, хлоридине аммонийдин же натрийдин карбонатын таасир этүүдөн.



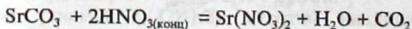
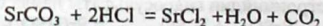
3. Стронцийдин хлоридине көмүр кычкыл газын, сууну, аммиакты таасир этүү менен алынат.



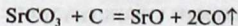
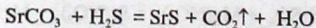
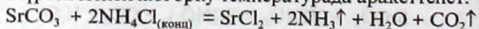
Стронцийдин карбонатынын кристаллы түссүз, ромбикалык түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ. Стронцийдин карбонаты жогорку температурада ( $1100-1200^\circ\text{C}$ ) стронцийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт



Щелочтор менен аракеттенбейт, ал эми минералдык кислоталар менен аракеттенет.



Стронцийдин карбонаты аммонийдин хлориди, күкүрттүү суутек, көмүртек менен жогорку температурада аракеттенет.



### 3.5.4. Стронцийдин колдонулушу

Металлдык стронций куймаларды алууда колдонулат. Стронцийдин амальгамасы үч валенттүү төмөнкү элементтерди  $Ce^{3+}$ ,  $Pr^{3+}$ ,  $Nd^{3+}$ ,  $Sm^{3+}$ ,  $Eu^{3+}$ ,  $Gd^{3+}$ ,  $Yb^{3+}$  эки валенттүүлүгүнө чейин калыбына келтирет.

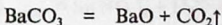
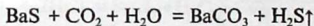
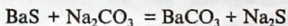
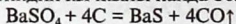
Стронцийдин бирикмелеринин ичинен  $SrO$ ,  $SrO_2$ ,  $Sr(OH)_2$  жана  $SrSO_4$  өндүрүштүк мааниге ээ.

### 3.6. Барий (Barium)

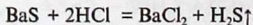
**3.6.1.Тарыхый маалымат.** 1774- жылы шведциялык химик Карл Вильгельм Шееле жана анын досу Юхан Готлиб Ганн оор шпатты- $BaSO_4$  изилдеп, андан барийдин кычкылын алышкан. Бирок К.В. Шееле жана Ю.Г. Ганн металлдык барийди бөлүп алган эмес. 1808-жылы Х.Деви электролиз жолу менен барийди бөлүп алган. Барийдин сульфатын XVII кылымдагы италиялык алхимик Касциароло ачкан. Барийдин карбонатын 1783 -жылы Уильям Витеринг ачкан, ошондуктан бул минералдын аты Уильям Витерингдин ысмына «витерит» деп аталып калган.

#### 3.6.2. Барийдин жаратылышта таралышы, алынышы

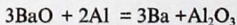
Барий жаратылышта эркин түрдө кездешпейт, негизинен бирикме түрүндө кездешет. Барийдин жаратылыштагы негизги минералдары: барит ( $BaSO_4$ ), витерит ( $BaCO_3$ ), сельзиан ( $Ba[Al_2Si_2O_8]$ ) ж.б. Металлдык барий металлотермикалык, термикалык жана электролиз жолу менен алынат. Металлдык барийди алууда негизинен барийдин кычкылы жана хлориди колдонулат. Барит минералын көмүртек менен кошуп ысытканда барийдин сульфиди пайда болот. Барийдин сульфидине натрийдин карбонатын же көмүр кычкыл газын таасир этүү менен барийдин карбонаты алынат. Алынган барийдин карбонатын ысытканда барийдин кычкылы пайда болот.



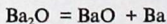
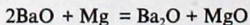
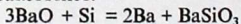
Барийдин сульфидине туз кислотасын таасир этүү менен барийдин хлориди алынат.



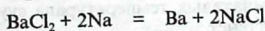
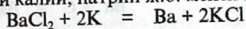
Барийди металлотермикалык жол менен алууда калыбына келтиргич катары металлдык алюминий колдонулат. Реакция  $1200-1250^\circ C$  да вакуумда жүрөт.



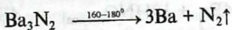
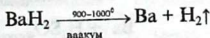
Барийдин кычкылы кремний жана магний менен жогорку температурада вакуумда аракеттенет.



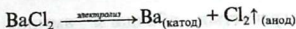
Барийдин хлориди калий, натрий ж.б. менен калыбына келет.



Термикалык жол менен алууда барийдин гидриди, нитриди жогорку температурада ажырайт.

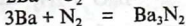
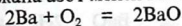


Барийдин хлоридинин балкытмасын электролиздегенде катоддо барий, ал эми аноддо хлор бөлүнөт.

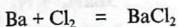


### 3.6.3. Барийдин физикалык жана химиялык касиеттери

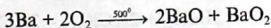
Барий ак күмүш сымал металл, Моостун шкаласы боюнча катуулугу 3 кө барабар. Эрүү температурасы  $710^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1696^\circ\text{C}$ . Металлдык барий кальций жана стронцийге салыштырганда активдүү. Барий абада өзүнүн жалтырактык касиетин жоготот, абадагы кычкылтек жана азот менен кычкылданат.



Галогендер менен  $100-150^\circ\text{C}$  да аракеттенип, суусуз галогениддерди пайда кылат.



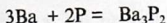
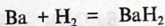
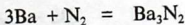
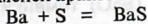
Барий кычкылтек менен  $500^\circ\text{C}$  да аракеттенгенде барийдин кычкылы жана перкычкылы пайда болот.

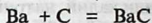
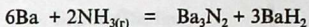


$800^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада барийдин кычкылы пайда болот.

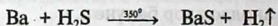
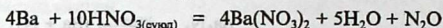
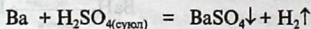
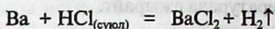
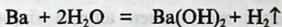


Жогорку температурада күкүрт, азот, суутек, фосфор, газ абалындагы аммиак, көмүртек менен аракеттенишет

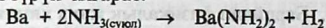




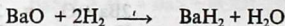
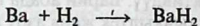
Барий комнаталык температурада суу, минералдык кислоталар менен да аракеттенет.



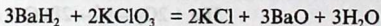
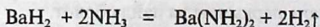
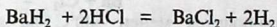
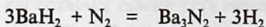
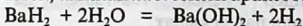
Суук агрегаттык абалдагы аммиак менен аракеттенгенде катализатор катары платина колдонулса, барий аммиактын курамындагы суутекти сүрүп чыгарат.



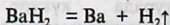
Барийдин гидриди ( $\text{BaH}_2$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



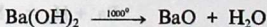
Барийдин гидриди бозумтул, ак түстөгү кристалл, эрүү температурасы  $675^\circ\text{C}$ , күчтүү калыбына келтиргич. Суу, минералдык кислоталар, азот, кычкылтек, аммиак ж.б. менен аракеттенет.



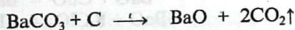
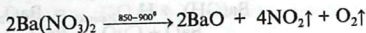
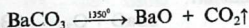
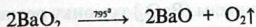
Барийдин гидриди  $675^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада барийге жана суутекке ажырайт



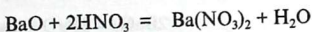
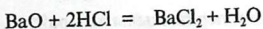
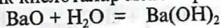
Барийдин кычкылы ( $\text{BaO}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



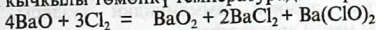




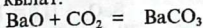
Барийдин кычкылынын кристаллдык түзүлүшү кубдук же гексагоналдык түзүлүштө болуп, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 3,3 кө барбар. Ал эми эрүү температурасы  $2020^\circ\text{C}$ . BaO негиздик касиетке ээ. Суу, минералдык кислоталар менен аракеттенет.



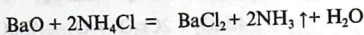
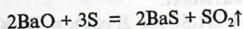
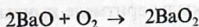
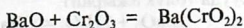
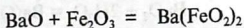
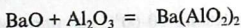
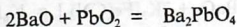
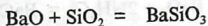
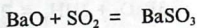
Барийдин кычкылы төмөнкү температурада хлор менен аракеттенет.



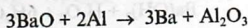
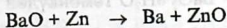
Комнаталык температурада көмүр кычкыл газын сиңирип алып барийдин карбонатын пайда кылат.



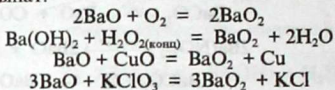
Жогорку температурада кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен, ошондой эле күкүрт, кычкылтек, аммонийдин туздары менен аракеттенет.



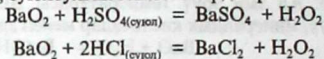
Барийдин кычкылы жогорку температурада магний, цинк жана алюминий менен калыбына келет.



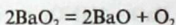
Барийдин перкычкылы ( $\text{BaO}_2$ ) төмөнкү реакциялардын Натыйжасында алынат:



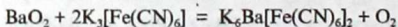
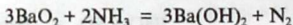
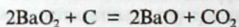
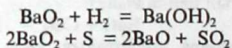
Барийдин перкычкылы ак түстөгү парамагниттик касиетке ээ болгон күкүм, кадимки температурада туруктуу, сууда, спиртте, эфирде начар эрийт, суюлтулган кислоталарда эрийт.



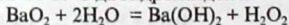
$790^\circ\text{C}$  да барийдин перкычкылы ажырайт



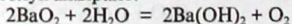
Барийдин перкычкылы ( $\text{BaO}_2$ ) температуранын натыйжасында суутек, күкүрт, көмүртек, аммиак, аммонийдин туздары, калийдин гексаиноферраты менен аракеттенет.



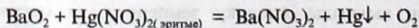
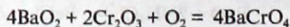
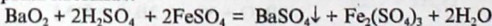
Барийдин перкычкылы  $50-60^\circ\text{C}$  да гидролизденет.



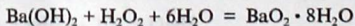
Ал эми кайнак сууда толук ажырайт.



Барийдин перкычкылы эритмеде кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына катышат.



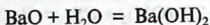
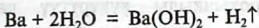
Барийдин перкычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары:  $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  белгилүү. Барийдин перкычкылынын октогидраты -  $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  төмөнкүдөй реакциялардын натыйжасында алынат.



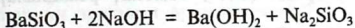
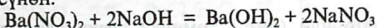
$\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  сууда начар эрүүчү, түссүз гексагоналдык  $\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  түзүлүштөгү кристалл.  $0^\circ\text{C}$  да сары түстөгү моноклиндик микрокристаллдык түзүлүшкө ээ.

Барийдин гидроксиди ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

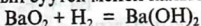
1. Металлдык барийге жана барийдин кычкылына сууну таасир этүүдөн.



2. Барийдин нитратынын жана силикатынын щелочтор менен аракеттенүүсүнөн.

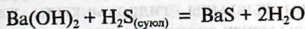
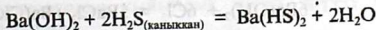
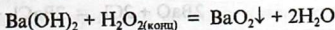
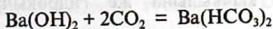
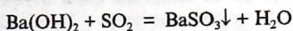
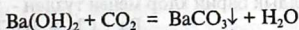
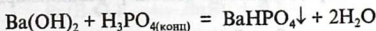
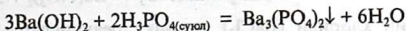
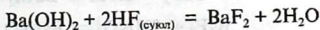
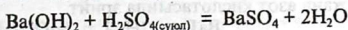
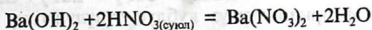
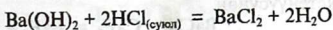
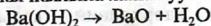


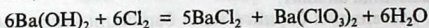
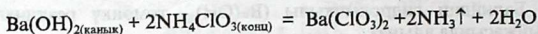
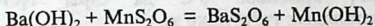
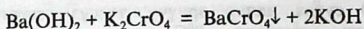
3. Барийдин перкычкылын суутек менен калыбына келтирүүдөн.



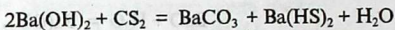
Барийдин гидроксиди ак түстөгү күкүм, сууда жакшы эрийт, бирок ацетондо начар эрийт. Барийдин гидроксиди сууда эригенде күчтүү щелочтук чөйрөнү көрсөтөт. Барийдин гидроксиди кислоталар, кислоталык кычкылдар менен аракеттенет жана алмашуу реакциясына катышат.

$700-800^\circ\text{C}$  да барийдин кычкылына жана сууга ажырайт.





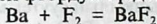
Барийдин гидрокычкылы күкүрттүү көмүртек менен  $100^\circ\text{C}$  да аракеттенет.



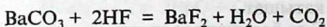
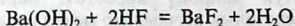
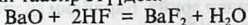
Барийдин гидрокычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Барийдин фториди ( $\text{BaF}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

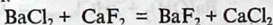
1. Металлдык барий менен фтордун түздөн түз аракетенүүсүнөн.



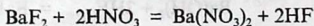
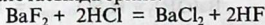
2. Барийдин кычкылына, гидрокычкылына, карбонатына плавик кислотасын таасир этүүдөн.



3. Барийдин хлоридинин кальцийдин фториди менен аракетенүүсүнөн.

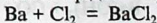


Барийдин фториди түссүз кубдук түзүлүштөгү кристалл, сууда аз эрийт. Туз жана азот кислотасында эрийт.

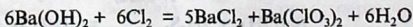


Барийдин хлориди ( $\text{BaCl}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

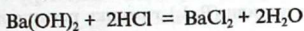
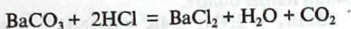
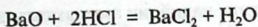
1. Металлдык барий хлор менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн



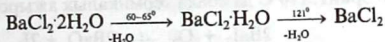
2. Барийдин кычкылына же гидрокычкылына хлорду таасир этүүдөн



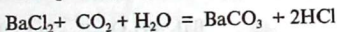
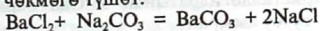
3. Барийдин кычкылы, гидрокычкылы жана карбонатынын туз кислотасы менен аракетенүүсүнөн.



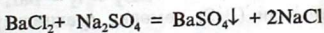
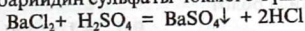
4. Барийдин хлоридинин  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациясы бар.  $\alpha$  модификациясы түссүз, моноклиндик кристалл, ал эми  $\beta$  модификациясы туруксуз. Кристаллынын түзүлүшү кубдук, сууда жакшы эрийт, ацетондо начар эрийт. Барийдин хлориди эритмеден кристаллогидрат  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  түрүндө бөлүнөт,  $121^\circ\text{C}$  да кристаллдашкан суу толук ажырайт.



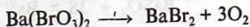
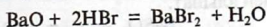
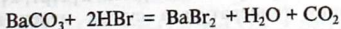
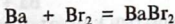
Барийдин хлоридинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газы өткөрүлсө же натрий карбонатынын эритмесин таасир этсе, анда барийдин карбонаты чөкмөгө түшөт.



Барийдин хлоридинин эритмесине күкүрт кислотасын жана анын туздарын таасир этсе барийдин сульфаты чөкмөгө түшөт.

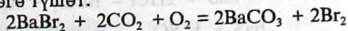


Барийдин бромиди ( $\text{BaBr}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

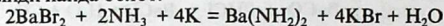


Барийдин бромиди түссүз, диамагниттик касиетке ээ кристалл. Сууда эрийт, ал эми спиртте жана ацетондо начар эрийт. Барийдин бромиди эритмеден  $\text{BaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат. Барийдин кристаллогидраты түссүз, моноклиндик призма түрүндө кристаллдашат.

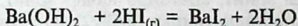
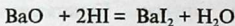
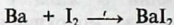
Барийдин бромидинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газын аба менен кошо өткөргөндө кыйындык менен эрүүчү барийдин карбонаты чөкмөгө түшөт.



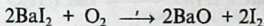
Барийдин бромидине калийдин аммиактагы эритмесин таасир эткенде барийдин амиди пайда болот.



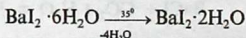
Барийдин иодиди ( $\text{BaI}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



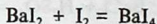
Барийдин иодиди түссүз, кристаллдык күкүм, сууда, спиртте жана ацетондо эрийт.  $170^\circ\text{C}$  да абада термикалык ажыроого учурайт.



Барийдин иодиди эритмеден төмөнкүдөй кристаллогидраттар  $\text{BaI}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaI}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaI}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaI}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  түрүндө бөлүнүп алынат.  $\text{BaI}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -кристаллогидратынан  $35^\circ\text{C}$  да барий иодидинин төрт молекула суусу ажырайт.

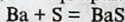


Барийдин иодидинин эритмесинде иодду эриткенде, барийдин полииодиди пайда болот.

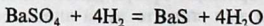
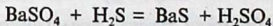
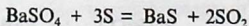
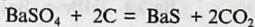


Барийдин сульфиди ( $\text{BaS}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

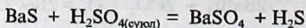
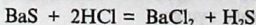
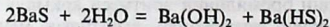
1. Барийдин күкүрт менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн.

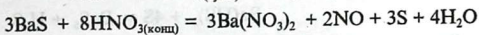
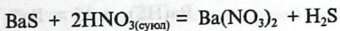
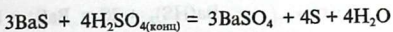


2. Барийдин сульфатын көмүртек, күкүрт, күкүрттүү суутек жана жогорку температурада суутек менен калыбына келтирүү жолу менен алынат.

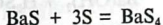
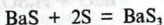
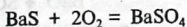
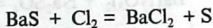
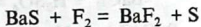
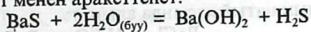


Барийдин сульфиди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл, төмөнкү температурада суу, минералдык кислоталар менен аракеттенет.

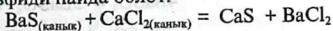




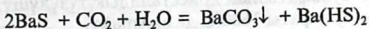
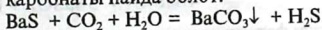
Жогорку температурада барийдин сульфиди суу, галогендер, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенет.



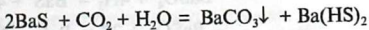
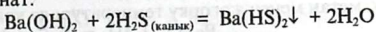
Барийдин сульфидинин каныккан эритмесине кальцийдин хлоридинин каныккан эритмесин таасир эткенде барийдин хлориди жана кальцийдин сульфиди пайда болот.



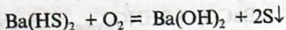
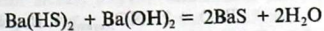
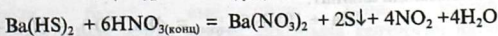
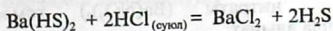
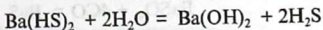
Барийдин сульфидинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө барийдин карбонаты пайда болот.



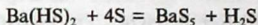
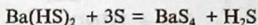
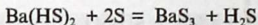
Барийдин гидросульфиди ( $\text{Ba}(\text{HS})_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



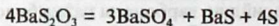
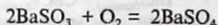
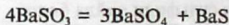
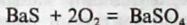
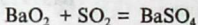
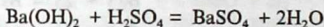
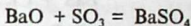
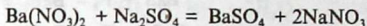
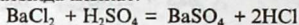
Барийдин гидросульфиди муздак сууда жакшы эрийт. Суюлтулган кислоталар менен аракеттенет, щелочтор менен нейтралдашат. Сууда эриген кычкылтекте акырындык менен кычкылданат.



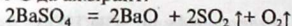
Барийдин гидросульфидинин эритмесине күкүрттү таасир эткенде барийдин полисульфиди пайда болот.



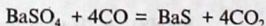
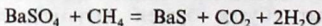
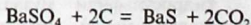
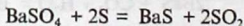
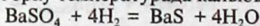
Барийдин сульфаты ( $\text{BaSO}_4$ ) жаратылышта барит деп аталган минерал түрүндө белгилүү. Барийдин сульфаты төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



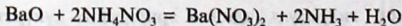
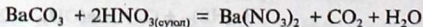
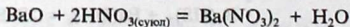
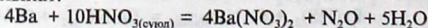
Барийдин сульфатынын кристаллдык түзүлүшү ромбикалык, түссүз. Барийдин сульфаты  $1600^\circ\text{C}$  да ажырайт.



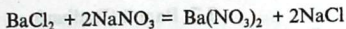
Барийдин сульфаты суутек, көмүртектин (II) кычкылы, күкүрт, көмүртек, метан менен жогорку температурада калыбына келет.



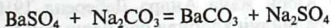
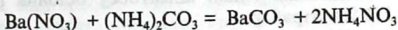
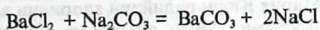
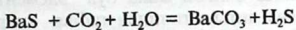
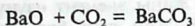
Барийдин нитраты ( $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:





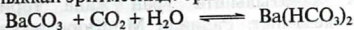


Барийдин карбонаты ( $\text{BaCO}_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

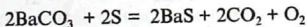
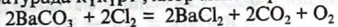


Барийдин карбонатынын  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  модификациялары бар. Бул модификациялар кристаллдык түзүлүштөрү менен айырмаланат.  $\gamma$  модификациясы ромбикалык,  $\beta$  модификациясы гексагоналдык, ал эми  $\alpha$  модификациясы кубдук түзүлүштө болот.

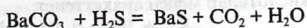
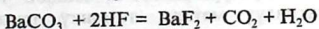
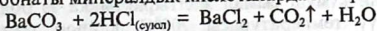
Барийдин карбонаты сууда начар эрийт, бирок көмүр кычкыл газынын суудагы каныккан эритмесинде эрийт.



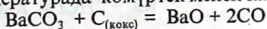
Жогорку температурада күкүрт, хлор менен аракеттенет.



Барийдин карбонаты минералдык кислоталарда ажырайт.



1000°C дан жогорку температурада көмүртек менен калыбына келет.



### 3.6.4. Барийдин колдонулушу

Металлдык барий америцийди жана кюрийди металлотермикалык жол менен алууда калыбына келтиргич катары колдонулат. Барийдин кычкылы айнек өндүрүүдө, термокатализаторлорду алууда пайдаланылат. Барийдин туздары физиологиялык жактан уулуу.

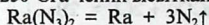
### 3.7. Радий (Radium)

**3.7.1. Тарыхый маалымат.** 1898 - жылы 26 - декабрда Пьер Кюри жана Мария Складовская Кюри уран чайырларын анализдеп жаңы элемент ачышкан. Жаңы элемент өзүнүн касиети боюнча барийдин касиетине окшош болгон жана бул элементти радий деп аташкан. Радий деген сөз латын тилинен radius- «нур» дегенди түшүндүрөт. 1902- жылы Мария Кюри радийдин хлоридин алып радийдин атомдук массасын аныктаган. Анын аныктоосу боюнча радийдин атомдук массасы 225,9га барабар.

Мария Кюри жана Андрэ Деберенд 1910 - жылы составында 0,106 грамм радийдин хлориди бар балкыган эритмени электролиздөө жолу менен алгачкы металлдык радийди алышкан. Электролиз процессинде катод сымап, ал эми анод платина жана иридийдин куймасынан жасалган.

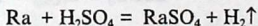
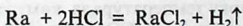
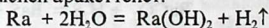
#### 3.7.2. Радийдин жаратылышта таралышы жана алынышы

Радий жаратылышта уран жана торийдин рудаларынын составында кездешет. Радийди М. Кюри жана Андрэ Деберенд электролиз жолу менен алууну сунушташкан. Мындан башка радийдин азидин  $180-250^{\circ}\text{C}$ га чейин ысытканда ажырайт.

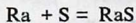
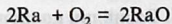
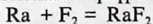


#### 3.7.3. Радийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Радий күмүш сымал жалтырактыкка ээ болгон тыгыздыгы  $5,0 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $700^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $1140^{\circ}\text{C}$ , болгон активдүү металл, төмөнкү температурада суу жана минералдык кислоталар менен аракеттенет.



Радий галогендер, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенет.



#### 3.7.4. Радийдин колдонулушу

Радий  $\chi$  - нурлануунун эталондук булагы катары колдонулат. Мындан башка көптөгөн радиоактивдүү элементтерди алууда жана актинийдин өз алдынча синтезине катышат.

#### 4. III A группанын элементтерин

##### 4.1. III A группанын элементтеринин жалпы мүнөздөмөсү

III A группанын элементтерине бор (B), алюминий (Al), галлий (Ga), индий (In) жана таллий (Tl) кирет. Бор жана алюминий жаратылышта кеңири таркалган, ал эми галлий, индий, таллий сейрек таркалган. Жогоруда аталган элементтердин ичинен бор металл эмес. Сырткы электрондук катмарында валенттик электрондору  $ns^2np^1$  орбиталдарында жайгашкан. III A группанын элементтери р элементтер тобуна кирет. Атомдук жана иондук радиустары алюминийден таллийге карата жогорулайт.

Булардын ичинен бор химиялык касиети боюнча көмүртекке жана кремнийге окшош. Ал бирикмелеринде коваленттик байланыш аркылуу байланышат. Анын гидриди жана галогениди учма бирикмелер.

Алюминий, галлий, индий жана таллий көпчүлүк бирикмелерде коваленттик, иондук, коваленттик-иондук жана координациялык байланыш аркылуу байланышкан. Алюминий, галлий жана индий бирикмелеринде үч, эки жана бир валенттүү болот, ал эми таллий бир жана үч валенттүү. Төмөнкү валенттүүлүккө ээ болгон бирикмелердин туруктуулугу алюминийден таллийге карата жогорулайт.

III A группанын металлдары күмүш сымал ак түстөгү металлдык жалтырактыкка ээ. Алюминийден башкасынын тыгыздыгы  $5\text{г/см}^3$  жогору, салыштырмалуу жушмак (Моостун шкаласы боюнча катуулугу 1,1–2,2ге барабар). Эрүү температуралары бир тектүү өзгөрбөйт, себеби кристаллдык түзүлүштөрүнөн айырмаланышат.

Алюминий парамагниттик, галлий, индий жана таллий диамагниттик касиетке ээ.

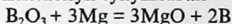
Алюминийдин, галлийдин жана индийдин (III) кычкылдары амфотердик касиетке ээ болгону менен, негиздик касиет үстөмдүк кылат. Таллийдин (III) кычкылын негиздик касиети, алюминийдин, галлийдин, индийдин (III) кычкылдарына салыштырганда төмөн. Таллийдин (I) кычкылы күчтүү негиздик касиетке ээ.

III A группанын элементтеринин ичинен бор жана галлийдин гидриддери учма, ал эми алюминий, индийдин гидриддери катуу полимердик заттар. Таллийдин гидриди эркин түрдө бөлүнүп алынган эмес. 1933 – жылы Питч таллийди атомардык суутек менен аракеттендирип, газ абалындагы гидриддин пайда болгондугун байкаган жана ал гидрид заматта ажырап кеткендигин айткан.

## 4.2. БОР (Borum)

**4.2.1 Тарыхый маалымат.** Борду биринчи жолу 1808-жылы француз окумуштуулары Жозеф Гей-Люссак жана Луи Тенар ачышкан. Бул окумуштуулар бор кислотасынан температуранын таасиринде бордун ангидридин алып, андан металлдык калий менен калыбына келтирүү аркылуу борду алышкан.

Жозеф Гей-Люссак жана Луи Тенардан бир нече ай кийин көрүнүктүү англиялык химик Хемфри Деви бор кислотасынын ангидридинин балкытмасын электролиздөө жолу менен борду алган. XIX кылымдын экинчи жарымында Ж.Гей-Люссак, Л.Тенар жана Х.Девинин ыкмасы менен алынган продуктанын курамында 60%-70%ке жетпеген бор болгон, бирок 1892-жылы А. Муассан борду алуунун магнийтермикалык жолун сунуштаган



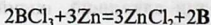
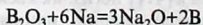
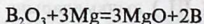
Бул ыкма менен алынган бордун тазалыгы 90%тен ашкан эмес. Немец окумуштуусу металлург В.Кроль А.Муассандын ыкмасын жакшыртуу менен алынган бордун тазалыгын 93-94%тен ашыра алган эмес.

1909-жылы америкалык изилденүүчү Э. Вейтраунб бордун хлоридин суутек менен электрдик дугада калыбына келтирип, тазалыгы 99%ке жеткен борду алган.

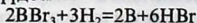
### 4.2.2 Бордун жаратылышта таралышы, алынышы

Бор жаратылышта бирикме түрүндө кездешет. Негизги бирикмелери: бор кислотасы (сассолин)  $\text{H}_3\text{BO}_4$ , бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , ашарит  $\text{MgHBO}_3$ . Бор төмөнкү жолдор менен алынат.

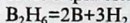
1) Металлотермикалык жол менен борду алууда бор кислотасынын ангидридин же бордун хлоридин магний, цинк жана натрий менен калыбына келтирүү жолу менен



2) Бордун бромидинин буусун кызытылган тантал зымында суутек менен калыбына келтирүүдөн



3) Бордун суутек менен болгон бирикмелерин ажыратуудан



### 4.2.3 Бордун физикалык жана химиялык касиеттери

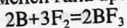
Бордун жаратылышта эки стабилдүү изотобу  $^{10}\text{B}$  жана  $^{11}\text{B}$  бар. Бор кыйындык менен эрий турган, диамагниттик касиетке ээ болгон карамтыл боз түстөгү зат, бор жарым өткөргүчтүк касиетке ээ. Бордун 10дон ашык модификациясы бар. Алардан:  $\beta$ -ромбоэдрдик,  $\alpha$ -ромбоэдрдик жана тетрагонал-дык модификациясынын кристаллдык формалары туруктуу. Бардык кристаллдык формалары икосаэдрледин кошулуусунун негизинде (6-сүрөт) пайда болгон. Икосаэдрдин ичиндеги бордун ар бир атому коңшулаш беш атом менен байланышкан.



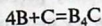
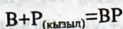
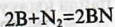
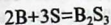
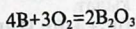
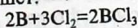
6-сүрөт.  
B<sub>12</sub> атомдорунун  
икосаэдрдик  
группировкасы

Бор кадимки шартта кремнийге окшош химиялык жактан инерттүү зат. Бордун атомунун электрондук формуласы  $1S^2 2S^2 2P^1$ . Электрондук формулада көрүнүп тургандай  $2P^1$  орбиталындагы жалкы электрондун катышуусунда бор бир валенттүү бирикмени пайда кылат, бирок бир валенттүү бирикмелери борго аз мүнөздүү. Ал эми  $2S^2$  орбиталындагы жуп электрон  $2P^1$  орбиталына оңой дүүлүгүп өтүүсүнүн натыйжасында үч валенттүү бирикмелерди пайда кылат. Бордун атомунун радиусу группадагы башка элементтердин атомдорунун радиустарына салыштырганда кичине жана  $2P$  орбиталынын кайносимметриясы болгондугуна байланыштуу ионизация потенциалынын мааниси салыштырмалуу чоң, ошондуктан бор жөнөкөй  $\text{B}^{3+}$  катионун пайда кылбайт. Бордун салыштырмалуу терс электрдүүлүгү III A группасынын башка элементтерине салыштырганда чоң.

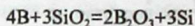
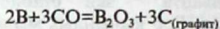
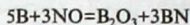
Бор тикеден - тике фтор менен гана аракеттенет



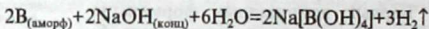
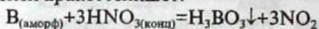
Жогорку температурада хлор, кычкылтек, азот, күкүрт, фосфор, көмүртек менен аракеттенишет:



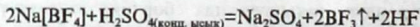
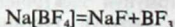
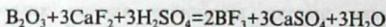
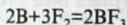
Бор төмөнкү кычкылдар менен жогорку температурада аракеттенишет



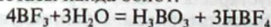
Бор суутек жана суюлтулган минералдык кислоталар, щелочтор менен аракеттенишпейт, бирок концентрацияланган азот кислотасы жана щелочтор менен аракеттенишет:



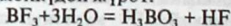
Бордун фториди ( $BF_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Бордун фториди түссүз газ, кайноо температурасы  $-101^\circ C$ , эрүү температурасы  $-128^\circ C$ . Бордун фториди күйбөйт. Сууда гидролизденет, ошондукта абада түтөйт. Гидролиз процессинде бор жана фторобор кислотасы пайда болот.



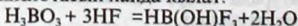
Гидролиз реакциясы төмөнкүдөй жүрөт:



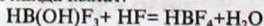
пайда болгон фтордуу суутек гидролизге учурай элек  $BF_3$  менен аракеттенишет.



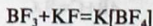
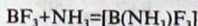
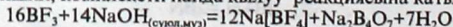
фтордуу суутек бор кислотасы менен аракеттенишип гидроксофторбор кислотасын пайда кылат.

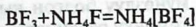


гидроксофторбор кислотасын фтордуу суутек менен аракеттенип фторбор кислотасын пайда кылат.

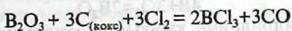
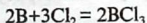


Щелочтор, аммиак, калийдин жана аммонийдин фториди менен аракеттенишип, комплексти пайда кылуу реакциясына катышат:

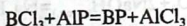
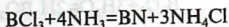
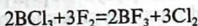
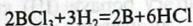
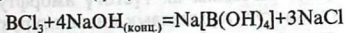
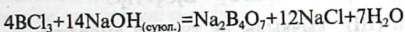
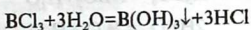




Бордун хлориди ( $\text{BCl}_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат

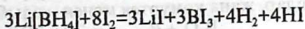
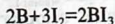


Бордун хлориди түссүз газ, эрүү температурасы  $-107^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $17,5 - 18,5^\circ\text{C}$ , гидролизге учурайт. Бордун хлориди реакцияга жөндөмдүү суутек, фтор, щелочтор, аммиак ж.б. менен аракеттенишет:

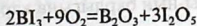
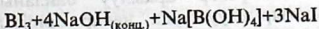
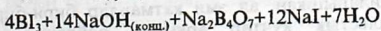
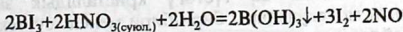
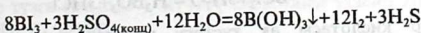
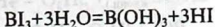
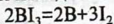


$\text{B}_2\text{Cl}_4$  биринчи жолу 1929 – жылы Шток синтездеп алган, кадимки температурада акырындык менен ажырайт. Щелочтордун ысык эритмесин таасир эткенде ажыроо көз ирмемде жүрөт.

Бордун иодиди ( $\text{BI}_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат

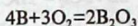


Бордун иодиди оңой эрүүчү жана учма зат. Толук гидролизге учурайт, щелочтор, кислоталар менен аракеттенишет. Калыбына келтиргич, кычкылтек менен кычкылданат.

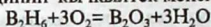


Борго көбүрөөк мүнөздүү болгон кычкылтектик бирикмеси –  $B_2O_3$ . Бордун кычкылы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

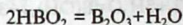
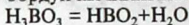
1. Бордун жогорку температурада кычкылтек менен аракеттенүүсүнөн



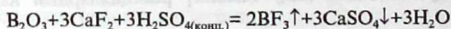
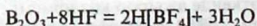
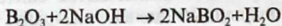
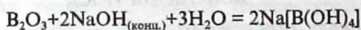
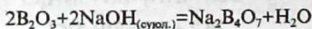
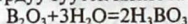
2. Бордун гидридинин кычкылтек менен кычкылдануусунан:



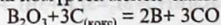
3. Орто бор кислотасын ( $H_3BO_3$ ) ысытканда алгач метабор кислотасына, андан ары бордун кычкылына ажырайт:



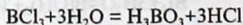
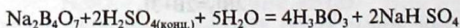
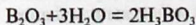
Бордун (III) кычкылы ак түстөгү аморфтук же кристаллдык түзүлүштөгү, өтө каттуу, термикалык жактан туруктуу келген зат. Кристаллдык түзүлүштөгү бордун (III) кычкылы химиялык жактан пассивдүү, ал эми аморфтук түзүлүштөгүсү суу, щелочтор, концентрацияланган фтордуу суутек кислотасы менен аракеттенишет.



Жогорку температурада аморфтук түзүлүштөгү бордун (III) кычкылы металлдар, жана көмүртек менен калыбына келет.



Орто бор кислотасы ( $H_3BO_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Орто бор кислотасы ак түстөгү кристаллдык зат. Орто бор кислотасынын молекулалары бири-бири менен суутектик байланыш аркылуу байланышкан, ал эми катмарлар бири-бири менен начар Ван-дер-Ваальстык күчтөр аркылуу байланышкан. Орто бор кислотасы салыштырмалуу сууда начар эрийт да курамындагы үч гидрокычкыл группасынын бардыгына карабастан суудагы



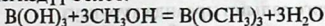
эритмесинде бир негиздүү. Орто бор кислотасы сууда эригенде гидрокомплексти пайда кылат.



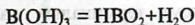
Суутектин тетрагидроборатынын ( $\text{H[B(OH)}_4\text{]}$ ) сырткы сферасындагы бир суутек диссоциацияланып суутектин протону бөлүнөт.

$\text{H[B(OH)}_4\text{]} \rightarrow \text{H}^+ + [\text{B(OH)}_4\text{}]^-$  начар кислота.

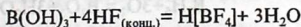
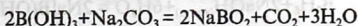
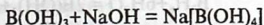
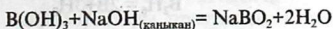
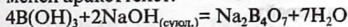
Орто бор кислотасы белгилүү бир шарттарды түзгөн учурда, мисалы күкүрт кислотасынын катышуусунда метил спирти менен аракеттенгенде үч негиздүү болот.



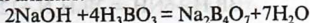
Мында, күкүрт кислотасы пайда болгон сууну кошуп алып, реакциянын тең салмактуулугун оңго карай жылдырат. Орто бор кислотасы температуранын таасиринде ажырап метабор кислота-сын пайда кылат.



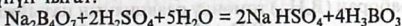
Орто бор кислотасы щелочтор, концентрацияланган фтордуу суутек кислотасы менен аракеттенет.



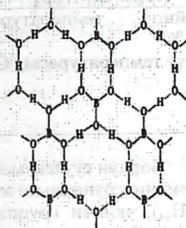
Бор кислоталарынын туздары көп жана ар түрдүү. Полибор кислоталарынын ( $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) туздары бор кислотасын негиздер менен нейтралдаштыруудан алынат.



ушул эле тузга ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) күчтүү кислотаны таасир эткенде бор кислотасы бөлүнүп чыгат.



Бор суутек менен түздөн-түз аракеттенбейт, бордун суутек менен бирикмелери - борандар. Борандардын аралашмасынан таза түрдө бордун суутек менен болгон бирикмелерин биринчилерден болуп 1912 - жылы Шток жана анын кызматкерлери бөлүп алышкан. Шток тарабынан бөлүнүп алынган борандардын кээ бир касиеттери №1 - таблицада келтирилген.



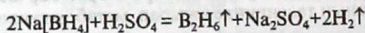
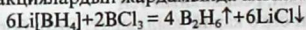
7-сүрөт. Орто бор кислотасынын бир катмарынын кристаллынын структурасы.

## Борандардын эрүү жана кайноо температуралары

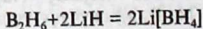
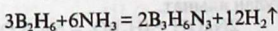
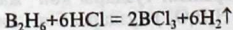
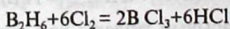
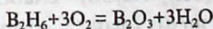
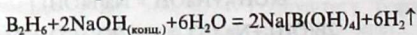
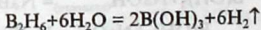
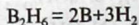
Көрсөткүчтөрү	$B_2H_6$	$B_4H_{10}$	$B_5H_{11}$	$B_6H_6$	$B_6H_{10}$	$B_{10}H_{14}$
Кайноо температура сы, °С	-92,5	-	-	-	-	213
Эрүү температурасы, °С	-165,5	-120	-128,5	-45,6	-65,1	99,7

Бордун суутек менен болгон бирикмелери эки группага бөлүнөт: биринчи группанын жалпы формуласы  $B_nH_{n+4}$  ( $B_2H_6$ ,  $B_4H_{10}$ ,  $B_6H_{10}$ ,  $B_{10}H_{14}$ ), экинчи группанын жалпы формуласы  $B_nH_{n+6}$  ( $B_4H_{10}$ ,  $B_5H_{11}$ ,  $B_6H_{12}$ ). Экинчи группадагы бордун суутек менен болгон бирикмелери, биринчи группадагы бирикмелерге салыштырганда туруксуз.

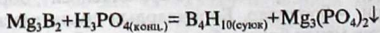
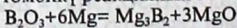
Борандардын алгачкыларынан болуп диборан ( $B_2H_6$ ) саналат. Диборан төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Диборан ( $B_2H_6$ ) түссүз, термикалык жактан туруксуз келген газ. Диборан реакцияга жөндөмдүү, суу, щелочтор, аммиак, абадагы кычкылтек ж.б. менен аракеттенишет.  $300^\circ - 350^\circ C$  да диборан борго жана суутекке ажырайт:

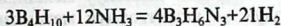
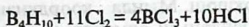
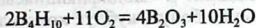
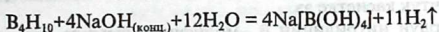
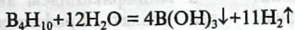


Тетраборан ( $B_4H_{10}$ ) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:

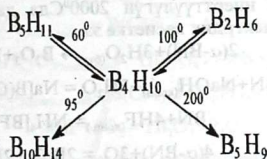


Тетраборан – түссүз, термикалык жактан туруксуз келген газ. Суу менен жай реакцияга кирет, ал эми жегичтердин суудагы

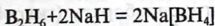
эритмелеринде тез реакцияга кирет. Кычкылтек, хлор, аммиак менен аракеттенишет:



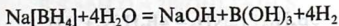
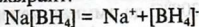
Борандардын ичинен термикалык туруктуусу тетраборан. Температуранын натыйжасында тетраборандын ажыроо схемасы төмөндөгүдөй:



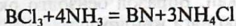
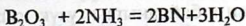
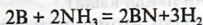
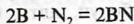
Борандар айрыкча диборан щелочтуу металлдардын гидриддери менен аракеттенип боранаттарды  $\text{Me}[\text{BH}_4]$  же гидробораттарды пайда кылат.



Натрийдин гидробораттары практикада кеңири колдонулат, сууда акырындык менен ажырайт.



Бордун нитриди (BN) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



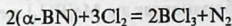
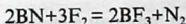
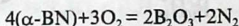
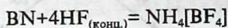
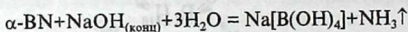
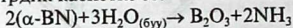
Бордун нитридинин  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациясы бар. Бул модификациялар бири - биринен кристаллдык түзүлүштөрү боюнча айырмаланышат.

$\alpha$ -модификациясындагы бордун нитридинин кристаллдык түзүлүшү графиттикке окшош гексагоналдык. Мында бордун,

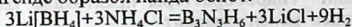
азоттун атомдору өз ара  $sp^2$  гибриддешүү аркылуу байланышкан. Бордун нитридинин  $\alpha$  модификациясы ак түстө болгондуктан кээде «ак графит» деп аталат. Графиттен айырмасы жарым өткөргүчтүк касиетке ээ.

Бордун нитридинин  $\beta$  –модификациясында бор менен азот  $sp^3$  гибриддешүү абалында болуп, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ. Бул жагынан алмазга окшош. Мында координациялык сандын мааниси 4кө барабар. Үч байланыш алмашуу механизми менен, ал эми бир байланыш донордук – акцептордук механизм менен ишке ашкан. Алмазга окшош бордун нитриди боразон же эльбор деп аталат.

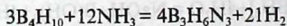
Жогорку температурада жана басымда эльборду «ак графиттен» алышат. Эльбордун алмаздан артыкчылыгы катуулугу жана химиялык жактан инерттүүлүгүн  $2000^\circ\text{C}$  да жоготбойт. Эльбор алмаз сыяктуу диэлектрдик касиетке ээ.



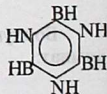
Литийдин тетрагидридобораты (гидроборат) менен аммонийдин хлориди аракеттенгенде боразол пайда болот.



Бордун тетрабораны  $200^\circ\text{C}$  да аммиак менен аракеттенип боразолду пайда кылат.

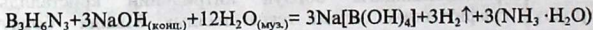
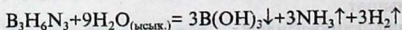
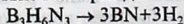


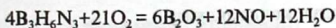
Боразол органикалык эмес бензол деп аталат, боразолдун молекуласында азоттун жана бордун атомдору  $sp^2$ -гибриддешүү абалында болуп, алты бурчтуу циклдик түзүлүштөгү шакекчени пайда кылат.



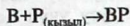
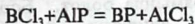
Бордун жана азоттун атомдору шакекчеде  $\sigma$ -байланышы жана делаколизацияланган  $\pi$ -байланышы (үзүк сызык менен белгиленген) аркылуу байланышкан. Боразол бензолго окшош суюктук, бензолго салыштырмалуу реакцияга жөндөмдүү.

Боразол  $300^\circ\text{C}$  да же жарыктын таасиринде ажырайт:

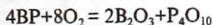
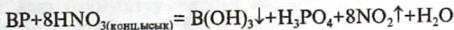
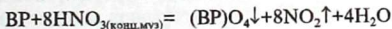
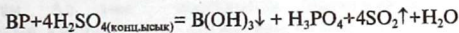
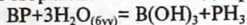




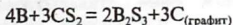
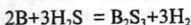
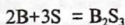
Бордун монофосфиди (BP) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



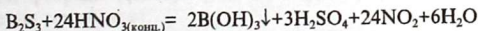
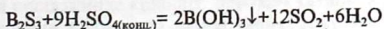
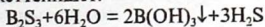
Бордун монофосфиди химиялык жактан пассивдүү, суу жана суюлтулган кислоталар, щелочтор менен аракеттенишпейт. Концентрацияланган күкүрт жана азот кислотасынын таасиринин натыйжасында ажырайт. Кычкылтек, алдын ала ысытылган суу буусу, күкүрт жана щелочтор менен кайнатканда аракеттенишет.



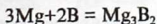
Бордун сульфиди ( $\text{V}_2\text{S}_3$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



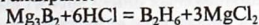
Бордун сульфиди химиялык жактан активдүү, суу жана кислоталар менен аракеттенишет.



Бор цинк, индий, таллий, калай, коргошун жана висмут менен аракеттенишпейт, бирок активдүү металлдар менен аракеттенишип бориддерди пайда кылат.



Бул бориддер химиялык жактан активдүү, минералдык кислоталар менен оңой ажырайт.



Өтмө металлдардын бориддери кыйыңдык менен эрийт, жогорку температурага, коррозияга туруктуу келишет.

$\text{ZnV}_2$  жана  $\text{TiV}_2$  электр жана жылуулук өткөрүмдүүлүгү металлдык Zn жана Ti га салыштырганда бир канча жогору.

#### 4.2.4. Бордун колдонулушу

Бор ядролук реакторлордо нейтронду сиңирип алуучу материалдардын курамында болот. Борду реактивдик техниканын күйүүчү майларына кошушат, кээ бир болот буюмдарынын коррозияга туруктуу болуусу үчүн бети бор менен каныктырылат. Жарым өткөргүч техникалардын терморезистерлерин жасоодо, андан башка бордун кычкылы, бораттар, бор кислотасы айнекти, глазурду, эмалдарды, керамикаларды алууда кеңири колдонулат.

### 4.3. Алюминий (Aluminium)

**4.3.1. Тарыхый маалымат.** Алюминийди биринчи жолу 1825-жылы даниялык физик Ганс Христиан Эрстед (1777-1851жж.) алган. Ал өтө ысытылган глиноземго хлорду көмүр аркылуу өткөрүү менен суусуз алюминийдин хлоридин алган. Аны калийдин амальгамасы менен ысыгуудан сымап бууланып алюминий алынган. 1827-жылы Фридрих Велер алюминийдин хлоридине металлдык калийди таасир этүүдөн алган. 1855-жылы француз химиги Анри Этьен Сент-Клер Девил биринчи жолу алюминийди өндүрүүнүн өнөр жайлык ыкмасын иштеп чыккан. 30 жылдын ичинде Девилин ыкмасы менен 200 тонна металлдык алюминий алынган. 1854-жылы Бунзен алюминийдин жана натрийдин кош хлориддеринин балкытмасын электролиздөө жолу менен алган. Ал эми составында алюминийди кармаган минералдардын көпчүлүгүнүн (глинозем) балкуу температуралары жогору болгон. Глинозем криолитте  $3\text{NaF}\cdot\text{AlF}_3$  жакшы эригендигин америкалык жаш окумуштуу Чарльз Мартин Холл жана француз окумуштуусу Поль Эру бирдей убакытта аныкташкан.

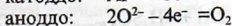
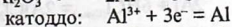
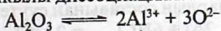
### 4.3.2. Алюминийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Алюминий жер кыртышында эң кеңири таралган элементтердин катарына киргени менен эркин абалында кездешпейт. Анын минералдары өтө көп. Өндүрүштүк маанидегиси болуп боксит –  $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot n\text{H}_2\text{O}$  саналат. Жаратылышта өнөр жайлык мааниге ээ болгондорунун ичинен корунд, криолит ж.б. белгилүү.

Металлдык алюминийди өнөр жайда глинозем ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) менен криолиттин ( $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ) кальцийдин фториди кошулган балкытмасын электролиздөө жолу менен алышат.

Электролиз процессинде криолит эриткич катары кошулат жана кальцийдин фториди (флюорит) менен бирге эрүү температурасын  $950^\circ\text{C}$ га чейин төмөндөтөт.

Алюминийдин кычкылы диссоциацияланат:



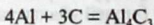
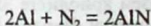
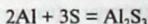
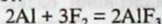
Электролизердун корпусу катоддун милдетин аткарат, ал эми анод катары графит колдонулат. Аноддо бөлүнгөн кычкылтек, графитти көмүр кычкыл газына чейин кычкылдандырат.

Бир тонна металлдык алюминийди электролиз жолу менен алуу үчүн 1,9 – 2 тонна алюминийдин кычкылы, 40 – 60 кг криолит, 20 – 40 кг башка фториддер, 20 – 40 кг графит жана 17000 – 22000 квт/саат электр энергиясы сарпталат.

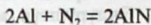
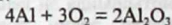
### 4.3.3. Алюминийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Алюминий күмүш сымал ак түстөгү металл, темирге салыштырганда үч эсе жеңил, салыштырмалуу жумшак, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 2,6га барабар. Алюминийдин эрүү температурасы  $660,2^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $2450^{\circ}\text{C}$ га барабар. Алюминий парамагниттик касиетке ээ. Анын борго салыштырганда радиусу чоң, ионизация потенциалы төмөн, металлдык касиети жогору. Химиялык жактан борго салыштырганда активдүүрөөк. Алюминий кадимки шартта суу менен аракеттенишпейт.

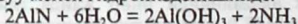
Алюминий галогендер, күкүрт, азот, көмүртектен менен жогорку температурада аракеттенишет:



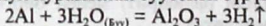
Алюминий абада кычкылданып, кабыкча менен капталып калат. Кабыкчаны негизинен алюминийдин кычкылы, нитриди же гидрокычкылы пайда кылат:



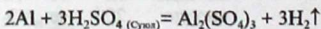
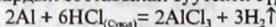
Алюминийдин гидрокычкылынын пайда болушунун себеби, анын нитридини абадагы суу менен гидролизденишинде:



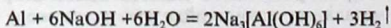
Алюминийдин нормалдуу потенциалынын мааниси  $-1,67$  Вко барабар. Алюминий жогорку температурада суу буусу менен аракеттенишет да, суунун курамынан суутекти сүрүп чыгарат:



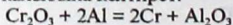
Нормалдуу потенциалы терс мааниге ээ болгондуктан суюлтулган минералдык кислоталардын составынан суутекти сүрүп чыгарат:



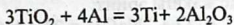
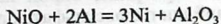
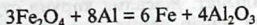
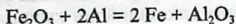
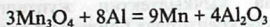
Алюминий амфотердик касиетке ээ, ошондуктан гидрокычкылдар менен аракеттенишет:



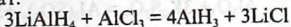
Алюминийдин күкүмү кээ бир металлдардын кычкылдарын жогорку температурада калыбына келтирет.



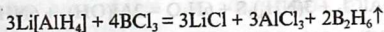
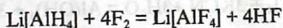
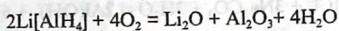
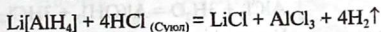
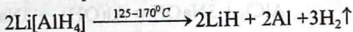




Алюминий суутек менен түздөн-түз аракеттенишпейт. Алюминийдин гидридинин полимери  $(\text{AlH}_3)_n$  литийдин алюминогидриди алюминийдин хлориди менен аракеттенишүүсүнүн натыйжасында алынат.

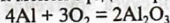


Литийдин алюминогидриди ак түстөгү катуу зат, ысытканда ажыроого дуушар болот, күчтүү калыбына келтиргич, абадагы кычкылтек, суу, кислоталар ж. б. менен аракеттенишет:

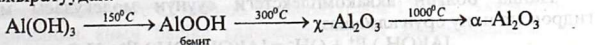


Алюминийдин кычкылы  $(\text{Al}_2\text{O}_3)$  жаратылышта корунд, изумруд, сапфир ж.б. түрүндө кездешет. Алюминийдин кычкылы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат

1. Алюминийдин кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенишүүсүнөн



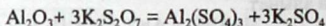
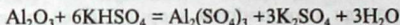
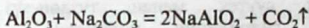
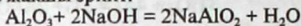
2. Алюминийдин гидрокычкылын температуранын таасиринде ажыратуудан:



Алюминийдин кычкылы кыйындык менен балкыган, сууда начар эриген ак түстөгү зат. Алюминийдин кычкылынын эрүү температурасы  $2050^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $2250^\circ\text{C}$ . Алюминийдин кычкылынын үч кристаллдык модификациясы:  $\alpha$ ,  $\beta$  жана  $\chi$  бар.  $\alpha$ -модификациясы жаратылышта кеңири таралган.  $1000^\circ\text{C}$  да  $\chi$ -модификациясы  $\alpha$ -модификациясына өтөт.  $\beta$ -модификациясы туруксуз гексагоналдык кристалл. Алюминийдин кычкылында алюминий менен кычкылтек алюминийдин ваканттык d-

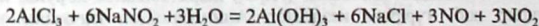
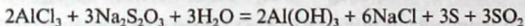
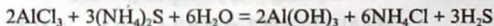
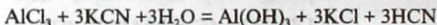
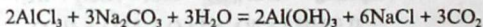
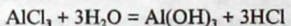
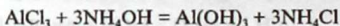
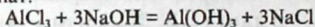
орбиталын жана кычкылтектин жупташкан электрондорунун эсебинен донордук-акцептордук байланыш аркылуу байланышат.

Электрдик дугада алюминийдин кычкылын балкытып эриткенде жасалма корунд алынат. Жасалма корунд сууда, кислоталарда жана гидрокычкылдарда начар эрийт, бирок натрийдин гидрокычкылы, карбонаты жана калийдин гидросульфаты, пиросульфаты менен кошо балкытып эриткенде жакшы эрийт:



Алюминийдин кычкылы амфотердик касиетке ээ.

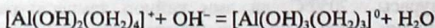
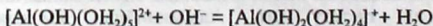
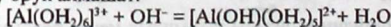
Алюминийдин гидрокычкылы  $-\text{Al}(\text{OH})_3$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Алюминийдин гидрокычкылын алуунун механизми төмөнкүдөй: алюминийдин хлоридин сууга эриткенде октаэдрикалык акваиондор  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3+}$  пайда болот.

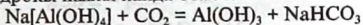


Пайда болгон аквакомплекстеги суунун молекуласы менен гидроксил иону орун алмашат:



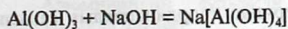
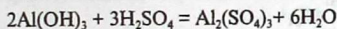
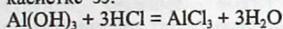
Бирдей убакта полимеризацияланып, көп ядролуу комплекстик бирикмени пайда кылуу менен акырында өзгөрүлмөлүү составга ээ болгон  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  чөкмөгө түшөт.

Натрийдин (III) тетрагидроксоалюминатынын эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газын өткөрүүдө кристаллдык түзүлүштөгү алюминийдин гидрокычкылы пайда болот:

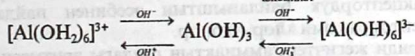


Алюминийдин гидрокычкылы жаратылыштагы минералы гидраргиллит ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), гидраргиллит минералынын кристаллдык торчосу катмарлуу болуп, катмарлар октаэдрлерден турат жана бири – бири менен суутектик байланыш аркылуу (8-сүрөт) байланышкан.

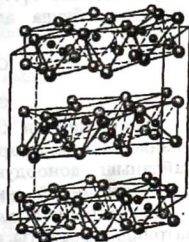
Алюминийдин гидрокычкылы амфотердик касиетке ээ:



натрийдин тетрагидрокси  
алюминат

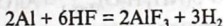
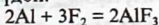


Алюминийдин фториди ( $\text{AlF}_3$ ) төмөнкү жолдор менен алынат.

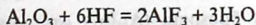


8-сүрөт. Гидраргиллит-тин структурасы.

1. Металлдык алюминийге газ абалындагы фтор же суусуз фтордуу суутекти таасир этүүдөн:

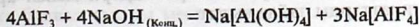
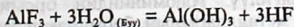


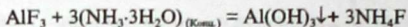
2. Алюминийдин кычкылына суусуз фтордуу суутекти таасир этүүдөн:



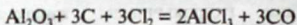
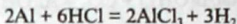
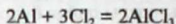
Алюминийдин фториди түссүз иондук түзүлүштөгү бирикме, эрүү температурасы  $1070^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1291^\circ\text{C}$ . Алюминийдин фторидинин анын башка галогениддеринен айырмачылыгы эрүү, кайноо температураларынын жогору болушу, фтордун салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн жогору болушу иондук байланыштын үстөмдүк кылышы менен түшүндүрүлөт.

Алюминийдин фториди сууда начар эрийт, суунун буусу, натрийдин гидрокычкылы, аммиактын суудагы эритмелери менен аракеттенишет:

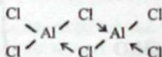




Алюминийдин хлориди ( $\text{AlCl}_3$ ) төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

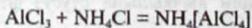
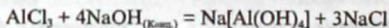
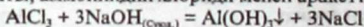


Алюминийдин хлориди оңой эрүүчү, ак түстөгү, нымдуу абада гидролизденип түтөөчү зат. Гидролиз процессинде пайда болгон түтүндөгү бууда алюминийдин хлориди *димер* ( $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ ) түрүндө кездешет.

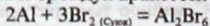


Алюминийдин хлоридинин димеринде координациялык сандын мааниси 4кө барабар. Мында үч байланыш коваленттик, ал эми бир байланыш донордук-акцептордук байланыштын эсебинен пайда болот: алюминий – акцептор, ал эми хлор – донор.

Алюминийдин хлориди жегичтер, аммиактын суудагы эритмеси, натрийдин фосфаты, аммонийдин хлориди менен аракеттенишет:



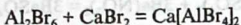
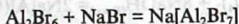
Алюминийдин бромиди ( $\text{Al}_2\text{Br}_6$ ) өтө ысытылган алюминийдин күкүмү менен суюк абалдагы бромдун аракеттенүүсүнөн алынат:



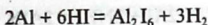
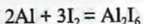
Алюминийдин бромиди бардык агрегаттык абалдарында молекула түрүндө болот. Электр тогун өткөрбөйт. Абада өтө ысытканда алюминийдин кычкылына жана бромдун молекуласына ажырайт:



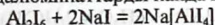
Алюминийдин бромидинин эки кристаллогидраты:  $\text{Al}_2\text{Br}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{Br}_6 \cdot 15\text{H}_2\text{O}$  белгилүү. Алюминийдин бромиди щелочтуу жана щелочтуу - жер металлдарынын бромиддери менен аракеттенишип, бромалюминаттарды пайда кылат:



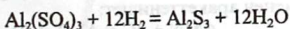
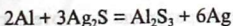
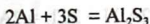
Алюминийдин иодиди ( $\text{Al}_2\text{I}_6$ ) алюминий менен иоддун түздөн-түз аракеттенүүсүнөн же металлдык алюминийге иоддуу суутекти таасир этүүдөн алынат:



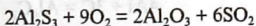
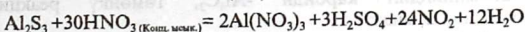
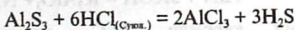
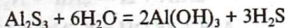
Алюминийдин иодиди бардык агрегаттык абалдарында молекула түрүндө кездешет. Жегич металлдардын иодиддери менен аракеттенишип, тетраиодалюминаттарды пайда кылат:



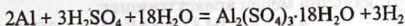
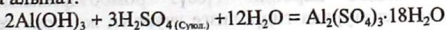
Алюминийдин сульфиди ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



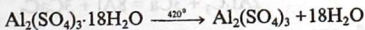
Алюминийдин сульфиди сары түстөгү, ийне сымал гексагоналдык кристалл. Нымдуу абада гидролизденет жана кислоталар менен аракеттенишет:



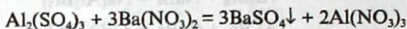
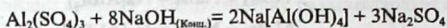
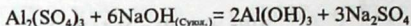
Алюминийдин сульфаты ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



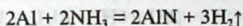
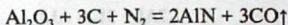
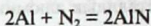
Пайда болгон алюминийдин сульфатынын кристаллогидраты түссүз моноклиндик кристалл, сууда начар эрийт. Кристаллогидратты  $420^\circ\text{C}$ га чейин ысытканда андан кристаллдашкан суу толугу менен бөлүнүп чыгат.



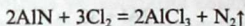
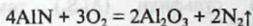
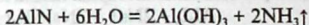
Кислоталар менен аракеттенишпейт, жегичтердин суудагы эритмелери же балкытмалары менен толук ажырап, орун алмашуу реакциясына катышат:



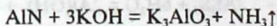
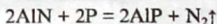
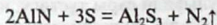
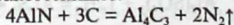
Алюминийдин нитриди ( $\text{AlN}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



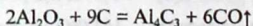
Алюминийдин нитриди сары түстөгү ромбикалык кристалл,  $100^\circ\text{C}$ да гидролизденет, ал эми  $940-950^\circ\text{C}$ да кычкылтек, хлор менен аракеттенишет:



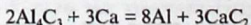
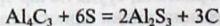
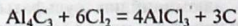
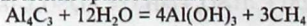
Өтө жогорку температурада көмүртек, күкүрт, фосфор, калийдин гидрокычкылы менен аракеттенишет:



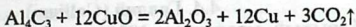
Алюминийдин карбиди  $-\text{Al}_4\text{C}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Алюминийдин карбиди түссүз ромбоэдрикалык кристалл, төмөнкү температурада гидролизге учурайт, жогорку температурада хлор, күкүрт, кальций менен аракеттенишет:



Ошондой эле жогорку температурада жездин, коргошундун кычкылдарын калыбына келтире алат:



#### 4.3.4. Алюминийдин колдонулушу

Алюминий химиялык өнөр-жайларда жана жеңил өнөр-жайларда өтө кеңири пайдаланылат. Анын куймалары авиа, авто жана кеме курууда колдонулат. Бирикмелеринин ичинен алюминийдин кычкылы отко чыдамдуу материалдарды алууда колдонулса, ал эми алюминогель газдарды кургатууда, сууну тазалоодо пайдаланылат. Алюминийдин гидриди органикалык синтезде калыбына келтиргич кызматты аткарат, фосфиди, арсениди, антимонаты жарым өткөргүч техникалардагы күн батареясын даярдоодо жана лазердик техникада колдонулат.

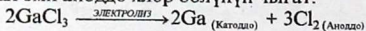
#### 4.4. Галлий (Gallium)

**4.4.1. Тарыхый маалымат.** 1825-жылы француз химиги Поль Эмиль Лекок де Буабодран (1808-1912) Пьеррфитадан (Пиреней) алып келинген цинктин обманкасынын спектрин изилдеп жатып, биринчи жолу андан толкун узундугу 4170Еге барабар болгон жаңы кызгылт-көк сызыкты байкаган. Ал бул сызык минералдын курамындагы жаңы элемент бар экендигине далил болот деп санаган да, аны бөлүп алууга көптөгөн аракеттерди жасап, акырында бул элементти бөлүп алууга жетишкен. Бөлүп алган элемент тууралуу Париж академиясында билдирген жана бул элементти Франциянын латынча аталышы боюнча галлий деп атаган. Бул элементти Д.И.Менделеев андан беш жыл мурда экаалюминий деп атап кеткен. Ал бул элементти көрбөй туруп эле бир канча физикалык жана химиялык касиеттери жөнүндө алдын ала маалымат бере алган. Бирок ал Лекок де Буабодран галлийди ачкандан кийин анын материалдары менен толук таанышкандан кийин жаңы металлдын тыгыздыгы  $4,7\text{г/см}^3$  эмес  $5,9-6,0\text{г/см}^3$  болот деп тактаган.

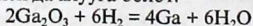
#### 4.4.2. Галлийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Галлий жаратылышта сейрек элементтердин катарына кирет. Ал алюминий, цинк, темир, коргошун ж.б. металлдардын минералдарынын курамында кездешет жана кээ бир минералдык суулардын курамында да болот. Галлийдин негизги минералдарынын бири галлит –  $\text{CuGaS}_2$ . Галлиттин курамынын 34%ин галлий түзөт. Металлдык галлийди өнөр-жайда натрийдин гидроксидиндеги галлийдин гидроксидинин  $\text{Ga}(\text{OH})_3$  эритмесин электролиздөө жолу менен алышат.

Галлийдин хлоридинин эритмесин электролиздөө учурунда катоддо галлий, ал эми аноддо хлор бөлүнүп чыгат:



Галлийдин кычкылын суутек менен жогорку температурада калыбына келтирүү менен да алууга болот:



#### 4.4.3. Галлийдин физикалык жана химиялык касиеттери

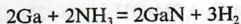
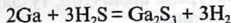
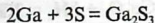
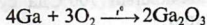
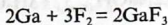
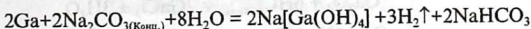
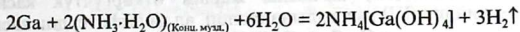
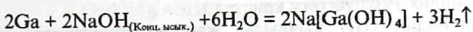
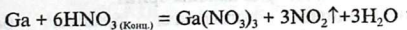
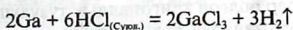
Галлий күмүш сымал ак түстөгү, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,5ке барабар болгон салыштырмалуу жумшак, диамагниттик касиетке ээ болгон морт металл. Эрүү температурасы  $29,73^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $2237^\circ\text{C}$ га барабар. Галлийдин эрүү температурасынын төмөн болушу кристаллдык торчосундагы молекулалар бири-бири менен начар Ван-дер-Ваальстык күчтөр



аркылуу байланышкандыгында. Ошондуктан молекулаларды бири-биринен ажыратууга салыштырмалуу аз энергия талап кылынат. Суюк агрегаттык абалындагы галлий катуу агрегаттык абалына караганда оор келет жана электр өткөрүмдүүлүгү жогору болот. Себеби галлийдин суюк агрегаттык абалынан катуу абалына өткөндө анын көлөмү 3,2%ке өсөт. Галлий металлдардын ичинен суюк агрегаттык абалда эң чоң температуралык интервалда 29,78°-2230°С боло алат. Суюк жана катуу агрегаттык абалдагы галлий молекулалык түзүлүштө болсо, буу абалындагы галлий атомдук түзүлүштө болот. Галлийдин молекуласын атомдорго ажыратуу үчүн өтө чоң энергия талап кылынгандыктан анын буулануусу өтө кыйын.

Галлийдин электрондук түзүлүшүндө валенттик электрондор  $4s^2 4p^1$  орбиталдарында жайланышкан, бирок алюминийге салыштырганда галлийдин атомунун радиусунун кичирейиши ионизация потенциалынын жогорулашы жана  $\alpha$ -кысылуусу менен түшүндүрүлөт.

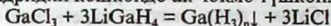
Металлдык галлий кадимки температурада туруктуу жана абада кычкылдануусу 200°Сдан жогорку температурада жүрөт. Галлий күчтүү калыбына келтиргич, күчтүү кислоталар, щелочтордун эритмелери, аммиактын гидрокычкылы жана металл эместер менен аракеттенише алат:



Галлий көпчүлүк химиялык бирикмелерде (1, 2, 3) валенттүүлүктөрдү көрсөтөт. Алардын ичинен (III) бирикмелери туруктуу келишет.

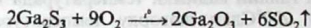
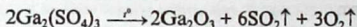
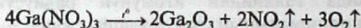
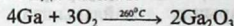
Галлийдин гидриди (дигаллан)  $Ga_2H_6$ . Галлийдин гидриди ак учма суюктук, эрүү температурасы  $-21,4^\circ C$ , кайноо температурасы  $139^\circ C$ . Үчметилгаллий электр учкунунун таасиринде суутек менен аракеттенип, түссүз суюктук тетраметилдигаллан пайда болот.

Тетраметилдигаллан 130<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада Ga(CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, металлдык галлийге жана суутекке ажыроо менен аралык зат катары Ga<sub>2</sub>H<sub>6</sub> пайда болот. Үчметилгаллийге, үчэтиламинди кошкондо кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон продукция пайда болот. Пайда болгон зат бөлмө температурасында ажырайт да ажырабаган дигаллан бөлүнүп алынат. 1952-жылы Виберг жана Шмидт галлийдин (III) хлоридинин эфирдеги эритмесине бөлмө температурасында литийдин галлийгидриди кошкондо ак чөкмө түшкөн.



Ga(H<sub>3</sub>)<sub>n</sub> каттуу полимердик түзүлүшкө ээ.

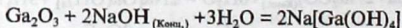
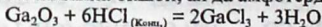
Галлий кычкылтек менен (I, II, III) кычкылдарды пайда кылат. Бул кычкылдарынын ичинен туруктуусу (III) кычкылы. Ал төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



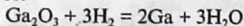
Галлийдин (III) кычкылы түссүз же сары түстөгү порошок. Анын α жана β модификациялары бар. α-модификациясы түссүз, тыгыздыгы 6,48г/см<sup>3</sup>га барабар болгон тригоналдык түзүлүштөгү кристалл. Сууда начар, ал эми кислоталарда жакшы эрийт.

β-модификациясы тыгыздыгы 5,88г/см<sup>3</sup> болгон, түссүз моноклиндик түзүлүштөгү кристалл.

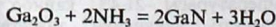
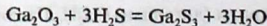
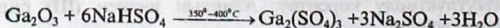
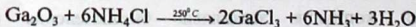
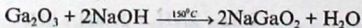
Галлийдин (III) кычкылы жарым өткөргүчтүк касиетке ээ. Алюминийдин (III) кычкылына окшоп, ал да амфотердик касиетке ээ:



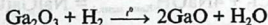
Галлийдин (III) кычкылын 700<sup>0</sup>Сда суутек металлдык галлийге чейин калыбына келтирет:



Жогорку температурада щелочтор, туздар, күкүрттүү суутек жана аммиак менен аракеттенишет:



Галлийдин (II) кычкылы  $-GaO$ , галлийдин (III) кычкылын суутек менен жогорку температурада калыбына келтирүү жолу менен алышат:



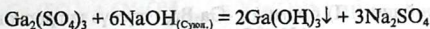
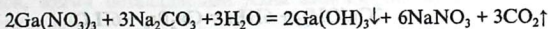
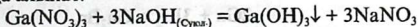
Галлийдин (II) кычкылы туруксуз.

Галлийдин (III) кычкылын  $500^{\circ}C$  да металлдык галлий менен калыбына келтиргенден галлийдин (I) кычкылы алынат:

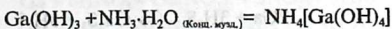
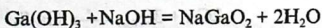
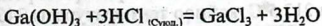
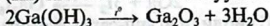


Галлийдин (I) кычкылы тыгыздыгы  $4,777г/см^3$  болгон бозомтул-кара түстөгү порошок. Эрүү температурасы  $660^{\circ}C$ , сууда кыйындык менен эрийт.

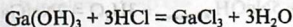
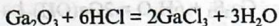
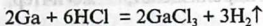
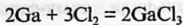
Галлийдин (III) гидрокычкылы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Галлийдин (III) гидрокычкылы ( $Ga(OH)_3$ ) ак түстөгү аморфтук зат. Ал амфотердик касиетке ээ, кислоталар, негиздер, аммиактын суудагы концентрацияланган эритмеси менен аракеттенишет, ысытканда галлийдин (III) кычкылына жана сууга ажырайт:

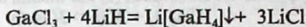
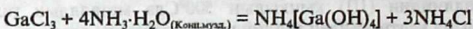
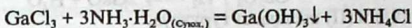
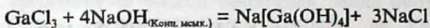
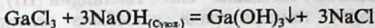


Галлийдин (III) хлориди  $GaCl_3$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

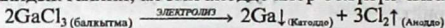


Галлийдин (III) хлориди ак түстөгү, оңой эрүүчү кристалл, газ абалында димерлешет. Эрүү температурасы  $77,8^{\circ}C$ , кайноо температурасы  $201,3^{\circ}C$ . Сууда жакшы эрийт.

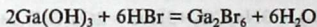
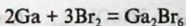
Галлийдин (III) хлориди концентрацияланган туз кислотасы, жегичтер, аммиактын суудагы эритмеси жана литийдин гидриди менен аракеттенишет:



Галлийдин (III) хлоридинин балкымасын электролиздегенде катоддо металлдык галлий, ал эми аноддо хлор бөлүнүп чыгат:

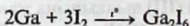


Галлийдин (III) бромиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



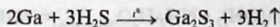
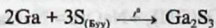
Галлийдин (III) бромиди -  $\text{Ga}_2\text{Br}_6$ , түссүз гигроскоптук кристалл, эрүү температурасы  $121,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $278,8^\circ\text{C}$ , сууда жакшы эрийт.

Галлийдин (III) иодиди -  $\text{Ga}_2\text{I}_6$ , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:

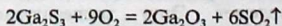
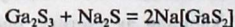
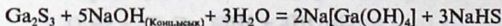


Галлийдин (III) иодиди агыш-сары түстөгү гигроскоптук зат, эрүү температурасы  $212,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $346^\circ\text{C}$ .

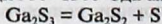
Галлийдин (III) сульфиди -  $\text{Ga}_2\text{S}_3$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



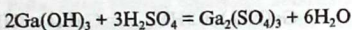
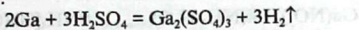
Галлийдин (III) сульфиди ачык-сары түстөгү кристаллдык зат, сууда толук гидролизденет, жегичтер, кислоталар менен аракеттенишет:



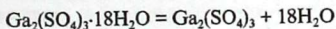
Галлийдин (III) сульфиди  $950^\circ\text{C}$ - $1300^\circ\text{C}$  да ажырайт:



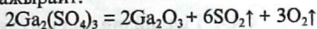
Галлийдин (III) сульфаты -  $Ga_2(SO_4)_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



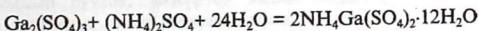
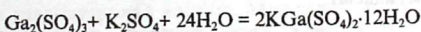
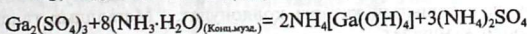
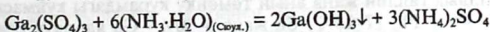
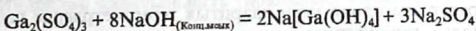
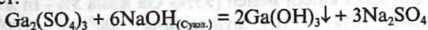
Галлийдин (III) сульфаты эритмеден кристаллогидрат  $Ga_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$  түрүндө бөлүнөт. Галлийдин (III) сульфаты  $40^\circ - 360^\circ C$ га чейин вакуумда ысытканда кристаллдашкан суусунан толук ажырайт:



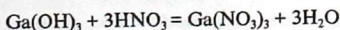
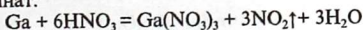
$520^\circ - 700^\circ C$ да галлийдин (III) сульфаты күкүрттүн (IV) кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:



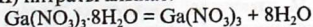
Галлийдин (III) сульфаты жегичтер, аммиактын суудагы эритмеси, жегич металлдардын жана аммонийдин сульфаты менен аракеттенишет:



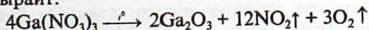
Галлийдин (III) нитраты -  $Ga(NO_3)_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



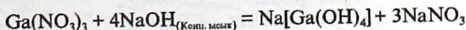
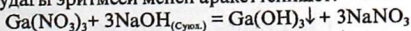
Галлийдин (III) нитраты эритмеден кристаллогидрат  $Ga(NO_3)_3 \cdot 8H_2O$  түрүндө бөлүнүп алынат. Аны  $100^\circ C$ да ысытканда суусуз галлийдин (III) нитраты алынат:

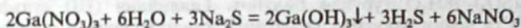
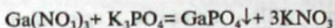
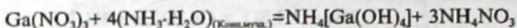
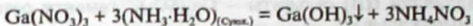


Температураны  $200^\circ C$ га жеткиргенде галлийдин (III) нитраты галлийдин (II) кычкылына, азоттун (IV) кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:



Галлийдин (III) нитраты сууда жакшы эрийт, жегичтер жана аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенишет:





#### 4.4.4. Галлийдин колдонулушу

Галлий жана анын куймалары бүгүнкү күндө кенири колдонулат. Анын индий жана калай менен (95% - Ga жана 5% - In же 60% - Sn, 30% - Ga жана 10% - In) куймалары 500° - 1200°Cга чейинки температураны өлчөө үчүн кварцтык термометрлерде пайдаланылат. Металлдык галлий жана анын төмөнкү курамдагы куймасы: 33-55% - Bi, 15-40% - Pb, 17-18% - Sn жана 3-10% - Ga ядролук реакторлордо жылуулук ташыгыч катары колдонулат. Металлдык галлий күзгү жасоодо жумшалат.

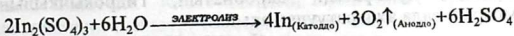
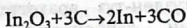
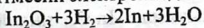
## 4.5. Индий (Indium)

**4.5.1. Тарыхый маалымат.** Индийди биринчи жолу 1863-жылы немец химиктери Рейж жана Рихтер Фрейберг шаарынын аймагынан алынып келинген цинк обманкасын спектралдык анализдөө учурунда байкашкан. Алар цинктин хлоридин алышып спектрографка салышканда спектрден толкун узундугу 4511Е барабар болгон көк сызыкты байкашкан, бул сызыкты ошол мезгилде белгилүү болгон эритмелердин бири да берген эмес болчу. Бул спектр белгилүү боек индиго сыяктуу көк түскө ээ болгондуктан жаңы элементке *индий* деп ат беришкен.

1870-жылга чейин индийди эки валенттүү, атомдук массасы 75,6га барабар деп келишкен, бирок ошол жылы Д.И. Менделеев элементтердин касиеттеринин мезгилдүү өзгөрүүсүнүн закон ченемдүүлүгүнүн негизинде индий үч валенттүү, атомдук массасы 113кө барабар деп такталган.

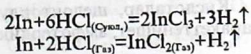
### 4.5.2. Индийдин жаратылышта таралышы, алынышы

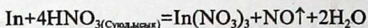
Индий жаратылышта негизинен бирикме түрүндө кездешет. Коргошундун, калайдын, висмуттун татаал минералдарында 1%ке чейин индий болот. Ошондуктан аны жогорудагы минералдардын рудаларынын калдыктарынан алышат. Металлдык индий индийдин (III) кычкылын суутек, көмүртек менен жогорку температурада калыбына келтирүү жолу менен, ошондой эле индийдин (III) сульфатынын суудагы эритмесин электролиздөө жолу менен алынат:



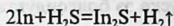
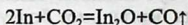
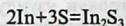
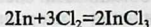
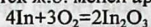
### 4.5.3. Индийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Индий күмүш сымал ак түстөгү, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,1-1,2г/см<sup>3</sup> барабар, жумшак (коргошундан да жумшак), диамагниттик касиетке ээ болгон, эрүү температурасы 156,4<sup>0</sup>С, кайноо температурасы 2109<sup>0</sup>С; тыгыздыгы 7,31г/см<sup>3</sup>ка барабар металл. Металлдык индий галлийге окшош кадимки температурада абада туруктуу, себеби In<sub>2</sub>O<sub>3</sub> кабыкчасы менен капталат; калыбына келтиргич. Кислоталар, кычкылтек жана башка металл эместер менен кычкылданат:

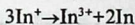
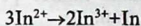




Жогорку температурада кычкылтек, хлор, күкүрт, көмүртектин (IV) кычкылы, күкүрттүү суутек ж.б. менен аракеттенишет:

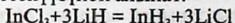


Индий химиялык бирикмелерде валенттүүлүгү (I), (II) жана (III) болот. Анын (I) жана (II) бирикмелери туруксуз. Алардын суудагы эритмелери (III) жана металлдык индийге чейин диспропорцияланышат:



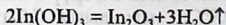
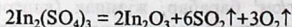
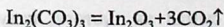
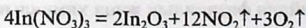
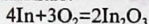
Индийдин бирикмелеринин ичинен (III) туруктуу.

Индийдин гидриди - ( $\text{InH}_3$ ), төмөнкү реакциялардын жардамында алынат: индийдин (III) хлориди менен литийдин гидриди эфирдик эритмеде аракеттенүүсүнөн алынат:



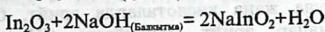
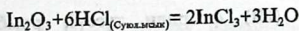
Индийдин гидриди галлий жана алюминийдин гидридине окшоп полимердик түзүлүшкө ээ, ак түстө,  $80^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада ажырайт.

Индийдин (III) кычкылы  $\text{-In}_2\text{O}_3$ , индийди жогорку температурада кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенүүсүнөн жана индийдин нитратын, сульфатын, карбонатын, гидрокычкылын жогорку температурада ажыратуудан алынат:

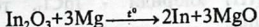
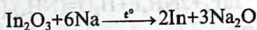
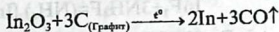
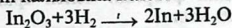


Индийдин (III) кычкылы агыш-сары түстөгү порошок. Абада кычкылдангандан кийин индийдин (III) кычкылы суу жана щелочтордун, аммиактын суудагы эритмелери менен аракеттенишпейт. Кислоталар, щелочтордун балкытмалары менен кайнатканда гана аракеттенишет, амфотердик касиетке ээ:

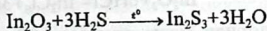
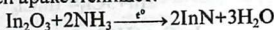




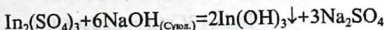
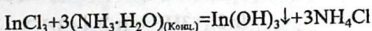
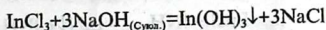
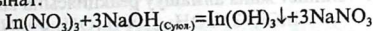
Жогорку температурада суутек, көмүртек, натрий, магний менен металлдык индийге чейин калыбына келет:



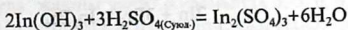
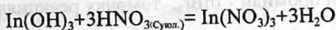
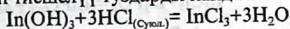
Индийдин (III) кычкылы жогорку температурада аммиак жана күкүрттүү суутек менен аракеттенишет:



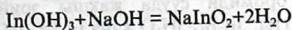
Индийдин (III) гидрокычкылы -  $\text{In}(\text{OH})_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



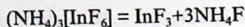
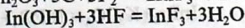
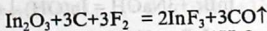
Индийдин (III) гидрокычкылы ак түстөгү аморфтук зат, сууда эрибейт, щелочтордун суудагы эритмеси жана аммиактын гидраты менен аракеттенишпейт. Кислоталардын суултулган эритмелери менен аракеттенишип тиешелүү туздарды пайда кылат:



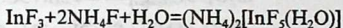
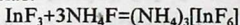
Щелочтордун балкытмалары менен жогорку температурада аракеттенишет:



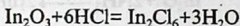
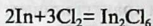
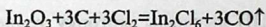
Индийдин (III) фториди -  $\text{InF}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



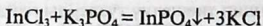
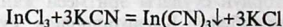
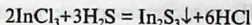
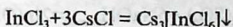
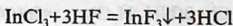
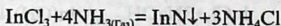
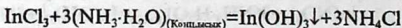
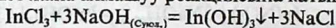
Индийдин (III) фториди түссүз, ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, сууда жана кислоталарда эрийт, бирок спиртте жана эфирлерде начар эрийт. Индийдин (III) фториди  $\text{InF}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  курамындагы кристаллогидратты пайда кылат. Индийдин (III) фториди аммонийдин фториди менен аракеттенишкенде төмөндөгү бирикмелерди пайда кылат:



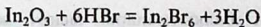
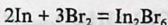
Индийдин (III) хлориди -  $\text{InCl}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



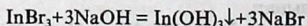
Индийдин хлориди сууда жакшы эрийт, эфирде, спиртте начар эрийт. Щелочтордун суудагы эритмелери, аммиактын гидрокычкылы менен аракеттенишет жана алмашуу реакциясына катышат:



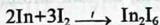
Индийдин бромиди -  $\text{InBr}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



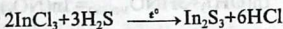
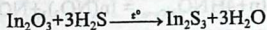
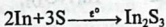
Индийдин бромиди сууда жакшы эрийт жана эки түрдүү кристаллогидратты:  $\text{In}_2\text{Br}_6 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  жана  $\text{In}_2\text{Br}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  пайда кылат.



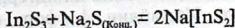
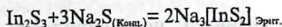
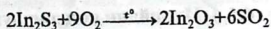
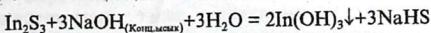
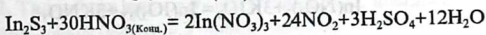
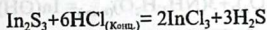
Индийдин иодиди -  $\text{In}_2\text{I}_6$ , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



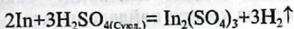
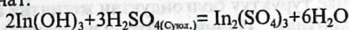
Индийдин сульфиди -  $\text{In}_2\text{S}_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



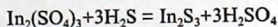
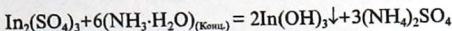
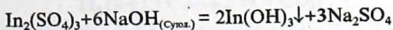
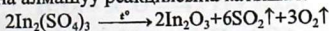
Индийдин сульфиди карамтыл кызыл же сары түстөгү, учма эмес, термикалык жактан туруктуу келген жарым өткөргүчтүк касиетке ээ болгон бирикме. Анын тыгыздыгы  $4,64\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $1072^\circ\text{C}$ . Индийдин сульфиди сукултулган кислоталар менен аракеттенишпейт, сууда эрибейт. Концентрацияланган кислоталарда, щелочтордо ажырайт, щелочтуу металлдардын сульфиддери менен аракеттенишет:



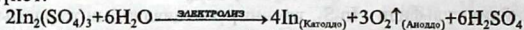
Индийдин сульфаты -  $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



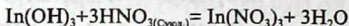
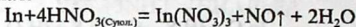
Индийдин сульфаты ак түстөгү,  $600^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажыроочу зат. Сууда жакшы эрийт. Курамында 3, 5, 6, 9, 12 молекула сууну ( $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  жана  $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) кармаган кристаллогидраттарын пайда кылат. Индийдин сульфаты жегичтер, аммиактын гидраты менен аракеттенишет жана алмашуу реакциясына катышат:



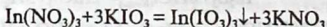
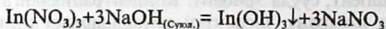
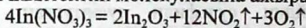
Индийдин сульфатынын суудагы эритмесин электролиздегенде катоддо металлдык индий, ал эми аноддо кычкылтектин молекуласы бөлүнөт:



Индийдин нитраты -  $\text{In}(\text{NO}_3)_3$ , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Индийдин нитраты ак түстөгү кристаллдык зат, сууда жакшы эрийт, щелочтордун, аммиактын гидрокычкылдары менен аракеттенишет. Индийдин нитраты 230-250°C да индийдин, азоттун кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



#### 4.5.4. Индийдин колдонулушу

Металлдык индийден подшипниктерди жана оңой эрүүчү куймаларды алышат. Индийдин фосфор, мышьяк, сурьма менен болгон бирикмелери жарым өткөргүчтүк касиетке ээ. Индийдин коргошун, калай менен (37,5% - Pb, 37,5% - Sn жана 25% In) болгон куймасы жегичке туруктуу болгондуктан жегичтик аккумуляторлорду жасоодо колдонулат. Индий нейтронду жакшы синиргени үчүн ядролук өнөр-жайда да кеңири пайдаланылат.

## 4.6. Таллий (Thallium)

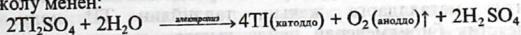
**4.6.1. Тарыхый маалымат.** Таллийдин ачылуу тарыхы англиялык окумуштуу Уильямс Крукска (1832-1919) таандык. Ал 1861- жылдын март айында күкүрт кислотасын өндүрүүчү заводдун чаңын изилдеп, чаңдын курамында күкүрттүн аналогу болгон селен менен теллур бар деп ойлогон, жана селенди аныктаган. Ал эми теллурдун бар экендигин химиялык жол менен аныктай алган эмес. Крукс ошол мезгилдеги өтө сезгич метод спектралдык анализ болгондуктан чаңга спектралдык анализ жасаган, натыйжада ошол мезгилдеги элементтерге таандык болбогон жаңы линияны байкаган. Француз химиги Лами таллийдин ачылыш тарыхында Крукс менен байланышпастан туруп башка күкүрт кислотасын өндүрүүчү заводдун шламына спектралдык анализ жасаганда, таллийге таандык болгон линияны байкап, аны бөлүп алып, кээ бир металлдык касиеттерин изилдеген. Крукс Ламиге караганда бир канча ай мурун ачкан. Ошондуктан таллийдин ачылуу тарыхында Крукс өзгөчө орунду ээлеген.

### 4.6.2. Таллийдин жаратылышта таралышы, алынышы

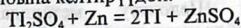
Таллий жаратылышта эркин абалда кездешпейт, таллий алюмино силикаттардын, талаа шпаттарынын жана коргошун жалтырагында PbS, вюрцитте ZnS, колчедандын курамында кездешет. Таллийдин негизги минералдары: лорандит -  $TlAsS_2$ , крукезит -  $Tl_{12}Cu_5Se$ , ходкинсонит -  $PbS(CuAgTl)_2S \cdot 2As_2S_3$ .

Металлдык таллий төмөнкү жолдор менен алынат:

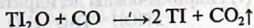
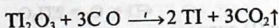
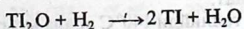
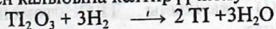
1. Таллийдин (I) сульфатынын суудагы эритмесин электролиздөө жолу менен:



2. Таллийдин (I) сульфатынын суудагы эритмесинен таллийди цинк менен калыбына келтирүүдөн:

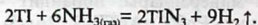
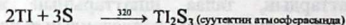
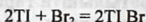
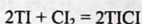
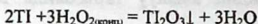
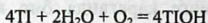
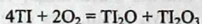
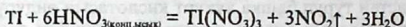
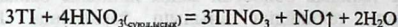
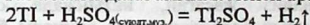


3. Таллийдин (III), (I) кычкылдарын суутек жана көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келтирүү жолу менен:



### 4.6.3. Таллийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Таллий ак түстөгү металл коргошунга караганда жумшак, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,5ке барабар. Таллий диамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасы  $304,5^{\circ}\text{C}$ га, кайноо температурасы  $1457^{\circ}\text{C}$ га барабар. Таллий төмөнкү температурада кургак абада кычкылданбайт. Таллий кислоталар, галогендер, күкүрт, селен, кычкылтек, газ абалындагы аммиак менен аракеттенишет:

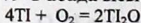


Таллий бир валенттүү бирикмелеринде кээ бир касиети боюнча щелочтуу металлдарга жакын, таллийдин  $\text{Tl}^+$  иону түссүз, комплекстик бирикмелерди пайда кылууга жөндөмдүүлүгү начар. Таллийдин (I) карбонаты, гидроксиди сууда эригенде, щелочтуу металлдардын карбонаты, гидроксидиндей эритменин чөйрөсү щелочтук болот. Щелочтуу металлдар полииодиддерди, полисульфиддерди пайда кылгандай таллий да пайда кылат.

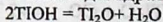
Таллий кычкылтек менен (I) жана (III) кычкылды пайда кылат.

Таллийдин (I) кычкылы  $\text{Tl}_2\text{O}$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

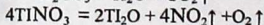
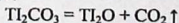
1. Металлдык таллийди  $140^{\circ}\text{C}$  абада ысытканда



2. Таллийдин (I) гидрокычкылы дегидратацияланганда

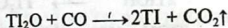
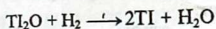
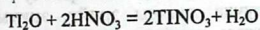
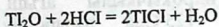
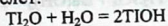


3. Таллийдин (I) карбонатын, нитратын термикалык ажыратуудан алынат.

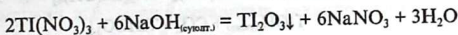
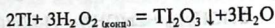
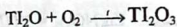


Таллийдин (I) кычкылы карамтыл боз түстөгү, гигроскоптук порошок. Эрүү температурасы 303°C, кайноо температурасы 1100°C.

Негиздик касиетке ээ. Суу жана кислоталар менен аракеттенишет, абада кычкылданат, суутек жана көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келет.

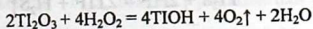
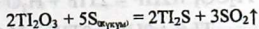
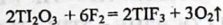
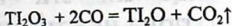
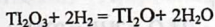
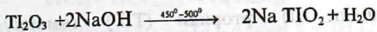
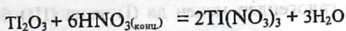
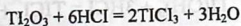
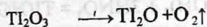


Таллийдин (III) кычкылы -  $\text{Ti}_2\text{O}_3$ , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

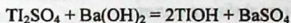
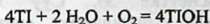
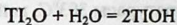


Таллийдин (III) кычкылы бозумтул кара түстөгү аморфтук порошок, мындан башка кара түстөгү гексагоналдык түзүлүштөгү модификациясы да белгилүү. Таллийдин (III) кычкылы суу, щелочтордун, аммиактын суудагы эритмелери менен аракеттенишпейт. Кислоталар жана щелочтордун балкытмасы менен кайнатканда аракеттенет. Суутек, көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келет жана күкүрт, суутектин перкычкылы менен аракеттенет. Күчтүү кычкылдандыргыч, амфотердик касиетке ээ.

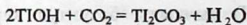
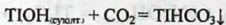
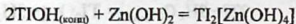
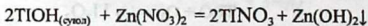
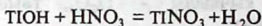
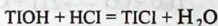
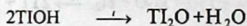
500-1000°Cда таллийдин (I) кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:



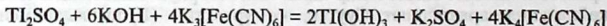
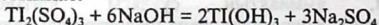
Таллийдин (I) гидрокычкылы (TiOH) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



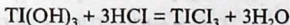
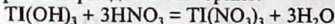
Таллийдин (I) гидрокычкылы агыш сары түстөгү, эрүү температурасында 125<sup>0</sup>Сда ажыроочу зат. Таллийдин (I) гидрокычкылы сууда жакшы эрийт, эритмеси щелочтук чөйрөнү пайда кылат. Күчтүү негиздик касиетке ээ, ошондуктан кислоталар, кислоталык кычкылдар жана амфотердик касиетке ээ болгон негиздер менен аракеттенишет.



Таллийдин (III) гидрокычкылы Ti(OH)<sub>3</sub> төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

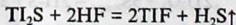
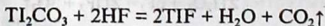
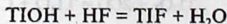
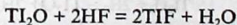


Таллийдин (III) гидрокычкылы бозумтул кызыл түстөгү чөкмө, сууда жана щелочтордун эритмелеринде начар эрийт, суюлтулган кислоталардын эритмелеринде жакшы эрийт.



Таллий галогендер менен да (I) жана (III) бирикмелерди пайда кылат.

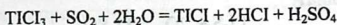
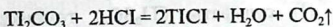
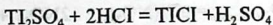
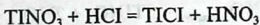
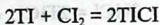
Таллийдин (I) фториди (TiF) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



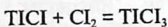
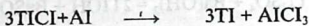
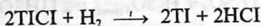
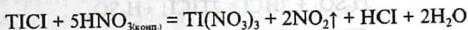
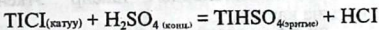


Таллийдин (I) фториди октаэдрикалык түзүлүштөгү түссүз кристалл, эрүү температурасы  $327^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $655^{\circ}\text{C}$ . Сууда жакшы эрийт, спиртте начар эрийт. Таллийдин (III) фториди таллийдин (III) кычкылын фтордун агымында  $300^{\circ}\text{C}$  да ысытканда алынат.  $\text{TlF}_3$  ак түстөгү гигроскоптук зат, эрүү температурасы  $550^{\circ}\text{C}$  га барабар.

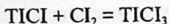
Таллийдин (I) хлориди ( $\text{TlCl}$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



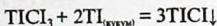
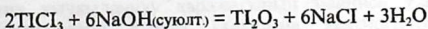
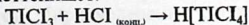
$\text{TlCl}$  ак түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат, эрүү температурасы  $806^{\circ}\text{C}$  сууда начар эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Күкүрт жана азот кислотасы менен аракеттенишет. Суутек, алюминий, магний ж.б. менен металлдык таллийге чейин калыбына келет.



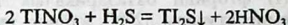
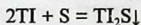
Таллийдин (III) хлориди төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



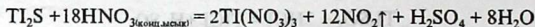
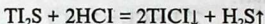
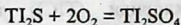
Таллийдин (III) хлориди ак түстөгү ысытканда ажыроочу зат. Хлордуу суутек кислотасы, щелочтуу металлдардын хлориддери жана щелочтор менен аракеттенишет:



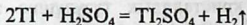
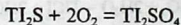
Таллийдин сульфиди  $\text{-Ti}_2\text{S}$ , төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:



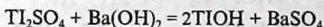
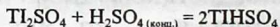
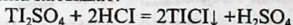
Таллийдин сульфиди кара түстө графитке окшош. Сууда начар эрийт, кристаллогидратты пайда кылбайт, щелочтор менен аракеттенишпейт. Абада оңой кычкылданат, кислоталарды таасир эткенде ажырайт:



Таллийдин (I) сульфаты ( $\text{TI}_2\text{SO}_4$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Таллийдин (I) сульфаты ак түстөгү термикалык жактан туруктуу зат, сууда эрийт, кристаллогидратты пайда кылбайт. Концентрацияланган кислоталарды таасир эткенде ажырайт, алмашуу реакциясына катышат:



#### 4.6.4. Таллийдин колдонулушу

Металлдык таллий химиялык жактан туруктуу келген куймаларды алууда колдонулат. I жана II сульфаттары кемирүүчүлөргө каршы колдонулат. Таллийдин көпчүлүк бирикмелери уулуу.

## 5. IVA группанын элементтери

### 5.1. IV A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасындагы IV группасынын негизги под группасынан орун алган элементтерге көмүртек (C), кремний (Si), германий (Ge), калай (Sn), коргошун (Pb) кирет.

Бул элементтердин сырткы электрондук катмарында төрт электрон бар, анын экөө s орбиталында, ал эми экөө p орбиталында болгондуктан, p элементтер тобуна кирет да жалпы электрондук формуласы  $ns^2 np^2$ .

IVA группанын элементтеринин ичинен көмүртек жана кремний группанын типтүү элементтери, ал эми германий, калай, коргошун германий подгруппасына кирет. Көмүртектен коргошунга карай атомдорунун, иондорунун радиустары чоңоёт. Ионизация энергиясынын мааниси көмүртектен калайга карай төмөндөйт.

Кремнийден коргошунга карата тыгыздыктары жогорулайт, кайноо температуралары төмөндөйт. Электр өткөрүмдүүлүгү германийден коргошунга карай жогорулайт, электронго тектештиктери көмүртектен германийге карай төмөндөйт.

Көмүртектен коргошунга карай металлдык касиеттери жогорулайт да кристаллдык торчонун структурасы бири – биринен айырмаланат. Жөнөкөй заттардын структурасы  $Ge \rightarrow Sn \rightarrow Pb$  карай өзгөрүшү менен алардын физикалык касиеттери да өзгөрөт. Германий,  $\alpha$ -модификациядагы калай жарым өткөргүч, ал эми  $\beta$ -модификациядагы калай жана коргошун металл.

Атомдордун ортосундагы химиялык байланыштын өзгөрүшү менен көмүртектен коргошунга карай жөнөкөй заттардын катуулугу төмөндөйт. Жөнөкөй заттардын металлдык касиеттеринин жогорулашы, алардын химиялык касиеттеринин өзгөрүшүнө алып келет. Германий, калай абада жана сууга туруктуу, ал эми коргошун абада кычкылданат, ошондуктан металлдык жалтырактыкка ээ эмес.

Германий подгруппасындагы элементтерге +4, +2 кычкылдануу даражалары мүнөздүү. Германийден коргошунга карай жогорку кычкылдануу даражасынын маанисине ээ болгон бирикмелердин туруктуулугу төмөндөп, төмөнкү кычкылдануу даражасынын маанисине ээ болгон бирикмелердин туруктуулугу жогорулайт. Германийдин кычкылдануу даражасынын мааниси +2ге барабар болгон бирикмелери күчтүү калыбына келтиргичтер. Эгерде кычкылдандыргыч болбосо өзүнөн - өзү диспропорцияланат. Коргошундун кычкылдануу даражасынын мааниси +4кө барабар болгон бирикмелери күчтүү кычкылдандыргычтар.

## 5.2. Көмүртек (Carbonum)

**5.2.1. Тарыхый маалымат.** Курамында көмүртек кармаган заттардын жана көмүртектин күйүүсү адам баласынын жашоосунда, техникалык маданияттын өнүгүү тарыхында алгачкы кадамы болуп саналат. Ошондуктан, көмүртек адам баласы тааныган эң алгачкы элементтердин бири. Бирок элемент катары 1775-жылы француз химиги А. Лавуазе тарабынан аныкталган. 1791-жылы Ч.Тенант фосфор буусун кальцийдин карбонаты менен аракеттендирип биринчи жолу таза көмүртекти алган.

### 5.2.2. Көмүртектин жаратылышта таралышы, альпнышы

Көмүртек жер кыртышында таралышы боюнча он биринчи элемент. Жаратылышта эки стабилдүү изотобу  $^{12}\text{C}$  жана  $^{13}\text{C}$  бар. Эркин (алмаз, графит, таш көмүр ж.б.) жана минералдардын курамында (мрамор  $\text{CaCO}_3$ , магнезит  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  ж.б.) кездешет. Мындан башка тирүү организмдин курамында да болот. Көмүртек өнөр жайда таш көмүрдү же углеводороддорду пиролиздөө жолу менен алынат.

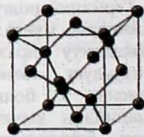
### 5.2.3. Көмүртектин физикалык жана химиялык касиеттери

Көмүртектин төрт аллотропиялык модификациясы (алмаз, графит, карбин жана фуллерен) бар. Бул аллотропиялык модификациялар бири-биринен кристаллдык түзүлүшү жана көмүртектин гибриддешүү абалы менен өзгөчөлөнүшөт. Ошондуктан кайноо, эрүү температуралары жана электр өткөрүмдүүлүгү, катуулугу ж.б. менен айырмаланышат.

Алмаз – жаратылышта белгилүү болгон бардык бирикмелердин ичинен эң катуу, тунук жана диэлектрик касиетке ээ, тыгыздыгы  $3,5\text{г/см}^3$  ка барабар. Алмаздын кристаллы координациялык структурага (9 – сүрөт) ээ.

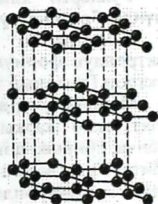
Алмаздагы ар бир көмүртектин атому коңшулаш төрт атом көмүртек менен  $\delta$ -байланыш аркылуу байланышат б.а.  $sp^3$  гибриддешүү абалында болот. Алмазда көмүртектин атомдорун ортосундагы аралык  $0,154\text{ нм}$ . Алмаз өтө катуу, жылуулук жана электр өткөрүмдүүлүгү начар, химиялык жактан инерттүү.

Графит - тыгыздыгы  $2,1-2,5\text{ г/см}^3$  ка барабар болгон нормалдуу шартта туруктуу, металлдык жалтырактыкка ээ, бозомтул кара түстө, жумшак, кристаллдык торчосунун түзүлүшү гексагоналдык (10 - сүрөт)



9- сүрөт Алмаздын структурасы

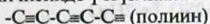
Графитте көмүртектин атомдору өзүнчө катмарларда жалпак алты бурчтукту пайда кылуу менен коваленттик байланыш аркылуу байланышкан, байланыштын узундугу 0,142нм,  $sp^2$  гибриддешүү абалында болот. Көмүртектин ар бир атомунун төртүнчү валенттик электрону  $sp^2$  гибриддешүү абалында локализацияланган эмес. Мында ушул электрондун эсебинен катмарлар бири-бири менен начар Ван-дер-Ваальстык күчтөр аркылуу байланышат.



10- Сүрөт. Графиттин структурасы

Катмарлардын ортосундагы аралык 0,334 нм. Графит жумшак, кагазга жугушунун себеби катмарларды Ван-дер-Ваальс күчү байланыштырат, ошондуктан бир аз күч сарптаганда катмарлар бири-бирине салыштырганда таят. Графиттин алмаздан айырмасы электр тогун жакшы өткөрөт, электрдик талаанын таасиринде локализацияланбаган электрон алты бурчтуу тегиздиктин узунунан оңой кошулуп кетет.

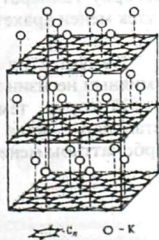
Карбин 60-жылдардын башында биринчи жасалма жол менен алынган кийинчерээк жаратылышта табылган. Карбин тыгыздыгы 1,9-2 г/см<sup>3</sup> ка барабар болгон кара түстө, кристаллдык торчосу гексагоналдык түз сызыктуу  $C_{\infty}$  чынжырчасынан куралган. Карбинде көмүртектин орбиталдары  $sp$  гибриддешүү абалында болуп чынжырчаны пайда кылат. Карбиндин эки түрү белгилүү: биринчисинде үчтүк жана жөнөкөй байланыш кезектешип болсо,



ал эми экинчисинде кош байланыш болот  $=C=C=C=C=$  (поликумулен) карбин жарым өткөргүч, жарыктын таасиринде электр өткөрүмдүүлүгү жогорулайт.

Көмүртектин атомдорунун ортосундагы байланыштын эселигинин жогорулашы менен алмаз → графит → карбинге карай байланыштын узундугу алмазда 0,155нм, графитте 0,142нм, карбинде 0,128нм төмөндөйт, карбинде чынжырлардын аралыгы 0,295 нм.

Фуллерен. Фуллерен графиттин буусун жогорку басымда гелийдин атмосферасында конденсациялоодон алынган. Фуллерендин молекуласы 60-70 атомдон турган сфера (11-сүрөт)



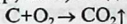
11- Сүрөт Фуллерендин молекуласы

Фуллерен химиялык жактан туруктуу. Молекуласы сфера түрүндө болгондугуна байланыштуу катуу.

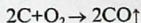
Көмүртектин атому дүүлүкпөгөн абалында төмөндөгүдөй электрондук формулага:  $1s^2 2s^2 2p^2$  ээ. Мында p орбиталында эки электрон Гунданын эрежеси боюнча жалкы жайгашат.

Мындай учурда көмүртек үч коваленттик байланышты пайда кылат, экөө жалкы электрондордун эсебинен алмашуу механизми боюнча, бирөө донордук- акцептордук байланыш ваканттык 2p орбиталынын эсебинен. Көмүртектин атомунун дүүлүккөн абалында жалкы электрондордун саны төрткө жетет, ошондуктан гетероатомдук туундуларында көмүртек төрт валенттүү.

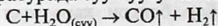
Көмүртек кадимки шартта (кадимки алмаз) химиялык жактан инерттүү. Күчтүү кычкылдандыргычтар менен реакцияга кирет. Температуранын таасиринде химиялык активдүүлүгү жогорулайт. Аморфтук көмүртек (таш көмүр, кокс) абада күйөт



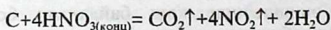
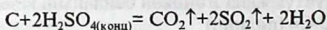
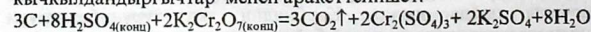
Кычкылтек жетишсиз болсо көмүртектин (II) кычкылы пайда болот.



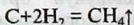
Алмаз 700-800°C да гана кычкылтек менен кычкылданат. Көмүртек жогорку температурада суу буусу менен аракеттенишет



Типтүү калыбына келтиргич болгондуктан күчтүү кычкылдандыргычтар менен аракеттенишет.

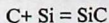
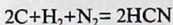
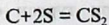
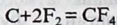


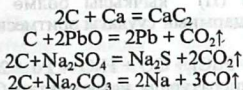
Жогорку температурада катализатордун (Pt) катышуусунда 600°C да суутек менен аракеттенишет.



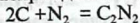
Көмүртектин суутек менен болгон бирикмелери органикалык химиянын негизин түзөт.

Жогорку температурада көмүртек фтор, күкүрт, кремний, металлдар жана металлдардын кычкылдары, сульфаттары, карбонаттары менен аракеттенишет.



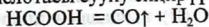


Электрдик разряддын таасиринде азот менен аракеттенишет

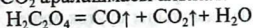


Көмүртек кычкылтек менен төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат:  $CO$ ,  $CO_2$ ,  $C_3O_2$  жана курамында беш, он эки көмүртектин атомун кармаган ( $C_5O_2$ ,  $C_{12}O_9$ ) кычкылдары бар. Бул кычкылдардын ичинен кеңири колдонулганы  $CO$  жана  $CO_2$ .

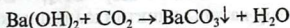
Көмүртектин (II) кычкылы түссүз, жытсыз, өтө уулуу газ. Сууда начар ээрийт, спиртте бир аз жакшы эрийт. Эрүү температурасы –  $205^\circ C$ , кайноо температурасы –  $191,5^\circ C$ . Лабораториялык шартта кумурска кислотасын концентрацияланган күкүрт кислотасына тамчылатып алат. Күкүрт кислотасы сууну сиңирүүчү ролду аткарат.



Козу кулак (щавельевая) кислотасын күкүрт кислотасы менен ысытканда  $CO$  жана  $CO_2$  аралашмасы алынат.



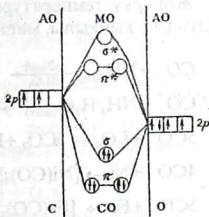
Газ аралашмасынан  $CO_2$  бөлүп алуу үчүн газ аралашмасын барийдин гидрокычкылынын эритмеси аркылуу өткөрүлөт натыйжада  $BaCO_3 \downarrow$  чөкмөгө түшөт.



Өнөр жайда катуу отундарды газификациялоо жолу менен алынат.

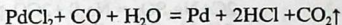
Көмүртектин (II) кычкылынын молекулалык орбиталдар методу менен карап көрсөк.

Мында көмүртек менен кычкылтектин атомдорун ортосунда бир  $\delta$  жана эки  $\pi$  байланышы бар. Кычкылтектин терс электрдүүлүк мааниси көмүртектикине караганда жогору, ошондуктан  $\delta$  жана  $\pi$  байланыштары кычкылтектин атомун көздөй жылыпкан. Молекуласынын химиялык түзүлүшү, салыштырмалуу молекулалык массасы ( $M_r = 28 \text{ г/моль}$ ), байланыштын эселиги (бир  $\delta$ , эки  $\pi$ ) жана молекуласынын бышыктыгы боюнча азоттун молекуласына окшош.

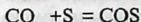
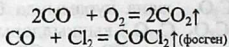


12-сүрөт.  $CO$  молекуласындагы байланыштын пайда болуусунун энергетикалык диаграммасы

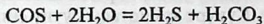
Көмүртектин (II) кычкылы бөлмө температурасында асыл металлдардын туздарынын суудагы эритмесинен металлды калыбына келтирет.



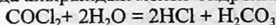
Жогорку температурада көмүртектин (II) кычкылын калыбына келтиргич активдүүлүгү жогорулайт. Катализаторлордун катышуусунда кычкылтек, хлор жана күкүрт сыяктуу металл эместер менен аракеттенишет.



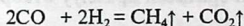
Көмүртектин (II) кычкылын күкүрт менен болгон бирикмеси COS (тиоксид) түссүз, жытсыз газ сууда жакшы эрийт, акырындык менен гидролизденет.



Көмүртектин (II) кычкылын хлор менен болгон бирикмелери (фосген) түссүз газ сууда акырындык менен гидролизденет.



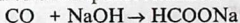
Көмүртектин (II) кычкылы суутек менен 300°C да катализатор катары никельдин катышуусунда аракеттенишкенде метан пайда болот.



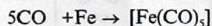
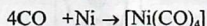
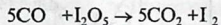
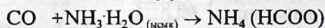
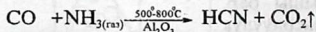
Эгерде катализатор катары цинктин кычкылы колдонулса анда



Көмүртектин (II) кычкылы 200°C да 15,2·10<sup>5</sup> Па басымда натрийдин гидрокычкылы менен аракеттенишет.



Жогорку температурада аммиак, аммиактын суудагы эритмеси иоддун (V) кычкылы, металлдар менен аракеттенет.

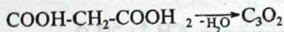


Көмүртектин (II) кычкылынын металлдар менен болгон бирикмелерин карбонилдер деп аталат. Өтмө металлдардын карбонилдерин агрегаттык абалдары суюк же катуу болот. Химиялык жактан карбонилдер комплекстик бирикмелер болушат. Лиганда



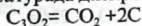
катары көмүртектин (II) кычкылы колдонулат. Карбонилдер органикалык эриткичтерде жакшы эрийт, температуранын натыйжасында металлга жана көмүртектин (II) кычкылына ажырайт.

Көмүртектин  $C_3O_2$  кычкылы түссүз тумчуктургуч газ. Молекуласы түз сызыктуу  $O=C=C=O$  малон кислотасынын составындагы сууну фосфордун ангидриди менен тартып алат.

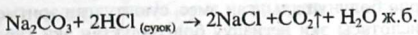
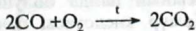
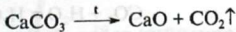
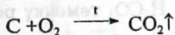


Көмүртектин атому sp гибридешүү абалында.

Ысытканда же көпкө сактаганда кызыл полимерди  $(C_3O_2)_n$  пайда кылат. Жогорку температурада диспропорцияланат



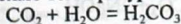
Көмүртектин (IV) кычкылы -  $CO_2$  же көмүр кычкыл газы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат: көмүртектин (II) кычкылын кычкылтек менен кычкылдандыруудан, карбонаттарды температура жана минералдык кислоталардын таасиринде ажыратуудан.



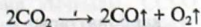
Көмүртектин (IV) кычкылы абанын курамында туруктуу бөлүктөрдүн бири болуп саналат. Көмүр кычкыл газы жаратылышта отундардын күйүүсүнөн, органикалык заттардын ажыроосунан жана дем алуу процессиндеги дем чыгаруудан пайда болот.

Көмүр кычкыл газы кадимки шартта түссүз, жытсыз, абадан 1,5 эсеге оор келген газ.

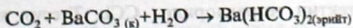
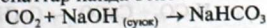
Көмүр кычкыл газы бөлмө температурасында сууда эрийт.



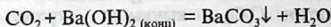
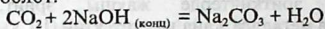
Көмүр кычкыл газы  $2000^\circ C$  дан жогорку температурада көмүртектин (II) кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт



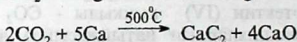
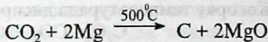
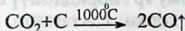
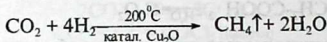
Бөлмө температурасында щелочтордун суюлтулган эритмеси жана сууда эрибей турган карбонаттар аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө гидрокарбонаттар пайда болот



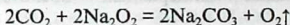
Щелочтордун концентрацияланган эритмеси аркылуу өткөргөндө карбонаттар пайда болот.



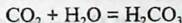
Жогорку температурада суутек, көмүртек металлдар менен аракеттенишет.



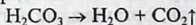
Бөлмө температурасында натрийдин перкычкылы менен аракеттенишет.



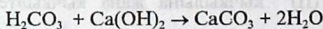
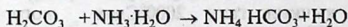
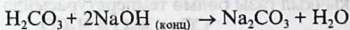
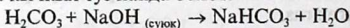
Көмүр кислотасы -  $\text{H}_2\text{CO}_3$  төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат



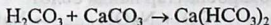
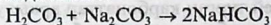
Көмүр кислотасынын пайда болушу төмөнкү температурада жакшы байкалат. Көмүр кислотасы начар эки негиздүү кислота, эркин түрдө бөлүнүп алынган эмес, суюлтулган эритмелери кездешет. Көмүр кислотасы эки негиздүү болгондуктан эки түрдүү тузду: орто (карбонат) жана кычкыл (гидрокарбонат) тузду пайда кылат. Көмүр кислотасы ысытканда ажырайт:



Негиздер менен нейтралдашат; негиздин концентрациясына жараша орто жана кычкыл туз пайда болот.

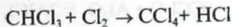
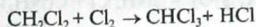
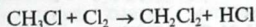
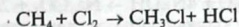
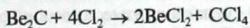
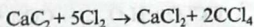
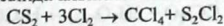


Металлдардын карбонаттары менен аракеттенишип гидрокарбонаттарды пайда кылат.

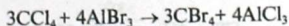
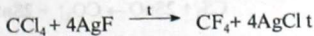
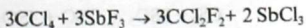
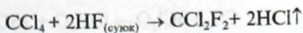
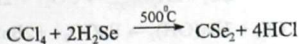
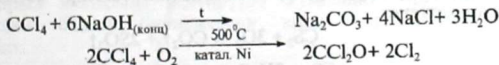
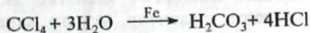
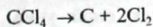


Көмүртектин тетрахлориди  $\text{CCl}_4$ . Түссүз, күйбөй турган оор суюктук, термикалык жактан туруксуз. Химиялык жактан пассивдүү,

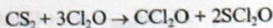
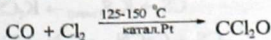
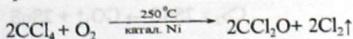
полярдуу эмес апротондук эриткич, суу менен аралашпайт, төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



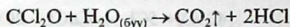
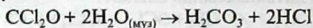
Катализатордун катышуусунда гидролизденет, концентрацияланган щелочтордо ажырайт, жогорку температурада кычкылтек, селендүү суутек, күмүштүн фториди, алюминийдин бромиди менен аракеттенишет. Бөлмө температурасында суюк фтордуу суутек жана суюк фтордуу суутектин катышуусунда сурьманын (III) фториди менен аракеттенишет.



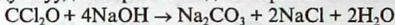
Көмүртектин дихлорид кычкылы-  $\text{CCl}_2\text{O}$  же фосген. Фосген төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат



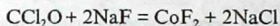
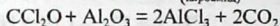
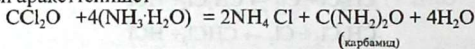
Фосген абадан оор келген, жагымсыз жытка ээ болгон түссүз газ, сууда гидролизденет.



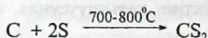
Щелочтордун суудагы эритмесинде ажырайт:



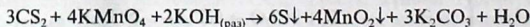
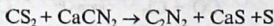
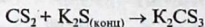
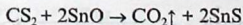
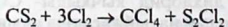
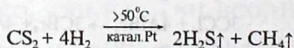
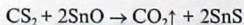
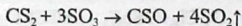
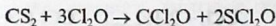
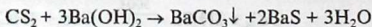
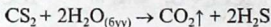
Металлдардын кычкылдары, туздары жана аммиактын гидраты, менен аракеттенишет



Күкүрттүү көмүртек -  $\text{CS}_2$  төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат



Күкүрттүү көмүртек оңой учма, түссүз суюктук. Реакцияга жөндөмдүү, калыбына келтиргич касиетке ээ. Абада күйөт, суу буусунда гидролизденет, щелочтор, металл жана металл эместердин кычкылдары, туздар, күчтүү кычкылдандыргычтар, металл эместер менен аракеттенет.



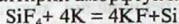
Көмүртектин металлдар менен болгон бирикмелери карбиддер деп аталат. Карбиддерди негизинен төрт группага бөлүшөт: биринчи группадагы карбиддерде көмүртек аниондун ролун аткарат, бул группага алюминийдин, бериллийдин, кальцийдин, күмүштүн, жездин ж.б. карбиддер кирет. Экинчи группадагылар типтүү коваленттик байланышка ээ болгон карбиддер. Алар катуу жана отко чыдамдуу келишет. Үчүнчү группадагы карбиддерде көмүртектин атому кристаллдык торчону пайда кылган металлдын атомдорунун арасында жайгашкан. Төртүнчү группадагы карбиддерге цементит тибиндегилер кирет.

#### 5.2.4. Көмүртектин колдонулушу

Көмүртектин аллотропиялык модификациясы болгон алмазды кесүүчү, көзөөчү инструменттерде жана ювелирдик буюмдарда колдонушат. Графит болсо электротехникада, ядролук реакторлордо, ошондой эле техникалык ыш, резина жана пластмассаларды, сырларды, туш ж.б. алууда пайдаланышат. Көмүртектин кычкылдарынан  $\text{CO}_2$  тамак аш өнөр жайларында,  $\text{CO}$  металлдардын кычкылдарын калыбына келтирүүдө жумшалат. Мындан башка көмүртектин башка бирикмелери айыл чарбасында кеңири колдонулат.

### 5.3. Кремний (Silisium)

**5.3.1. Тарыхый маалымат.** Кремнийди биринчи жолу 1825 – жылы Швециялык химик жана минеролог Йенс Якоб Берцелиус ачкан. И.Я. Берцелиус газ абалындагы кремнийдин тетрафторидин металлдык калий менен калыбына келтирип аморфтук кремнийди алган.

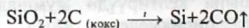


Алынган жаңы элемент силициум (латын тилинен Silix-кремень) деп аталган. Бул элементтин орусча аталышы 1834 - жылдан бүгүнкү күнгө чейин өзгөргөн жок. Өндүрүштүк масштабда XIX кылымдын экинчи жарымында орус химиги Н.Н.Бекетов төрт хлордуу кремнийди цинктин буусу менен калыбына келтирүү аркылуу өндүрүп алган.

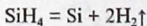
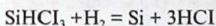
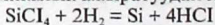
### 5.3.2. Кремнийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Кремний жер кыртышында таралышы боюнча кычкылтектен кийинки орунда турат. Кремний жаратылышта негизинен бирикме түрүндө кездешет, негизги минералдары: кремнезем-SiO<sub>2</sub>, каолинит-Al<sub>4</sub>(Si<sub>4</sub>O<sub>10</sub>)(OH)<sub>8</sub>, талаа шпаты Na(AlSi<sub>3</sub>O<sub>8</sub>) ж.б. Кремний төмөнкү-дөй реакциялардын натыйжасында алынат:

1. Техникалык кремнийди алууда кремнийдин кычкылын (кремнеземдун) 1560-1750<sup>0</sup>Сда кокс менен калыбына келтирүү жолу менен алынат:



2. Өзгөчө тазалыктагы кремнийди алууда техникалык кремнийдин учма бирикмелерин, кремнидийдин төрт хлоридин, үч хлорсилан жана моно силанды колдонот. Бул учма бирикмелери оной ректификациялоо жолу менен курамындагы аралашмаларды тазалайт. Кремнийдин бул бирикмелерин суутек менен калыбына келтирүү-дөн жана термикалык ажыратуудан кремний алынат:



Жогоруда келтирилген реакциялардан алынган кремний поликристалл болуп саналат. Алынган поликристаллды, андан ары атайын шарттарда (вакуумда, инерттик шартта) тазалоодон монокристаллдык кремний алынат. Кремнийдин монокристаллында аралашмалар 10<sup>-7</sup>-10<sup>-8</sup> % тин тузөт.

### 5.3.3. Кремнийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Кремний көмүртек сыяктуу аллотропиялык модификацияга ээ.

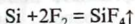
Кремнийдин нормалдуу шартта туруктуу кубдук түзүлүштөгүсү ( алмазга окшош) катуу жана морт келет.

Ал эми гексоганалдык түзүлүштөгүсү туруксуз, практикалык мааниге ээ эмес, аморфтук кремний кубдук форманын майда кристаллдарынан турат. Кубдук түзүлүштө кремнийдин атомдору  $SP^3$  гибриддешүү (13- сүрөт.) абалында болот.

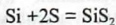
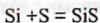
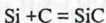
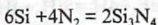
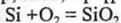
Кремнийдин атомдорун ортосунда тетраэдрдик байланыш болгондуктан электрондук булуттардын жабылуусу төмөн жана көмүртекке салыштырганда атомдун радиусу чоң, ошондуктан алмазга караганда кристаллдык кремнийдин катуулугу, эрүү температурасы, электр каршылыгынын маанилери төмөн.

Кремнийдин кубдук түзүлүшүндөгү модификациясынын эрүү температурасы  $1415^{\circ}C$ . Жаратылышта кремнийдин үч стабилдүү изотобу –  $^{28}Si$ ,  $^{29}Si$ ,  $^{30}Si$  бар.

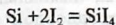
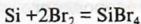
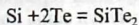
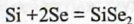
Аморфтук кремний бөлмө температурасында фтор менен аракеттенишет:



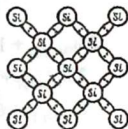
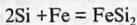
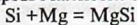
Жогорку температурада хлор, азот, күкүрт ж.б. менен аракеттенет.



Аргондун атмосферасында селен, теллур, бром, иод менен аракеттенет.

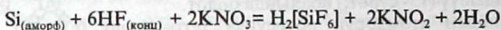
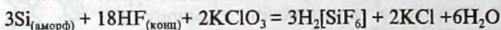
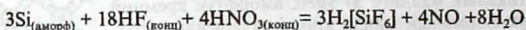
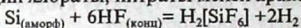


Кремний щелочтуу жана щелочтуу жер металлдары ж.б. менен аракеттенип, кычкылдандыргыч касиетке ээ.

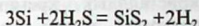
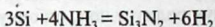


13-сүрөт. Кремнийдин кристаллындагы тетраэдрдик байланыштын

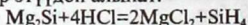
Кремний бөлмө температурасында плавик кислотасы, щелочтордун суудагы эритмеси, плавик кислотасынын катышуусунда азот кислотасы, калийдин хлораты, нитраты менен аракеттенишет.



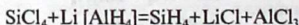
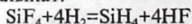
Жогорку температурада аммиак жана күкүрттүү суутек менен аракеттенишет:



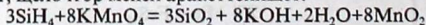
Кремнийдин суутек менен болгон бирикмеси суутектүү кремний же силан деп аталат. Силандар активдүү металлдардын силициддерине туз кислотасын таасир этүүдөн алынат.



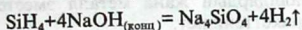
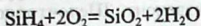
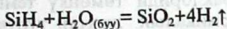
Моносилан менен биргеликте полисиландар да пайда болот. Техникада өтө зарыл болгон моносиланды кремнийдин галогениддерин суутек жана литийдин алюмогидриди менен калыбына келтирүүдөн алынат.



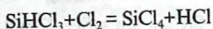
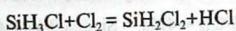
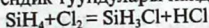
Силандардын гомологиялык катарынын жалпы формуласы  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ . Силандардын химиялык курамы жана структуралык формуласы кээ бир физикалык касиети боюнча углеводороддорго жакын. Моносилан ( $\text{SiH}_4$ ) дисилан ( $\text{Si}_2\text{H}_6$ ) кадимки шартта газ, ал эми оор силандар  $\text{Si}_3\text{H}_8$  ден  $\text{Si}_6\text{H}_{14}$  ге чейинкилери суюк абалда болот. Бардык силандар мүнөздүү жытка ээ, уулуу болушат. Силандар углеводороддорго салыштырганда термикалык жактан туруктуу эмес, молекулада кремнийдин атомунун саны көбөйгөн сайын туруктуулугу төмөндөйт, бирок углеводороддорго караганда кайноо, эрүү температуралары, тыгыздыгы, химиялык реакцияга жөндөмдүүлүгү жогору. Силандар углеводороддордон химиялык касиети боюнча кескин айырмаланып күчтүү калыбына келтиргич болушат. Абада кычкылданат, перманганат калийдеги марганецти, марганецтин (IV) кычкылына чейин калыбына келтирет, сууда акырындык менен гидролизденет, щелочтор менен аракеттенишет.



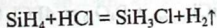




Силандардын галогендер менен болгон аралашмалары жарылууну пайда кылат. Тетрагалогеносиланды алууда зарыл зат катары силандын галогендик туундулары пайда болот.

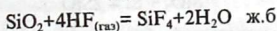
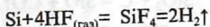
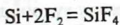


Угледороддор HCl менен түздөн - түз аракеттенбейт, силандар аракеттенет.

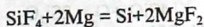
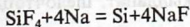
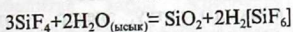
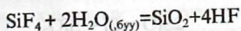


Кремнийге таандык болгон каныкпаган  $(\text{SiH}_2)_n$  полисилендердин бардыгы катуу реакцияга жөндөмдүү келишет.

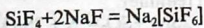
Кремнийдин тетрафториди  $(\text{SiF}_4)$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



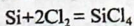
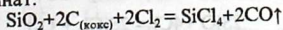
Кремнийдин тетрафториди түссүз газ, термикалык жактан туруктуу. Сууда гидролизденет, щелочтуу жана щелочтуу жер металлдары менен аракеттенет.



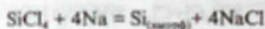
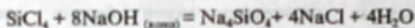
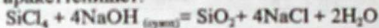
Металлдардын фториддери менен комплекстик бирикмени пайда кылат.



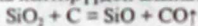
Кремнийдин тетрахлориди  $(\text{SiCl}_4)$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



Кремнийдин тетрахлориди төмөнкү температурада эрүүчү, оңой кайноочу, учма, термикалык жактан туруктуу келген суюктук. Суу менен толук гидролизденет. Щелочтордо ажырайт, суутек, тиштүү металлдар, металлдардын жана металл эместердин кычкылдары, аммиак менен аракеттенишет.



Кремнийдин кычкылтек менен болгон бирикмелери – SiO жана SiO<sub>2</sub>. Кремнийдин (II) кычкылы жаратылышта кездешпейт. Кремнийдин (II) кычкылы, кремнийдин (IV) кычкылын 1350° – 1500°Сда көмүртек, кремний менен калыбына келтирүүдөн алынат.



Кремнийдин (II) кычкылынын бууларын тездик менен муздатканда карамтыл саргыч түстөгү SiO күкүмү алынат. Эгерде жай муздатылса диспропорцияланат.



Кремнийдин (II) кычкылы катуу, электр тогун өткөбөйт, абада акырыңдык менен кычкылданат, щелочтордун суудагы эритмесинде эрийт.



Күкүрттүн, көмүртектин (IV) кычкылдары, хлор жана плавик кислотасы менен аракеттенишет.



Кремнийдин (IV) кычкылынын төмөнкүдөй кристаллдык модификациялары бар: кварц, тридимит, кристобалит, сишовит жана коусит. Була сымал модификациясы халцедон, кварцин.

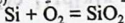
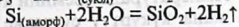
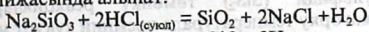
$\alpha$ -модификациясындагы кварцтын кристаллдык түзүлүшү триганалдык, ал эми  $\beta$ -модификациясы гексоганалдык,  $\alpha$ -модификациясындагы тридимиттин кристаллдык түзүлүшү ромбикалык,  $\beta$  – модификациясы гексоганалдык,  $\alpha$ -модификациясындагы кристобалиттин кристаллдык түзүлүшү тетраганалдык  $\beta$  – модификациясы кубдук. Жогоруда аталган модификациялардын ичинен  $\alpha$ -модификациясы комнаталык температурада, ал эми  $\beta$  – модификациясы жогорку температурада туруктуу.

Кремнийдин кычкылтектүү бирикмелеринин тетраганалдык түзүлүштөрүндө кремнийдин ар бир атому төрт атом кычкылтек менен байланышкан.

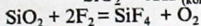
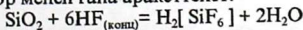


Ал эми кубдук түзүлүштөгү  $\beta$  – кристобалит (14 – сүрөт),  $\beta$  – тридимиттин, гексоганалдык түзүлүштөгүсү (15-сүрөт) көрсөтүлгөн.

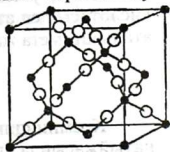
Кремнийдин (IV) кычкылын модификацияларынын ичинен сишовитте кремнийдин ар бир атому кычкылтектин төрт атому менен байланышпастан алты атом кычкылтек менен байланышат. Кремнийдин (IV) кычкылынын модификацияларынын химиялык активдүүлүгү кварцтан кристобалитке карай жогорулайт. Кремнийдин (IV) кычкылы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Кремнийдин (IV) кычкылы минералдык кислоталардан плавик кислотасы менен, галогендерден фтор менен гана аракеттенет:



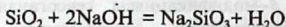
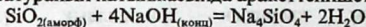
Кремнийдин (IV) кычкылы фтордуу суутек жана фтор менен реакцияга киришин себеби, реакцияларда энтропиянын мааниси



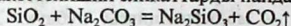
14- сүрөт.  $\beta$ -кристобалиттин кубдук модификациясынын кристаллдык структурасы.

жогорулайт натыйжада Гиббистин эркин энергиясын мааниси төмөндөйт.

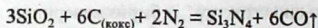
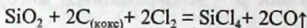
Кремнийдин (IV) кычкылы сууда эрибейт, щелочтордун суудагы эритмеси менен температуранын натыйжасында аракеттенишет:



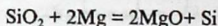
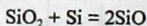
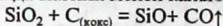
Натрийдин жана калийдин карбонатынын балкыган эритмеси менен аракеттенишип силикаттарды пайда кылат:



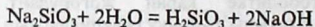
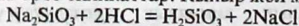
Жогорку температурада көмүртектин катышуусунда хлор, азот менен аракеттенишет:



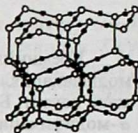
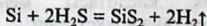
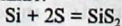
Жогорку температурада вакуумда кремний, көмүртек менен ал эми аргондун атмосферасында магний менен калыбына келет.



Кремний кислотасы эритмеден чөкмө түрүндө бөлүнүп алынат же эритмеде коллоиддик абалда болот. Кремний кислотасын курамы  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$  формулага жооп берет. Эгерде  $x, y$  дин маанилери 1ге барабар болсо, анда мындай кислота – метакремний ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) кислотасы,  $y$  тин мааниси 2 барабар болсо ( $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ) орто кремний кислотасы деп аталат. Бардык кремний кислоталары начар, туздарын аталышы мета жана орто силикаттар. Кыйыр жол менен алынышат.

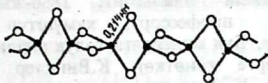


Кремнийдин дисульфиди ( $\text{SiS}_2$ ) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат: жогорку температурада кремний күкүрт менен түздөн – түз аракеттенүүсүнөн жана күкүртүү суутекке кремнийди  $1300^\circ\text{C}$  да таасир этүүдөн алышат.



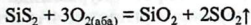
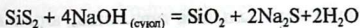
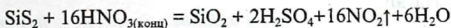
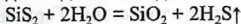
15-сүрөт.  $\beta$ -тридимиттин кристаллдык структурасы

Кремнийдин дисульфиди ийне сымал ак түстөгү, гигроскопдук кристалл. Кремнийдин атому  $SP^3$  гибриридешүү абалында болот.



16- сүрөт. Кремнийдин дисульфидинин кристаллдык структурасы

Кремнийдин дисульфиди сууда толук гидролизденент, кислоталар, щелочтор, аммиактын гидро-кычкылы менен аракеттенишет. Жогорку температурада абада кычкылданат.



#### 5.3.4. Кремнийдин колдонулушу

Кремний жарым өткөргүч катары электротехникада, диоддорду, транзисторлорду, тиристорлорду, фотоэлементтерди жасоодо кеңири колдонулат. Кремнийдин (IV) кычкылы айнек, цемент алууда пайдаланылат. Силикогель адсорбент катары, суюк айнек силикаттык сырларды глазуурларды алууда жумшалат. Кремнийдин нитрити отко чыдамдуу материалдарды алууда, карбиди жарым өткөргүч диоддорду жасоодо колдонулат.

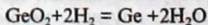
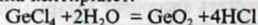
## 5.4. Германий (Germanium)

5.4.1. Тарыхый маалымат. 1886-жылы Фрейберг тоо академиясынын профессору, күмүштүн жаңы минералын аргиродитти ачкан. Бул минералга толук анализ жасоо үчүн, ал аны Клеменсу Винклерге жөнөткөн. К.Винклер академиянын мыкты аналитиги болгон. К. Винклер минералдын курамынын 74,72%тин күмүш, 17,13%тин күкүрт, 0,31%тин сымап, 0,66%тин темирдин кычкылы, 0,22%тин цинктин кычкылы, ал эми 7%-ти башка белгисиз бир элемент түзөрүн далилдеген. Белгисиз элементти К.Винклер минералдын курамынан бөлүп алып, анын касиеттерин окуп үйрөнүп, жаңы элемент экенин айткан.

К.Винклер бул элементтин атын Германий деп, өз мекенинин урматына атаган.

### 5.4.2. Германийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Германий жер кыртышында таралышы боюнча чачыранды элементтердин катарына кирет. Курамында германий кармаган төмөнкүдөй минералдар бар: Аргиродит  $4Ag_2S \cdot GeS_2$ , германий  $3Cu_2S \cdot FeS \cdot 2GeS_2$ . Германийди өнөр жайда алууда курамында германийдин кычкылы бар сырьёго концентрацияланган туз кислотасын таасир эткенде германийдин хлориди пайда болот. Германийдин (IV) хлориди оңой кайноочу суюктук. Германийдин (IV) хлориди ректификациялык тазалоодон кийин, суу менен аракеттенип германийдин (IV) кычкылы алынат. Алынган кычкыл  $600-650^\circ C$  да суутек менен калыбына келтирилет.

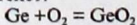


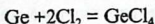
### 5.4.3. Германийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Германий бозумтул күмүш түстө жана металлдык жалтырактыкка ээ. Кадимки шартта германийдин кристаллынын түзүлүшү алмаздын кристаллынын түзүлүшүнө окшош. Жарым өткөргүчтүк касиетке ээ. Эрүү температурасы  $237^\circ C$ , кайноо температурасы  $2850^\circ C$ .

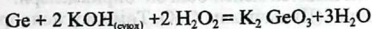
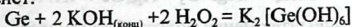
Германий кадимки шартта суу, суюлтулган кислоталар, щелочтор, аммиактын гидраты менен аракеттенбейт. Германий металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутектен кийин жайгашкан.

Германий жогорку температурада кычкылтек, галогендер, халькогендер менен аракеттенет.

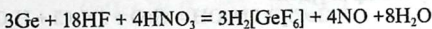
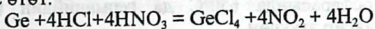




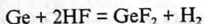
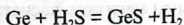
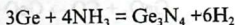
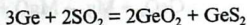
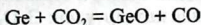
Германий щелочтор менен кычкылдандыргычтын катышуусунда ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) аракеттенет.



Германий падыша арагында жана  $\text{HF} + \text{HNO}_3$  аралашмасында оңой эритмеге өтөт.

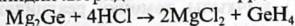


Германий жогорку температурада кислоталык оксиддер, аммиак, газ абалындагы фтордуу суутек, күкүрттүү суутек менен аракеттенет.

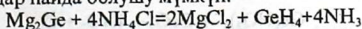


Германийдин суутек менен болгон бирикмелери  $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$  формулага жооп берет  $n = 1$  болгон бирикмеси түссүз газ, ал эми  $n = 2-5$  болгон бирикмелеринен  $\text{GeH}_4$ - түссүз газ, кайноо температурасы –  $88,5^\circ\text{C}$ , эрүү температурасы –  $165,8^\circ\text{C}$ . Германий суутек менен түздөн түз аракеттенбейт, ошондуктан суутек менен болгон бирикмелери кыйыр жол менен алынат.

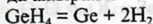
1. Германиддерге суюлтулган кислоталарды, суюк аммиактын чөйрөсүндө аммонийдин хлоридин таасип этүүдөн алынат.



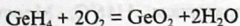
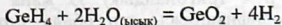
Бул реакцияда германдан ( $\text{GeH}_4$ ) башка ди, три ( $\text{Ge}_2\text{H}_6$ ,  $\text{Ge}_3\text{H}_8$ ) жана татаал германдар пайда болушу мүмкүн.

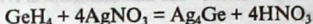
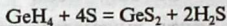


Герман ( $\text{GeH}_4$ )  $220 - 350^\circ\text{C}$  да ажырайт.



Суу, кычкылтек, күкүрт жана металлдардын туздары менен аракеттенишет:

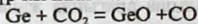




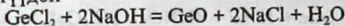
Германийдин кычкылтек менен болгон бирикмелери.

Германийдин (II) кычкылы  $\text{GeO}$ . Төмөнкү жолдор менен алынат.

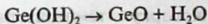
1. 700-900°C да германийге көмүр кычкыл газын таасир этүүдөн:



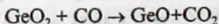
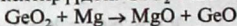
2. Азоттун атмосферасында 650°C да германийдин (II) хлоридине щелочторду таасир этүүдөн



3. Германийдин (II) гидрокычкылын азоттун атмосферасында термикалык ажыратуудан



4. Германийдин (IV) кычкылын жогорку температурада, азоттун атмосферасында металлдык магний, германий жана көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келтирүүдөн:  $\text{GeO}_2 + \text{Ge} \rightarrow 2\text{GeO}$

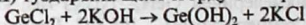


Германийдин (II) кычкылы негиздик касиетке ээ. 500°C да  $\text{GeO}_2$  жана  $\text{Ge}$  ге ажырайт.

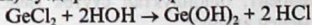


Германийдин (II) гидрокычкылы  $\text{Ge}(\text{OH})_2$  төмөнкү жолдор менен алынат:

1. Германийдин (II) туздарына щелочторду таасир этүүдөн

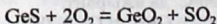
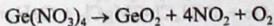
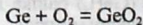


2. Германийдин (II) туздарынын гидролизденишинен:



Германийдин (II) гидрокычкылы кызыл-сары түстө, амфотердик касиетке ээ.

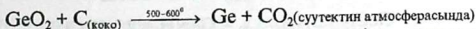
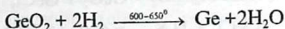
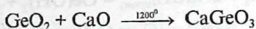
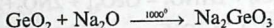
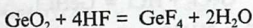
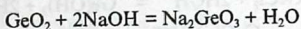
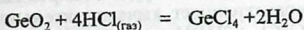
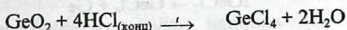
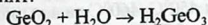
Германийдин (IV) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Германийдин (IV) кычкылы эки кристаллдык модификацияга ( $\alpha$ -тетрагоналдык,  $\beta$  - тригоналдык) ээ жана аморфтук формада белгилүү. Эки модификациясы тең абада туруктуу, сууда начар ээрийт, эрүү температурасы 1116°C, Моостун шкаласы боюнча каттуулугу 5ке барабар. Амфотердик касиетке ээ. Кислоталарда

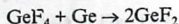


кыйындык менен эрийт, ал эми щелочтордун концентрацияланган эритмелеринде оной эрийт.

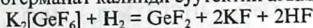


Германийдин (II) фториди  $\text{GeF}_2$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

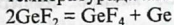
1. Германийдин тетра фторидинин буусун германийге таасир этүүдөн



2. Гексафторогерманат калийди суутектин агымында ысытканда

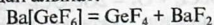


Германийдин (II) фториди ак түстөгү гигроскопдук кристалл, сууда эрийт,  $300^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт.

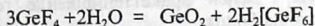


Германийдин (IV) фториди  $\text{GeF}_4$  төмөнкү реакциянын жардамында алынат.

$700-750^\circ\text{C}$  да гексафторогерманат барийди кварц түтүгүндө термикалык ажыратуудан алынат.



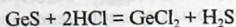
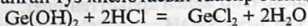
Германийдин тетра фториди абада түтөөчү түссүз газ, сууда гидролизденет.



Германийдин (II) хлориди  $\text{GeCl}_2$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

1. Германийдин (IV) хлоридинин буусун  $350^\circ\text{C}$  да металлдык германийдин күкүмү аркылуу өткөргөндө  $\text{GeCl}_2$  пайда болот.

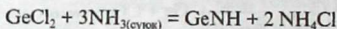
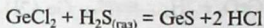
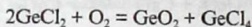
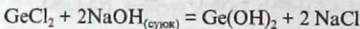
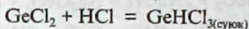
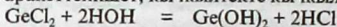
2. Германийдин (II) гидрокычкылына же сульфидине концентрацияланган туз кислотасын таасир эткенде:



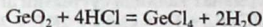
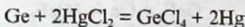
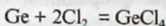
Германийдин (II) хлориди төмөнкү температурада туссуз, ысытуудан сары түстөгү полимерге өтөт  $(\text{GeCl}_2)_n$  эрүү температурасы  $74,6^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $450^\circ\text{C}$ ,  $460^\circ\text{C}$  да ажырайт.



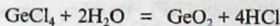
Германийдин (II) хлориди сууда гидролизденет, кислоталар, щелочтор менен аракеттенишет, кычкылтекте кычкылданат.



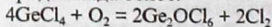
Германийдин (IV) хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



Германийдин (IV) хлориди түссүз суюктук, абада түтөйт. Эрүү температурасы  $-49,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $+83,1^\circ\text{C}$ . Сууда гидролизденет.

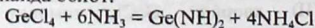


Германийдин (IV) хлоридин ысытып ага кычкылтекти таасир эткенде германийдин оксихлориди пайда болот.

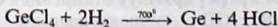
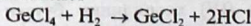


Бул реакцияда катализатор катары кварц же талаа шпаты колдонулат.

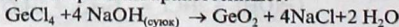
Суюк аммиак менен аракеттенишкенде германийдин төрт валенттүү имици пайда болот.



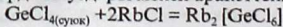
Суутек менен калыбына келет



Суюлтулган щелочтор менен аракеттенишет.

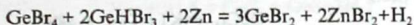
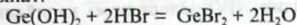


Щелочтуу металлдардын туздары менен аракеттенишет.





Германийдин (II) бромиди  $\text{GeBr}_2$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



Германийдин (II) бромиди түссүз, ийне сыяктуу кристалл, эрүү температурасы  $122^\circ\text{C}$ . Бууда гидролизденет, бензолдо кыйындык менен эрийт.

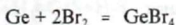


ысытканда ажырайт:

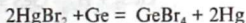


Германийдин (IV) бромиди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

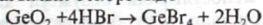
1. Металлдык германийдин күкүмү аркылуу бромдун буусун өткөргөндө



2. Сымаптын (II) бромиди менен металлдык германийди ысытканда



3. Германийдин (IV) кычкылынын суспензиясы аркылуу газ абалындагы  $\text{HBr}$  агымын өткөргөндө

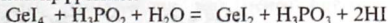


Германийдин (IV) бромиди октаэдрдик түзүлүштөгү түссүз кристалл, эрүү температурасы  $26,1^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $186,5^\circ\text{C}$ . Сууда гидролизденет.



Германийдин (II) иодиди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

1. Германийдин (IV) иодидин гипофосфор кислотасы менен калыбына келтирүү менен



2. Германийдин тетраиодидин термикалык ажыратуудан

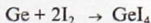


Германийдин (II) иодиди катмарлуу иондук түзүлүшкө ээ.  $210^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт

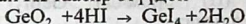


Германийдин тетраиодиди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

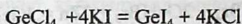
1. Ысытылган металлдык германийдин күкүмү аркылуу иоддун буусун өткөргөндө



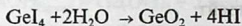
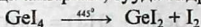
2. Германийдин (IV) кычкылына ашыкча сандагы концентрацияланган HI таасир этүүдөн



3. Германийдин (IV) хлоридине калийдин иодидин таасир этүүдөн



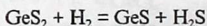
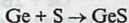
Германийдин тетраиодиди токсары түстөгү октаэдрикалык түзүлүштөгү кристалл, эрүү температурасы  $144^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $375^\circ\text{C}$ ,  $445^\circ\text{C}$  да ажырайт, сууда гидролизденет.



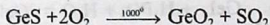
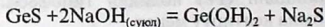
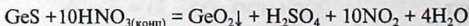
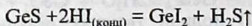
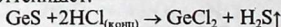
Германийдин тетраиодиди абада акырындык менен ажырайт.



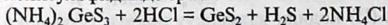
Германийдин (II) сульфиди GeS төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



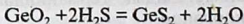
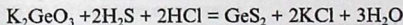
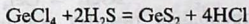
Германийдин моносульфиди бозумтул кара түстөгү ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, эрүү температурасы  $665^\circ\text{C}$ . Абада туруктуу, эригенде ажырабайт, сууда эрибейт. Кислоталар, щелочтор, кычкылтек менен аракеттенишет.



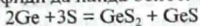
Аммонийдин полисульфидинде эрийт.



Германийдин (IV) сульфиди GeS<sub>2</sub> төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



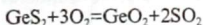
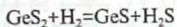
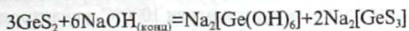
Күкүрттүү суутектин атмосферасында металлдык германий күкүрт менен аракеттенишип, германийдин дисульфиди алынат бирок аралашма катары моносульфиди да пайда болот.



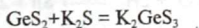
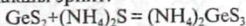
Германийдин дисульфиди ак кристаллдык түзүлүштөгү күкүм (порошок), эрүү температурасы  $825^\circ\text{C}$ , сууда акырындык менен гидролизденет.



Германийдин дисульфиди кислоталар, щелочтор менен аракеттенишет, кычкылтек менен кычкылданат, суутек менен калыбына келет.



Германийдин дисульфиди аммонийдин жана щелочтуу металлдардын сульфиддеринде жакшы эрийт.



#### 5.4.4. Германийдин колдонулушу

Металлдык германий жарым өткөргүч катары электротехникада кеңири колдонулат. Германийдин дикычкылы ( $\text{GeO}_2$ ) атайын оптикалык айнектерди алууда колдонулат.

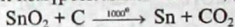
Германийдин металлдар менен болгон куймалары өзгөчө мааниге ээ. Мисалы, германийдин жез менен болгон куймасы коррозияга өтө туруктуу келип, падыша арагында гана эрийт. Германийдин дюралюминийге кошкондо анын бышыктыгы жогорулайт.

## 5.5. Калай (Stannum)

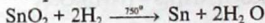
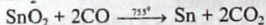
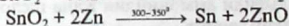
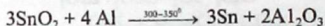
**5.5.1. Тарыхый маалымат.** Калай адам баласы тааныган алгачкы элементтердин бири, б. э. ч. 6000 жыл мурун адам баласы калайды эритип анын куймасынан бронзаны алган. Бронза калай менен жездин куймасы. Бронза персид тилинен которгондо «бронтпсион» куйма дегенди түшүндүрөт. Бронзадан эмгек жана согуш куралдарын жасашкан. Ошондуктан калай ким тарабынан жана качан алынганы белгисиз.

### 5.5.2. Калайдын жаратылышта таралышы, алынышы

Калай жер кыртышында таралышы боюнча сейрек элемент. Жаратылышта калай негизинен бирикме түрүндө кездешет. Негизги минералы болуп касситерит  $\text{SnO}_2$ , станнин  $\text{SnS}_2 \cdot \text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}$ . ж.б. саналат. Калайды негизинен өнөр жайда төмөнкү жол менен алышат. Касситерит минералын көмүртек менен  $1000^\circ\text{C}$  да кактоодо.



Мындай башка төмөнкү жолдор менен да алынат.

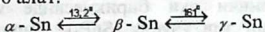


### 5.5.3. Калайдын физикалык жана химиялык касиеттери

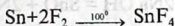
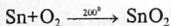
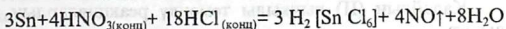
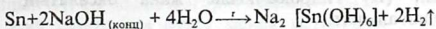
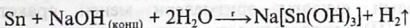
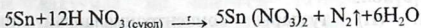
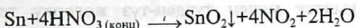
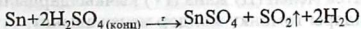
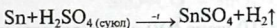
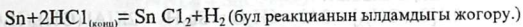
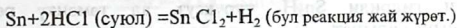
Калай күмүш сымал ак түстөгү жумшак металл, эрүү температурасы  $231,96^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $2620^\circ\text{C}$ . Калайдын үч аллотропиялык модификациясы бар:  $\beta$  модификациясы (ак калай) парамагниттик касиетке ээ  $13,2 - 161^\circ\text{C}$  аралыгында туруктуу структурасынын түзүлүшү тетрагоналдык.  $\alpha$  модификациясы (боз калай) диамагниттик касиетке ээ.  $13,2^\circ\text{C}$ дан төмөнкү температурада туруктуу металлдык жалтырактыкка ээ эмес боз түстөгү күкүм. Калайдын  $\gamma$ -модификациясы  $161^\circ - 231,84^\circ\text{C}$  аралыгында туруктуу, ак түстөгү ромбикалык кристаллдык түзүлүшкө ээ.

Калайдын  $\beta$ -модификациясы  $\alpha$  модификациясына өткөндө түсү, тыгыздыгы, көлөмү, катуулугу жана механикалык бышыктыгы өзгөрөт. Калайдын  $\beta$  модификациясын тыгыздыгы  $7,29 \text{ г/см}^3$  болсо,  $\alpha$  модификациясынын тыгыздыгы  $5,846 \text{ г/см}^3$ ,  $\gamma$  - модификациясынын тыгыздыгы  $6,56 \text{ г/см}^3$  барабар.  $\beta$ -модификациясы  $\alpha$  - модификацияга өткөндө салыштырмалуу көлөмү 25%ке жогорулайт, координациялык сандын мааниси төмөндөйт.

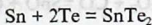
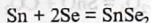
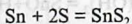
Калайдын аллотропиялык модификациялары төмөндөгүдөй тен салмактуу абалда боло алат.



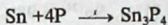
Калайдын жаратылыштагы негизги изотоптору.  $\text{Sn}^{112}$  (0,95%),  $\text{Sn}^{114}$  (0,65%),  $\text{Sn}^{115}$  (0,34%),  $\text{Sn}^{116}$  (14,24%),  $\text{Sn}^{117}$  (7,57%),  $\text{Sn}^{118}$  (24,01%),  $\text{Sn}^{119}$  (8,58%),  $\text{Sn}^{120}$  (32,97%),  $\text{Sn}^{122}$  (4,71%),  $\text{Sn}^{124}$  (5,98%). Бул изотоптордон башка жасалма жол менен 10дон ашык изотоптору алынган.  $\text{Sn}^{113}$  (T 1/2 = 118 күн),  $\text{Sn}^{119}$  (T 1/2 = 175 күн) жана  $\text{Sn}^{123}$  (T 1/2 = 136 күн). Калай комнаталык температурада нымдуу абада акырындык менен кычкылданат, ал эми кургак абада кычкылдануусу 150°C дан жогору температурада байкалат. Металлдардын электрохимиялык чыналуу катарында суутекке чейин орун алган. Калай суу жана аммиактын гидрокычкылы менен аракеттенбейт. Минералдык кислоталар, щелочтор менен аракеттенет, амфотердик касиетке ээ. Галогендер, кычкылтек жана халькогендер менен кычкылданат. Кислоталардын, щелочтордун канцентрациясына жана температурага жараша реакциясынын ылдамдыгы түрдүүчө жүрөт.



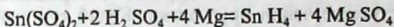
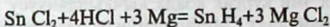
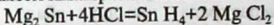
Калай жогорку температурада күкүрт, селен, теллур менен аракеттенет.



Калай фосфор менен түрдүү курамдагы бирикмени пайда кылат  $\text{Sn}_4\text{P}_3$ ,  $\text{Sn}_3\text{P}_4$ ,  $\text{SnP}_3$ , биринчи эки бирикмесинде металлдык байланыш үстөмдүк кылса, ал эми үчүнчү ( $\text{SnP}_3$ ) бирикмесинде коваленттик байланыш, үстөмдүк кылат ошондуктан жарым өткөргүчтүк касиетке ээ.

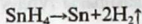


Калай суутек менен түздөн түз аракеттенбейт, ошондуктан суутек менен болгон бирикмеси кыйыр жол менен алынат.

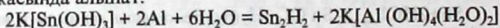


Калайдын гидриди (станнан)  $\text{SnH}_4$  өтө уулуу, түссүз газ, эрүү температурасы  $-150^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-52^\circ\text{C}$ .

Станнан кадимки шартта жай ажырайт, ал эми  $150^\circ\text{C}$  да көз ирмемде ажырайт.



Калайдын гидриди  $\text{Sn}_2\text{H}_2$  туруксуз, ал төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат.



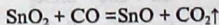
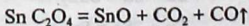
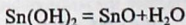
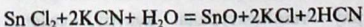
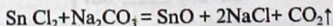
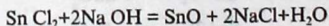
Калайдын кычкылтек менен (II) жана (IV) кычкылдарды пайда кылат. Калайдын кычкылдары төмөнкү жолдор менен алынат.

1. Калайдын кычкылтек менен туздөн-түз жогорку температурада аракеттенүүсүнөн.

2. Калайдын (II) туздары концентрацияланган щелочтордун, карбонаттардын суудагы эритмелери менен аракеттенүүсүнөн.

3. Калайдын (II) гидрокычкылы жана оксалатын термиклык ажыратуудан алынат.

Калайдын (II) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат

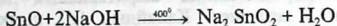
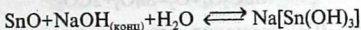
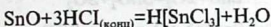
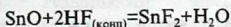


Калайдын (II) кычкылы кадимки температурада абада туруктуу келген бозумтул кара түстөгү аморфтук күкүм, жарыктын таасиринде

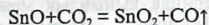
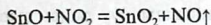
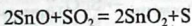
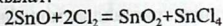


кара түскө өтөт, кара түстөгү калайдын (II) кычкылы тетраэдрдик же кубдук түзүлүштөгү кристалл.

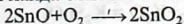
Калайдын (II) кычкылы сууда жана щелочтордун суудагы суюлтулган эритмелери менен аракеттенбейт. Амфотердик касиетке ээ, кислоталар жана концентрацияланган щелочтордун суудагы эритмеси менен аракеттенишет да тиешелүү туздарды пайда кылат.



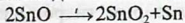
Калайдын (II) кычкылы хлор, күкүрттүн (IV), азоттун (IV), көмүртектин (IV) кычкылдары менен кычкылданып, калайдын (IV) бирикмелерин пайда кылат.



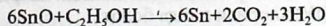
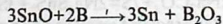
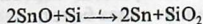
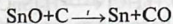
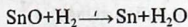
Абада  $550^\circ\text{C}$  да ысытканда абадагы кычкылтек менен кычкылданып, калайдын (IV) кычкылы пайда болот.



Эгерде вакуумда же инерттүү газдын атмосферасында ысытканда  $\text{SnO}_2$  жана металлдык калайга ажырайт.

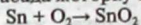


Калайдын (II) кычкылы жогорку температурада суутек, кремний, бор жана этил спиртинин буусу менен металлдык калайга чейин калыбына келет.

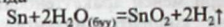


Калайдын (II) кычкылы  $\text{SnO}_2$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

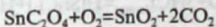
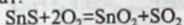
1) Металлдык калайды абада жогорку температурада ысытканда.



2) Суу буусунун агымында

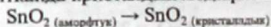


Лабораториялык шартта калайдын (II) сульфидин же оксалатын абада ысыткандан алынат.

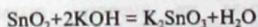
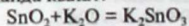


Калайдын (II) кычкылы жаратылышта минерал түрүндө (касситерит  $\text{SnO}_2$ ) кездешет. Калайдын (II) кычкылы ак түстөгү аморфтук күкүм же ак түстөгү кристаллдык торчосу рутиланыкына окшош. Тыгыздыгы  $6,95 \text{ г/см}^3$ , катуулугу Моостун шкаласы боюнча 7ге барабар. Эрүү температурасы  $1630^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $2500^\circ\text{C}$ .

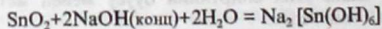
Аморфтук  $\text{SnO}_2$  ысытканда кристалдык модификацияга өтөт.



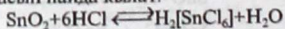
Калайдын (IV) кычкылы суу жана суюлтулган щелочтордун, кислоталардын эртмелеринде кыйындык менен эрийт, амфотердик касиетке ээ. Щелочтуу металлдардын кычкылдары гидрокычкылдарын балкытмалары менен аракеттенип суусуз метастанаттарды пайда кылат.



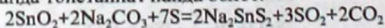
Ал эми щелочтуу металлдарын гидрокычкылдары концентрацияланган эритмеси менен аракеттенгенде гексагидроксостаннаттар пайда болот.



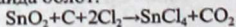
Аморфтук  $\text{SnO}_2$  концентрацияланган туз кислотасында эрип, гексахлоркалай кислотасын пайда кылат.



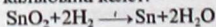
Калайдын (IV) кычкылы натрийдин карбонатын жана күкүрттү кошуп ысытканда тоистаннат пайда болот.

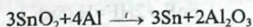
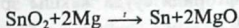
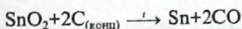


$\text{SnO}_2$  көмүртектин аралашмасын ысытып хлордул агымын өткөргөндө калайдын (IV) хлориди пайда болот.



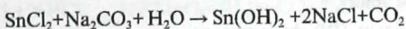
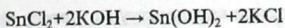
Жогорку температурада  $\text{SnO}_2$  суутек, көмүртек, магний, алюминий ж. б. менен калыбына келет.



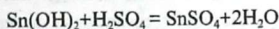
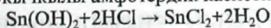


Калайдын (II) гидрокычкылы төмөнкү реакциялардын нажыйжасында алынат.

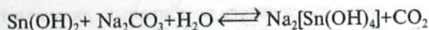
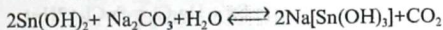
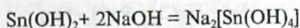
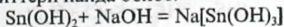
Калайдын (II) туздарынын эритмелерин щелочтордун, карбонаттардын суудагы эритмелерин таасир эткенде гель сыяктуу ак чөкмө түшөт.



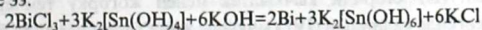
Калайдын (II) гидрокычкылы амфотердик касиетке ээ.



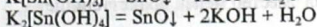
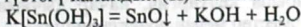
Щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарын жана карбонаттарын, калайдын (II) гидрокычкылына таасир эткенде үч же төрт гидроксостанниттери пайда болот.



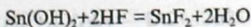
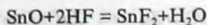
Гидроксостанниттер абада туруксуз, ашыкча сандагы щелочтун эритмесинде стабилдүүлүгү жогорулайт. Висмут, сурьма жана коргошундун туздарына салыштырганда күчтүү калыбына келтиргич касиетке ээ.



үч жана төрт гидроксостанниттерди эритмелерин ысытканда же узакка сактаганда кара түстөгү калайдын (II) кычкылы чөкмөгө түшөт.

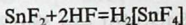


Калайдын (II) жана (IV) фториддери. Калайдын (II) кычкылына же гидрокычкылына плавик кислотасын таасир эткенде калайдын (II) фториди алынат.

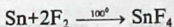


Бул реакциялар кычкылтеги жок чөйрөдө жүрөт. Эгерде реакцияга кычкылтек катышса, анда калайдын (II) фториди  $\text{SnOF}_2$  айланат.

Калайдын (II) фториди сууда жакшы эрийт плавик кислотасы менен аракеттенишет.

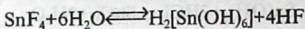


Калайдын (IV) фториди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

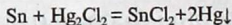
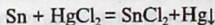
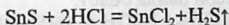
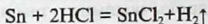


Калайдын (IV) фториди кар сыяктуу ак түстөгү өтө гигроскоптук зат, сууда жакшы эрийт.

Калайдын (IV) фторидинин суудагы эритмесин кайнатканда гидролизденет.



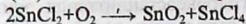
Калайдын (II) хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.



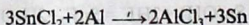
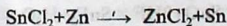
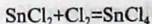
Кристаллы түссүз түзүлүштөгү ромбикалык, диамагниттик касиетке ээ болгон зат, эрүү температурасы  $246,8^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $623^\circ\text{C}$ . Сууда, спиртте, эфирде ж. б. оңой эрийт.

Абада туруктуу, бирок акырындык менен кычкылданып, сары түстөгү оксохлоридди  $\text{SnOCl}_2$  пайда кылат.

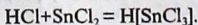
Калайдын (II) хлориди кычкылтек менен жогорку температурада аракеттенгенде калайдын (IV) кычкылы жана хлориди пайда болот.

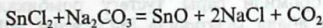
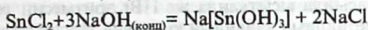
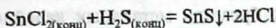
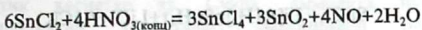
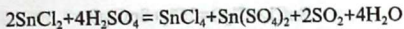


Күчтүү калыбына келтиргич, начар кычкылдандыргыч, металлдар жана металл эместер менен аракеттенишет.

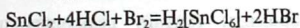
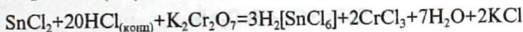
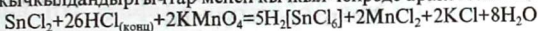


Кислоталар, негиздер, туздар менен аракеттенишет.

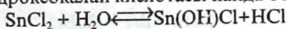




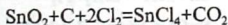
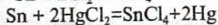
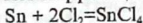
Күчтүү кычкылдандыргычтар менен кычкыл чөйрөдө аракеттенишет.



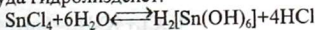
Калайдын (II) хлориди гидролизге учураганда калайдын негиздик хлориди же гексагидрохлорид кислотасы пайда болот.



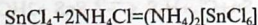
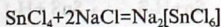
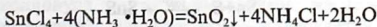
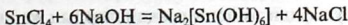
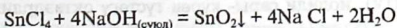
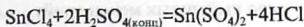
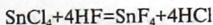
Калайдын (IV) хлориди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат

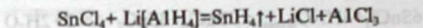
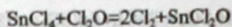


Калайдын (IV) хлориди диамагниттик касиетке ээ болгон түссүз суюктук, абада түтөйт тонуу температурасы  $-33^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $114^\circ\text{C}$ , сууда гидролизденет.

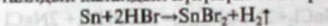


Кислоталар, негиздер, туздар жана кычкылдар менен аракеттенишет.

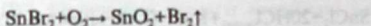
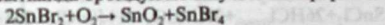




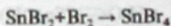
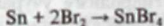
Калайдын (II) бромиди металлдык калайдын газ абалындагы HBr атмосферасында ысытканда же HBr эритмесин температуранын жардамында металлдык калайдын күкүмүнө таасир этүүдөн алынат:



Калайдын (II) бромиди сары түстөгү ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, кургак абада ысытканда  $\text{SnO}_2$  жана  $\text{SnBr}_4$  пайда болот, бирок өтө катуу ысытканда бромдун молекуласы бөлүнүп чыгат.

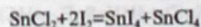
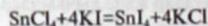
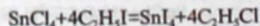
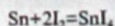
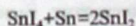
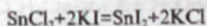


Калайдын (IV) бромиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



$\text{SnBr}_4$  түссүз кристалл абада түтөйт.

Калайдын (II) жана (IV) иодиди. Калайдын иодиддери төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



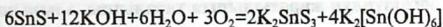
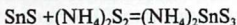
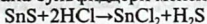
Калайдын (II) иодиди кызыл-кызыл сары түстөгү зат, сууда, бензолдо, хлороформдо кыйындык менен эрийт.

Калайдын (IV) иодиди сары-күрөң түстөгү октаэдрдик түзүлүштөгү зат.

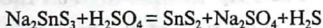
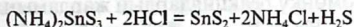
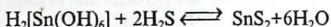
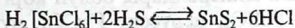
Калайдын (II) сульфиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



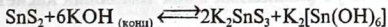
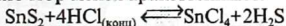
SnS жалтыраган күрөң түстөгү ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, диамагнеттик касиетке ээ. Сууда, аммиакта начар эрийт. Коцентрацияланган кислоталар аммонийдин полисульфиди, кычкылтектин катышуусунда щелочтуу металлдардын гидрокычкылдары жана сульфиддери менен аракеттенишет:



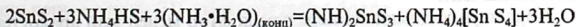
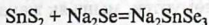
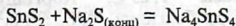
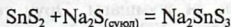
Калайдын (IV) сульфидди, төмөндөгү реакциялардын жардамында алынат.



Калайдын (IV) сульфиди алтын түстүү жалтарагыкка ээ болгон гексагоналдык түзүлүштөгү кристалл. Абада туруктуу, сууда жана суялтулган кислоталарда эрибейт, концентрацияланган туз кислотасы жана щелочтор менен аракеттенишет.



Щелочтуу металлдардын сульфиддери, селениддери жана аммонийдин гидросульфиди менен аракеттенишет.



#### 5.5.4. Калайдын колдонулушу

Калай жумшак, эрүү температурасы төмөн, химиялык активдүүлүгү орто болгондуктан калай кенири максатта колдонулат. Калай басмаканада колдонула турган куймалардын жасоодо колдонулат. Латундун коррозияга туруктуулугун жогорулатуу үчүн анын курамына калай кошулат.

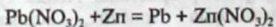
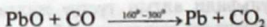
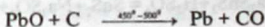
## 5.6. Коргошун (Plumbum)

**5.6.1 Тарыхый маалымат:** Коргошун жана анын бирикмелери байыркы доордон бери белгилүү. Египетте коргошунду ювелирдик буюмдарды, күзгү жасоодо колдонушкан. Ал эми Римде коргошундан суу түтүктөрүн жасашкан. Орто кылымда коргошундун куймалары кеңири колдонулган.

### 5.6.2 Коргошунду жаратылышта таралышы, алынышы

Коргошун жаратылышта негизинен минерал түрүндө кездешет, негизги минералдары болуп коргошун жалтырагы  $PbS$ , англезит  $PbSO_4$ , церуссит  $PbCO_3$ , вульфенит  $PbMoO_4$  ж.б. саналат.

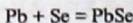
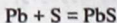
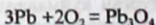
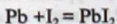
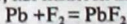
Коргошун төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



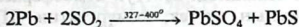
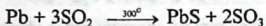
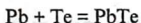
### 5.6.3. Коргошундун физикалык жана химиялык касиеттери

Коргошун көгүш бозомук түстөгү металл. Абада металлдык жалтырактыгын жоготот. Диамагниттик касиетке ээ, катуулугу Моостун шкаласы боюнча  $1,5$  тыгыздыгы  $11,34 \text{ г см}^3$  барабар. Оор металлдардын ичинен эң жумшагы. Эрүү температурасы  $327,4^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $1725^{\circ}\text{C}$ . Коргошундун жаратылышта төмөнкүдөй изотоптору белгилүү  $^{208}\text{Pb}$ ,  $^{206}\text{Pb}$ ,  $^{207}\text{Pb}$ ,  $^{204}\text{Pb}$ . Коргошун суутек, азот, фосфор, көмүртек, мышьяк жана бор менен түздөн – түз аракеттенишпейт.

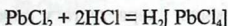
Коргошун кадимки температурада фтор менен жай аракеттенет, ал эми жогорку температурада калган галогендер, күкүрт жана анын (IV) кычкылы, селен, теллур, кычкылтек ж.б. менен аракеттенет:



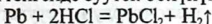




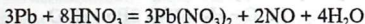
Коргошун металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алган. Концентрацияланган туз кислотасы менен аракеттенгенде коргошундун (II) хлориди пайда болот, пайда болгон хлорид туз кислотасы менен аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат.



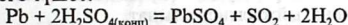
Курамында суусу жок хлордуу суутек жогорку температурада коргошун менен аракеттенгенде суутек бөлүнүп чыгат.



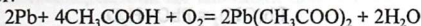
Концентрацияланган азот кислотасы металлдык коргошун менен аракеттенгенде коргошундун нитраты пайда болот. Пайда болгон нитрат кабыкчасы, коргошундун андан ары кычкылданышына тоскоол болот. Ошондуктан коргошун суюлтулган азот кислотасында оңой эрийт.



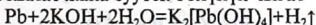
Концентрацияланган күкүрт кислотасында кайнатканда коргошундун сульфаты чөкмөгө түшөт.



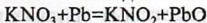
Металлдык коргошун кычкылтектин катышуусунда ысытканда, суюлтулган органикалык кислоталар менен кычкылданып (II) тузун пайда кылат.



Коргошун амфотердик касиетке ээ. Щелочтордун суудагы эритмеси менен температуранын таасиринде аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат жана суутек бөлүнүп чыгат



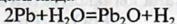
Калийдин нитраты менен балкытып эриткенде калийдин нитриди жана коргошундун (II) кычкылы пайда болот.

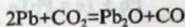


Коргошундун суутек менен болгон бирикмеси, суутектин атмосферасында эки коргошун электроддорунун ортосундагы электрдик учкундан пайда болот.  $\text{PbH}_4$  – түссүз туруксуз газ.

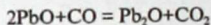
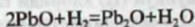
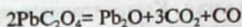
Коргошун кычкылтек менен төмөнкүдөй кычкылдарды пайда кылат:  $\text{Pb}_2\text{O}$  (I) кычкылы төмөнкү жолдор менен алынат.

1. Коргошун акырындык менен суу буусу, аба жана көмүр кычкыл газы менен кычкылданганда

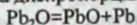




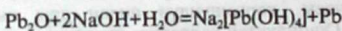
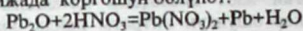
2. Коргошундун оксалатын азоттун атмосферасында ажыраткандан жана (II) кычкылын суутек, көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келтирүүдөн



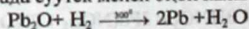
Коргошундун (I) кычкылы кара түстөгү кристаллдык же аморфтук түзүлүштө болот, ысытканда диспропорцияланат.



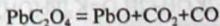
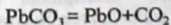
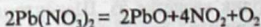
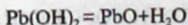
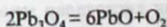
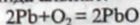
Кислоталар жана щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенет натыйжада коргошун бөлүнөт.



Жогорку температурада суутек менен оной калыбына келет

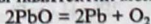


Коргошундун (II) кычкылы жаратылышта массивтүү минералы түрүндө кездешет. Коргошундун (II) кычкылы төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

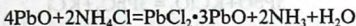
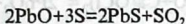
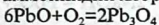


Коргошундун (II) кычкылынын  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациясы бар.  $\alpha$  модификациясынын кристаллдык түзүлүшү тетрагоналдык, ал эми  $\beta$  модификациясыныкы ромбикалык.  $\beta$  модификациясынын тыгыздыгы  $\alpha$  модификациясына караганда төмөн, ал эми сууда эригичтиги жогору. 489<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада  $\alpha$  модификациясы  $\beta$  модификациясына өтөт.

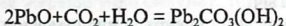
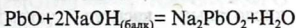
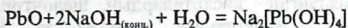
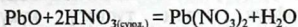
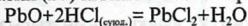
Коргошундун (II) кычкылы диамагниттик касиетке ээ абада туруктуу эрүү температурасы 886<sup>0</sup>С, кайноо температурасы 1475<sup>0</sup>С, 2075<sup>0</sup>С да коргошунга жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



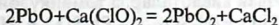
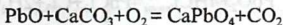
Коргошундун (II) кычкылы жогорку температурада кычкылтек, күкүрт, күкүрттүү суутек, аммонийдин хлориди менен аракеттенишет:



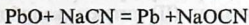
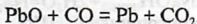
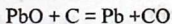
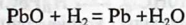
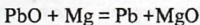
PbO амфотердик касиетке ээ, кислоталардын щелочтордун суудагы эритмеси, жана щелочтордун балкытмасы, суунун катышуусунда көмүртектин (IV) кычкылы менен аракеттенет:



Коргошундун (II) кычкылы жогорку температурада кычкылтектин катышуусунда кальцийдин карбонаты, ал эми суялтулган натрийдин гидроксиди менен чөйрөсүндө кальцийдин гипохлориди менен аракеттенет.

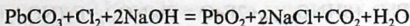
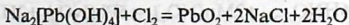
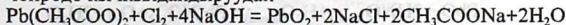


Жогорку температурада активдүү металлдар, суутек, көмүртек жана анын (II) кычкылы, натрий же калийдин цианиди менен калыбына келет.

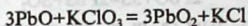
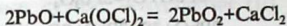
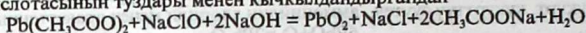


Коргошундун (IV) кычкылы төмөнкү жолдор менен алынат.

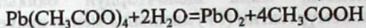
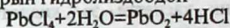
1) Коргошундун (II) туздарын хлор, бром, фтор менен щелочтук чөйрөдө кычкылдандыруудан



2) Когошундун (II) тузун, кычкылын, хлордун кычкылтектүү кислотасынын туздары менен кычкылдандыргандан

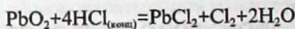
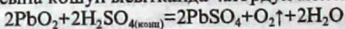


3) Коргошундун туздарын гидролиздөөдөн

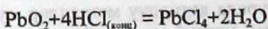
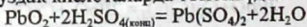


Коргошундун (IV) кычкылынын тыгыздыгы  $9,36\text{г/см}^3$  ка барабар болгон, аморфтук күрөң түстөгү күкүм, сууда эрибейт, концентрацияланган кислоталардын, щелочтордун эритмелеринде жакшы эрийт, амфотердик касиетке ээ. Коргошундун (IV) кычкылында кислоталык касиети үстөмдүк кылат, күчтүү кычкылдандыргыч.

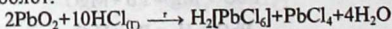
Концентрацияланган күкүрт кислотасына коргошундун (IV) кычкылын кошуп ысытканда кычкылтектин молекуласы бөлүнсө, ал эми туз кислотасына кошуп ысытканда хлордун молекуласы бөлүнөт.



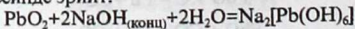
Бул реакциялар муздак кислоталарда төмөнкүдөй жүрөт



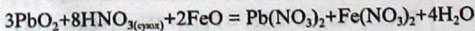
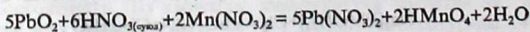
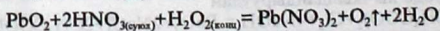
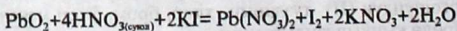
$0^\circ$  да газ абалындагы HCl менен аракеттенгенде комплекстик бирикме пайда болот.



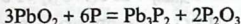
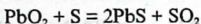
Коргошундун (IV) кычкылы концентрацияланган щелочтордун суудагы эритмесинде эрийт.



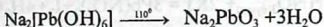
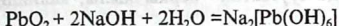
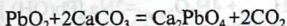
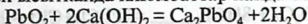
Кычкыл чөйрөдө коргошундун (IV) кычкылы суутектин перкычкылы, марганецтин (II) нитраты, калийдин иодиди, темирдин (II) кычкылы менен аракеттенет:



Коргошундун (IV) кычкылын, күкүрт же кызыл фосфор менен ысытканда оңой күйөт.

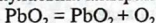


Коргошундун (IV) кычкылы негиздик кычкылдар, гидрокычкылдар, карбонаттар менен ысытканда плюмбаттар пайда болот.

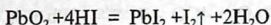


Плюмбаттар курамына жараша үчкө бөлүнөт: тетраоксо-плюмбаттар, триоксоплюмбаттар, гексагидроксоплюмбаттар.

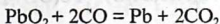
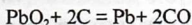
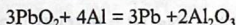
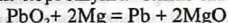
Коргошундун (IV) кычкылы  $600^\circ\text{C}$  коргошундун (II) кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



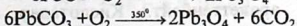
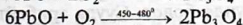
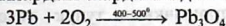
$260^\circ\text{C} - 280^\circ\text{C}$  да коргошундун (IV) кычкылы бромдуу жана иоддуу суутек менен аракеттенип коргошундун (II) бромиди жана иодиди пайда болуп, галогендин молекуласы бөлүнүп чыгат.



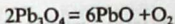
Коргошундун (IV) кычкылы жогорку температурада алюминий, магний, суутек, көмүртек жана көмүртектин (IV) кычкылы менен аракеттенип металлдык коргошунга чейин калыбына келет.



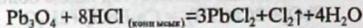
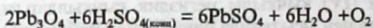
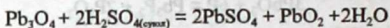
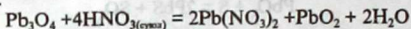
$\text{Pb}_3\text{O}_4$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



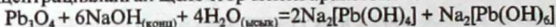
$\text{Pb}_3\text{O}_4$  кызыл – кызыл сары түстөгү күкүм «сурик» деген ат менен белгилүү, тыгыздыгы  $9,16 \text{ г/см}^3$  суу жана аммиактын гидраты менен аракеттенбейт.  $550^\circ\text{C}$  дан жогоруку температурада коргошундун (II) кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



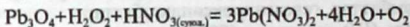
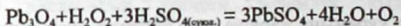
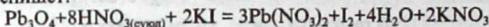
$\text{Pb}_3\text{O}_4$  концентрацияланган жана суюлтулган кислоталар менен аракеттенет.



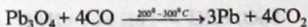
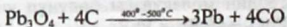
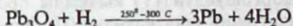
Концентрацияланган щелочтор менен аракеттенет.



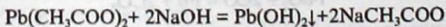
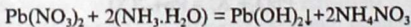
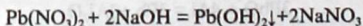
Кычкыл чөйрөдө суутектин перкычкылы, калийдин иодида менен аракеттенишет.



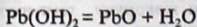
Жогорку температурада суутек, көмүртек жана көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келет.



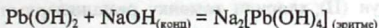
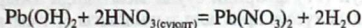
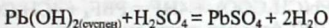
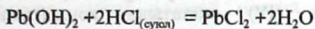
$\text{Pb}_3\text{O}_4$  күчтүү кычкылдандыргыч. Коргошундун (II) гидрокычкылы  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  коргошундун (II) туздарынын эритмелерине аммиактын, щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын суудагы эритмесин кошкондо, коргошундун (II) гидрокычкылы чөкмөгө түшөт.



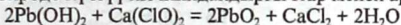
Коргошундун (II) гидрокычкылы тунук гексогоналдык призма же аморфтук күкүм түрүндө болот. Сууда эрибейт, аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенбейт. Кислоталар, щелочтор менен аракеттенет, амфотердик касиетке ээ. Начар калыбына келтиргич,  $145^\circ\text{C}$  да коргошундун (II) кычкылына жана сууга ажырайт.



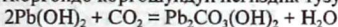
Амфотердик каситке ээ, суюлтулган минералдык кислоталар , концентрацияланган щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенет.



Щелочтук чөйрөдө күчтүү кычкылдандыргычтар менен аракеттенет.

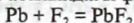


Коргошундун (II) гидрокычкылынын суспензиясы аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө коргошундун негиздик тузу пайда болот.

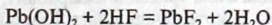
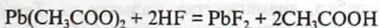
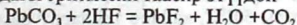


Коргошундун (II) фториди  $-\text{PbF}_2$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

1. Металлдык коргошун газ абалындагы фтор менен аракеттенишет

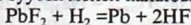


2. Коргошундун туздарына, гидрокычкылына ашыкча санда плавик кислотасынын суудагы эритмесин таасир этүүдөн

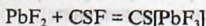
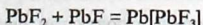
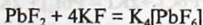
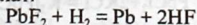


Коргошундун (II) фториди ак тустөгү кристалл тыгыздыгы  $8,241\text{г/см}^3$  , эрүү темпаратурасы  $855^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1292^\circ\text{C}$ .  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациясы бар. Комнаталык температурада ромбикалык  $\alpha$  модификациясы туруктуу ал эми  $220^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада кубдукка айланып  $\beta$  модификациясына өтөт.

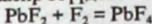
Жогорку темпаратурада суутек менен калыбына келет.



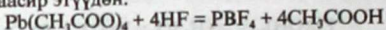
Щелочтуу металлдардын фториддери менен комплекстик бирикмелерди пайда кылат.



Коргошундун (IV) фториди төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат. 1940-жылы Варгенберг коргошундун (II) фторидине  $250^{\circ}\text{C}$  да газ абалындагы фторду таасир этүүдөн.

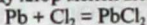


3. Коргошундун (IV) ацетатына концентрациаланган плавик кислотасын таасир этүүдөн.

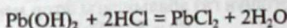
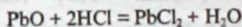
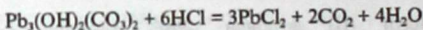
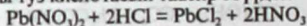


Коргошундун (IV) фториди сууда ысытканда ажырайт ийне сыяктуу тетрагоналдык түссүз кристалл тыгыздыгы  $6,7\text{г/см}^3$  ка барабар. Коргошундун (II) хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

1. Металлдык коргошунду хлор менен ысытканда

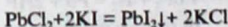
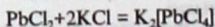
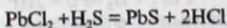
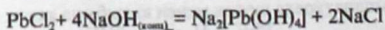
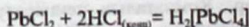


2. Коргошундун (II) туздарына, кычкылына, гидрокычкылына ашыкча сандагы туз кислотасын таасир этүүдөн:

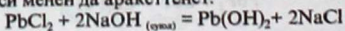


Коргошундун (II) хлориди түссүз ромбикалык түзүлүштөгү кристалл. Коргошундун ар бир атому хлордун тогуз атому менен курчалган. Эрүү температурасы  $501^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $950^{\circ}\text{C}$ , тыгыздыгы  $5,85\text{г/см}^3$  ка барабар, диамагниттик касиетке ээ. Термикалык жактан туруктуу, кайнаганда жана эригенде ажырабайт.

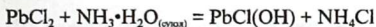
Муздак сууда жана спирте начар эрийт. Кайнак сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Концентрациаланган кислоталар, щелочтор жана щелочтуу металлдардын туздары менен аракеттенет.



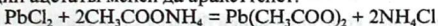
Коргошундун (IV) хлориди суюлтулган щелочтор жана аммиактын суудагы эритмеси менен да аракеттенет.



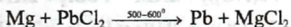
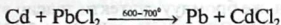
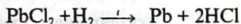




Аммонийдин ацетаты менен да аракеттенет.



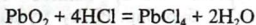
Жогорку температурада суутек, кадмий, магний менен калыбына келет.



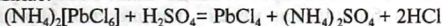
Тең салмактуулукту оңго жылдыруу үчүн щелочтуу металлдардын хлориддерин кошот.

Коргошундун (IV) хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

1. Коргошундун (IV) кычкылы концентрацияланган туз кислотасы менен аракеттенгенде, коргошундун (IV) хлориди пайда болот. Пайда болгон (IV) хлорид, хлордун молекуласына жана коргошундун (II) хлоридине ажырайт.

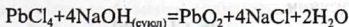
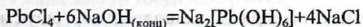
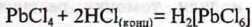
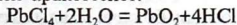


2.  $(\text{NH}_4)_2 [\text{PbCl}_6]$  концентрацияланган күкүрт кислотасын таасир эткенде алынат.

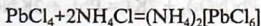
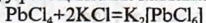


Коргошундун (IV) хлориди май сыяктанган сары түстөгү суюктук  $0^\circ\text{C}$  да тыгыздыгы  $3,18 \text{ г/см}^3$  ка барабар. Кадимки шартта жарылуу менен тез ажырайт. Термикалык жактан туруксуз жарыкка сезгичтүү.

Абада гидролизденип түтөйт –  $15^\circ\text{C}$  тоңот, концентрацияланган күкүрт кислотасында кыйындык менен эрийт, бензолдо жакшы эрийт. Суу, концентрацияланган туз кислотасы жана щелочтордун суудагы эритмеси менен аракеттенет.

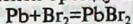


Комплексти пайда кылуу реакциясына катышат

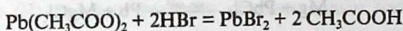
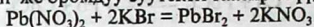


Коргошундун (II) бромиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

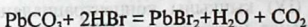
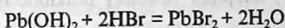
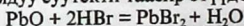
1. Металлдык коргошун менен бромду ысыткандан



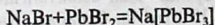
2. Коргошундун (II) туздарына щелочтуу металлдардын бромиддерин же бромдуу суутекти таасир этүүдөн



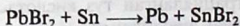
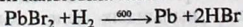
3. Коргошундун (II) кычкылына, гидрокычкылына, карбонатына ашыкча сандагы бромдуу суутекти таасир этүүдөн



(II) Коргошундун (II) бромиди түссүз кристалл, диамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасы  $373^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $916^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $6,669 \text{ г/см}^3$  ка барабар.  $\text{PbBr}_2$  муздак сууда жана спиртке кыйындык менен эресе, ал эми кайнак сууда щелочтордун концентрацияланган эритмелеринде, щелочтуу металлдардын бромиддеринде жакшы эрийт. Коргошундун (II) бромиди төмөнкүдөй кристаллогидратты пайда кылат  $\text{PbBr}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Щелочтуу металлдардын бромиддери менен комплекстик бирикмени пайда кылат.



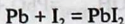
Коргошундун (II) бромиди жогорку температурада суутек жана металлдык калай менен калыбына келет



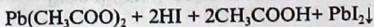
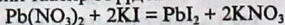
Коргошундун (IV) бромиди боюнча маалыматтар жок.

Коргошундун (II) иодиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

1. Температуранын таасиринде металлдык коргошун иод менен түздөн түз аракеттенүүсүнөн.

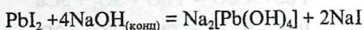
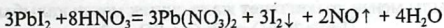
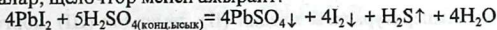


2. Коргошундун туздарынын эритмелерине, калийдин же суутектин иодидинин эритмесин таасир этүүдөн.

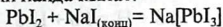


Коргошундун (II) иодиди сары түстөгү, кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Муздак сууда кыйындык менен эрийт, ысык сууда, концентрациаланган щелочтордун жана иоддуу суутектин эритмелеринде, щелочтуу металлдардын иодиддеринде жакшы эрийт.

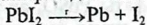
Кристаллдык түзүлүшү катмарлуу болуп ар бир коргошундун иону  $Pb^{2+}$ , алты иоддун иону  $I^-$  менен курчалган, концентрациаланган кислоталар, щелочтор менен ажырайт.



Щелочтуу металдардын иодиддеринин эритмелери менен аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат.



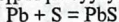
Күндүн нурун таасиринде акырындык менен ажырайт.



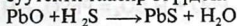
Коргошундун (IV) иодиди боюнча маалыматтар жок.

Коргошундун (II) сульфиди –  $PbS$ , жаратылышта коргошундун жалтырагы деген ат менен белгилүү. Коргошундун (II) сульфиди төмөн-кү жолдор менен алынат.

1. Металлдык коргошунга күкүрттүн буусун таасир этүүдөн.

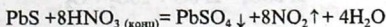
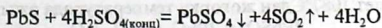
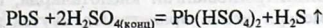
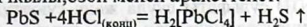


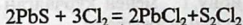
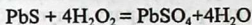
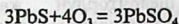
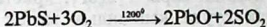
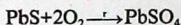
2. Жогорку температурада коргошундун (II) кычкылына, хлоридине, сульфатына күкүрттүү суутекти таасир этүүдөн:



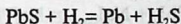
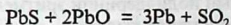
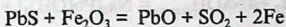
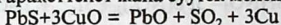
Коргошундун (II) сульфиди кара түстө кристаллдык жана аморфтук түзүлүшкө ээ. Аморфтук түзүлүштөгү коргошундун (II) сульфидин тыгыздыгы  $7,59 \text{ г/см}^3$  эрүү температурасы  $1077^\circ\text{C}$ . Электр тогун жана жылуулукту начар өткөрөт, сууда начар эрийт. Щелочтор жана аммиактын гидриди менен аракеттенбейт. Кристаллдык түзүлүштөгү  $PbS$  жылуулукту жана электр тогун начар өткөрөт.

Коргошундун (II) сульфиди кислоталар, кычкылтек, хлор, суутектин кош кычкылы, озон менен аракеттенет:



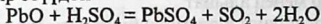


Жогорку температурадагы жездин (II), темирдин (III), коргошундун (II), кычкылы менен аракеттенет жана суутек менен калыбына келет.

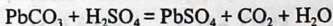
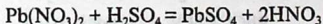


Коргошундун (II) сульфаты  $\text{PbSO}_4$  ак түстөгү аморфтук күкүм же ромбикалык түзүлүштөгү түссүз кристалл. Аморфтук түзүлүштөгү коргошундун сульфаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

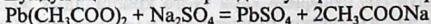
1. Металлдык коргошунга кычкылтектин катышуусунда күкүрт кислотасын таасир этүүдөн



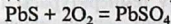
2. Температуранын таасиринде коргошундун (II) кычкылына, гидрокычкылына, нитратына, карбонатына ашыкча сандагы күкүрт кислотасын таасир этүүдөн.



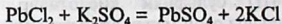
3. Коргошундун ацетатына натрийдин сульфатын таасир этүүдөн.



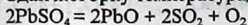
4. Коргошундун сульфидинин кычкылдануусунан.

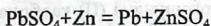
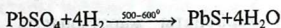
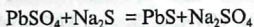
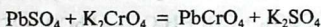
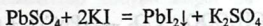
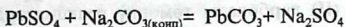
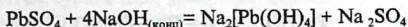
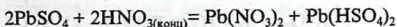
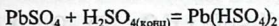


Кристаллдык түзүлүштөгү коргошундун сульфаты, коргошундун (II) хлоридин калийдин сульфаты менен болгон аралашмасын балкытып эритүүдөн алынат.

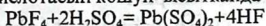


Коргошундун (II) сульфаты сууда жана суюлтулган кислоталарда начар эрийт. Концентрацияланган кислоталарда, щелочтордо жана туздардын эритмелери менен аракеттенет, суутек жана цинк менен калыбына келет.  $1087^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт.



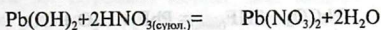
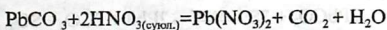
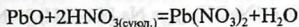
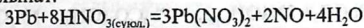


Коргошундун (IV) сульфаты  $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$  100<sup>0</sup>Сда коргошундун (IV) фторидине күкүрт кислотасын кошуп ысытканда алынат.

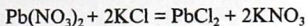
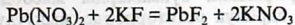
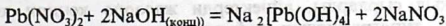
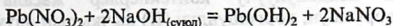
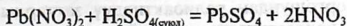
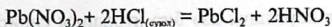


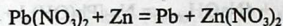
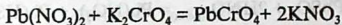
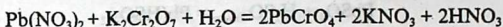
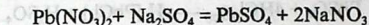
Коргошундун (IV) сульфаты агыш сары түстөгү күкүм, сууда гидролизденет, күчтүү кычкылдандыргыч.

Коргошундун (II) нитраты  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

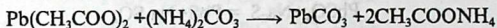
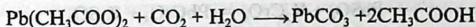
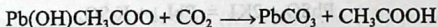


Коргошундун (II) нитраты кубдук түзүлүштөгү түссүз, тыгыздыгы 4,530г/см<sup>3</sup> диамагниттик касиетке ээ болгон, 205<sup>0</sup>Сдан жогорку температурада ажырайт, муздак сууда жакшы эрийт, кислоталар, щелочтор, аммиактын гидрокычкылы менен аракеттенет. Цинк менен калыбына келет.

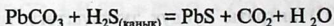
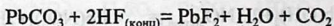
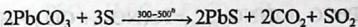
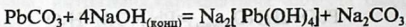
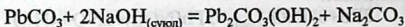
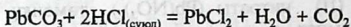
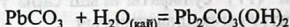
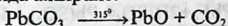




Коргошундун (II) карбонаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Коргошундун (II) карбонаты жаратылышта церуссит минералы түрүндө кездешет. Коргошундун (II) карбонаты ак түстөгү аморфтук күкүм, тыгыздыгы  $6,427 \text{ г/см}^3$  муздак сууда начар эрийт, концентрацияланган кислоталардын, щелочтордун эритмелеринде жакшы эрийт, ысытканда ажырайт.



#### 4.5.4. Коргошундун колдонулушу

Металлдык коргошун кээ бир нурларды сиңирүүгө жөндөмдүү. Ошондуктан коргошундан радиоактивдүү заттарды сактоочу жана ташуу үчүн колдонулуучу контейнерлер жасалат. Көпчүлүк металлдык коргошун, коргошундун (II) кычкылын алууга сарпталат, бул кычкыл сырларды, айнектерди жасоодо кеңири колдонулат. Коргошун типографиялык куймаларды жасоодо да колдонулат. Эриген коргошун ядролук реакторлордо жылуулуку ташыгычтардын ролун аткарат.

## 6. V A группанын элементтери

### 6.1.1. V A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасындагы V группасынын негизги под группасынан орун алган элементтерге азот (N), фосфор (P), мышьяк (As), сурьма (Sb), висмут (Bi) кирет.

Бул элементтердин сырткы электрондук катмарында беш электрон бар, анын экөө s орбиталында, ал эми үчөө p орбиталында болгондуктан, p элементтер тобуна кирет да жалпы электрондук формуласы  $ns^2 pr^3$ .

VA группанын элементтеринин ичинен азот жана фосфор группанын типтүү элементтери, ал эми мышьяк, сурма, висмут мышьяк подгруппасына кирет. Азоттон висмутка карай атомдорунун, иондорунун радиустары чоңоёт, ионизация энергиясынын мааниси төмөндөйт. Азоттон висмутка карай металл эместик касиети төмөндөп металлдык касиети жогорулайт.

Биринчи жана экинчи типтүү элементтердин ортосунда касиеттери боюнча айырмачылыктар чоң. Жөнөкөй зат катары азоттун агрегаттык абалы газ, ал эми фосфор катуу. Биринчи катардагы бирикмелерди пайда кылууда жөнөкөй зат катары фосфордун (айрыкча ак фосфор) активдүүлүгү азотко салыштырганда жогору. Себеби азоттун ( $N_2$ ) молекуласынын атомдорго ажыроо диссоциациясынын энтальпиясын мааниси чоң. Азоттун атомун, фосфордун атомуна салыштырганда химиялык активдүүлүгү бир канча жогору. Азоттун, фосфордун бирикмелери өсүмдүктөрдүн жана жаныбарлардын организмдеринин негизги курамдарын түзөт.

Мышьяк менен фосфор бир канча аллотропиялык модификацияга ээ. Сурьмада металл эмес модификациясы «сары сурьма», висмута металл эмес модификациясы жок. Мышьяк, сурьма жана висмут структуралары боюнча типтүү металлдардан айырмаланат ошондуктан металлдар менен катуу эритмени пайда кылбастан эвтектикалык аралашманы пайда кылат.

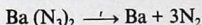
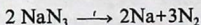
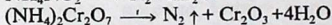
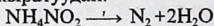
## 6.2. Азот (Nitrogenium)

**6.2.1. Тарыхый маалымат.** Азотту биринчи жолу 1772-жылы Шотландиялык химик Даниэль Резерфорд (1749-1819-ж.ж.) тарабынан ачылган. Ал өз тажрыйбасында жаныбарларды жабык идишке салган, бир канча убакыттан кийин тажрыйбага коюлган жаныбарлар тумчугуп өлгөн. Калган абаны өчүрүлгөн акиташтын эритмеси аркылуу өткөргөндө калцийдин карбонаты түрүндө чөкмөгө түшөт. Бирок абанын калган бөлүгү Д. Резерфорд «өчүрүлгөн акиташтын эритмеси менен чөкмөнү пайда кылбайт жана жалынды өчүрөт, өмүрдү кыят» деп азотко мүнөздөмө берген. Ошол эле убакта Д. Резерфордко караганда бир канча окумуштуулар; К. Шееле, Дж. Пристли, Г. Кавендиш азотту мурда ачышкан. Бирок азот жөнүндөгү макалалары кийинчерээк чыккандыктан азоттун ачылыш тарыхында Д. Резерфорд өзгөчө орунду ээлеген. Азотту Дж. Пристли «флогистонду аба» - деп айткан, ал эми Карл Шееле «начар аба» десе Генри Кавендиш «тумчуктургуч аба» деген. Азот деп Антуан Лоран Лавуазье биринчилерден болуп атаган «а» грек тилинде тануу ал эми «Зое» жашоо дегенди түшүндүрөт. Бирок азоттун химиялык белгиси А болбостон N болушунун себеби, азотту түрдүүчө аташат: немецтер Stickstoff деп атаса, англичандар Nitrogen, Ж. Шапталъ азотту Nitrogenium деп атаган жана ушул сөздүн баш тамгасы элементтин символу болду. Nitrogenium – латын тилинде «nitrum» - селитра жана грек тилинде «genos» - пайда кылуу.

### 6.2.2. Азоттун жаратылышта таралышы, алынышы

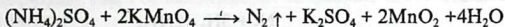
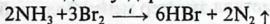
Азот жер кыртышында таралышы боюнча эң алдыңкы элементтердин катарына кирет. Жер кыртышында азот минералдардын курамында, жаратылышта өсүмдүктөрдүн жана жаныбарлардын организмдеринде, атмосферада эркин (молекула) түрүндө кездешет. Азоттун жер кыртышында практикалык мааниге ээ болгон негизги минералдары болуп:  $\text{NaNO}_3$  – чили селитрасы,  $\text{KNO}_3$  – индий селитрасы ж.б. саналат. Азот көлөмү боюнча атмосферанын 78%ын, ал эми массасы боюнча 75%ын түзөт. Азоттун жаратылышта эки стабилдүү изотоптору  $^{14}\text{N}$ , (99,6%),  $^{15}\text{N}$  (0,36) бар.

Азот өнөр жайда суюк абаны фракциялап айдоодон алынат, ал эми лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат. Аммонийдин нитритин, дихроматын, кээ бир металлдардын азиддерин термикалык ажыратуудан:



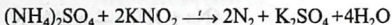
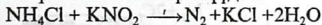


азиддерин термикалык ажыратуудан өтө таза азот алынат. Аммиактын, аммонийдин туздарынын кычкылданышынан:



бул реакция щелочтук чөйрөдө жүрөт.

Аммонийдин хлоридинин, сульфатынын каныккан эритмелерине температуранын таасири астында (кайнатканда) калийдин нитритинин каныккан эритмесин таасир этүүдөн:



### 6.2.3. Азоттун физикалык жана химиялык касиеттери

Азот - түссүз, жытсыз газ, эрүү температурасы – 210<sup>0</sup>С, ал эми кайноо температурасы – 196<sup>0</sup> С, сууда жана органикалык эриткичтерде начар ээрийт. Температуранын жогорулашы менен азоттун суудагы ээригичтиги төмөндөйт. Мисалы 0<sup>0</sup>С да 100 мл сууда 2,23 мл эрисе, ал эми 60<sup>0</sup>С да 1,32 мл эрийт.

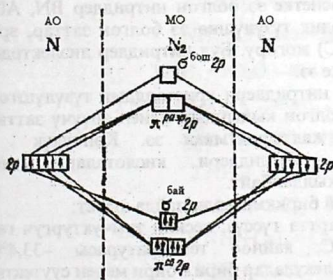
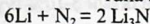
Газ абалындагы азоттун нормалдуу шартта тыгыздыгы 1,2506 кг/м<sup>3</sup> барабар. Каттуу абалдагы азоттун кристаллдык торчосунун түзүлүшү молекулярдык жана эки модификациясы (α, β) бар.

Азоттун электрондук конфигурациясында N+7. 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> көрүнүп тургандай сырткы электрондук катмарындагы p-орбиталында үч жалкы электрондордун эсебинен азоттун молекуласындагы атомдор бири-бири менен бир δ (сигма) жана эки π

(пи) байланышы аркылуу байланышат.

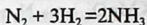
Ошондуктан азоттун молекуласы химиялык жактан инерттүү келет. 3000<sup>0</sup>Сда молекулярдык азоттун 0,1%-ти гана атомдорго ажырайт. Азоттун кычкылдануу даражаларынын маанилери – 3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5 болгон бирикмелери белгилүү.

Азот комнаталык температурада литий менен гана аракеттенет

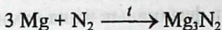
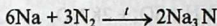
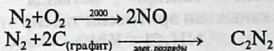


17 - сүрөт. Азоттун молекуласынын лайда болууунун энергетикалык схемасы.

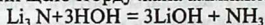
Ал эми калган металлдар жана металл эместер менен жогорку температурада, катализатордун катышуусунда аракеттенет. Азоттун металлдар жана металл эместер менен болгон бирикмелери нитриддер деп аталат.



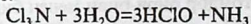
Бул реакцияда катализатор катары темир же платина колдонулат.



Нитриддер негиздик, амфотердик жана кислоталык болуп бөлүнөт. Негиздик нитриддерге щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын нитриддери таандык, түзүлүшү боюнча кристаллдык түзүлүшкө ээ. Негиздик нитриддер химиялык жактан активдүү келет суу менен аракеттенип щелочторду жана аммиакты пайта кылат.



Кислоталык касиетке ээ болгон нитриддердин арасынан хлордун нитриди эркин түрдө суюк абалда бөлүнүп алынган. Ал суу менен аракеттенип, кислотаны жана аммиакты пайда кылат, бирок реакция жарылуу менен жүрөт.



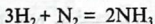
Көпчүлүк кислоталык касиетке ээ болгон нитриддер BN, AlN, Si<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, Ge<sub>3</sub>N<sub>4</sub> каттуу, полимердик түзүлүшкө ээ болгон заттар, эрүү температурасы (2000<sup>0</sup> – 3000<sup>0</sup> C) жогору. Бул нитриддер диэлектрдик же жарым өткөргүчтүк касиетке ээ.

d уруусундагы элементтердин нитриддери кристаллдык түзүлүштөгү жана өзгөрүлмө курамга ээ болгон кыйындык менен эрүүчү заттар. Бул нитриддер металлдык жалтырактыкка ээ. Көпчүлүк d уруусундагы элементтердин нитриддери кислоталар менен аракеттенбейт жана абада кычкылданбайт.

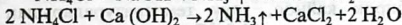
Азот суутек менен төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат:

Аммиак NH<sub>3</sub> кадимки шартта түссүз, кескин тумчуктургуч газ, эрүү температурасы -77,8<sup>0</sup>C, кайноо температурасы -33,4<sup>0</sup>C. Аммиактын молекуласында молекулалар бири - бири менен суутектик байланыш аркылуу байланышат. Сууда жакшы ээрийт, сууда эригенде гидратты NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O пайда кылат да, эритме начар щелочтук чөйрөгө ээ болот. Аммиактын 3-10%-түү эритмелери нашатыр спирти

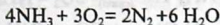
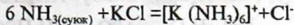
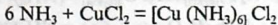
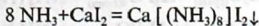
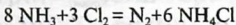
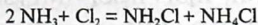
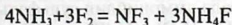
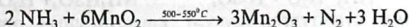
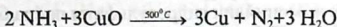
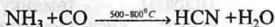
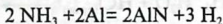
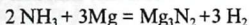
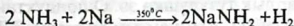
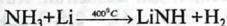
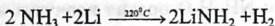
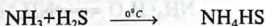
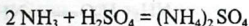
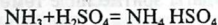
деп аталат. Аммиак өнөр жайда төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат.

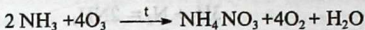
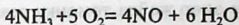


Лабораториялык шартта аммонийдин хлоридине щелочторду таасир этүүдөн алынат.

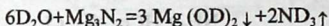


Аммиак химиялык жактан активдүү, кислоталар, металлдар, кычкылдар, галогендер, галогениддер, кычкылтек, озон ж.б. менен аракеттенет.





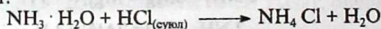
Азотгун суутектин дейтериий менен болгон бирикмеси үч дейтериоаммиак деп аталат. Химиялык касиети боюнча аммиакка окшош, бирок кайноо, эрүү температураларынан айырмаланат. Кайноо температурасы  $-31,04^\circ\text{C}$ , эрүү температурасы  $-74,36^\circ\text{C}$ . Үч дейтериоаммиакты төмөнкү реакциянын жардамы менен алууга болот.



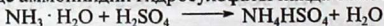
Аммиактын суудагы эритмесинде төмөнкүдөй тең салмактуулук сакталат.



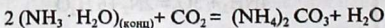
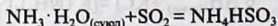
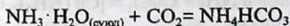
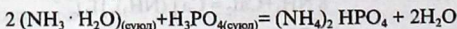
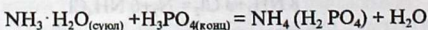
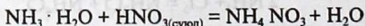
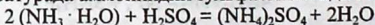
Аммонийдин катиону жана гидроксил аниону аз санда пайда болот, ошондуктан аммиактын суудагы эритмеси начар негиздик касиетке ээ. Бирок  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ордуна көпчүлүк адабияттарда  $\text{NH}_4\text{OH}$  (аммонийдин гидроксиди) деп жазылган. Катуу абалдагы аммиактын гидраттарынын  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  кристаллдык торчолору ак түстөгү молекулярдык түзүлүшкө ээ. Ошондуктан биз  $\text{NH}_4\text{OH}$  ордуна  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  деп жазабыз. Аммиактын гидраты ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) кислоталар менен аракеттенет.

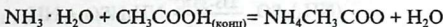
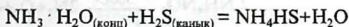
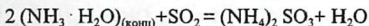


Аммиактын гидраты төмөнкү температурада концентрацияланган күкүрт кислотасынын эритмеси менен аракеттенгенде аммонийдин гидросульфаты пайда болот.

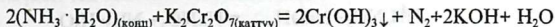
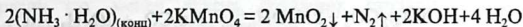
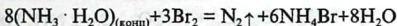


Ал эми суюлтулган күкүрт кислотасынын эритмеси менен жогорку температурада аммонийдин сульфатын пайда кылат.

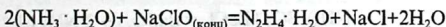
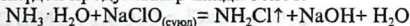




Аммиактын суудагы эритмесине күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде аммиактын курамындагы азот  $\text{N}_2^0$  чейин кычкылданат.



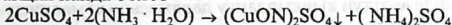
Натрийдин гипохлоридин аммиактын суудагы эритмесине таасир эткенде натрийдин гипохлоридинин концентрациясына жараша төмөнкүдөй продуктылар пайда болот.



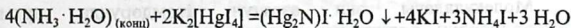
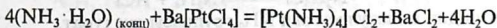
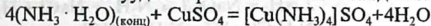
Аммиактын суудагы эритмеси орто жана комплекстик туздар менен аракеттенет.



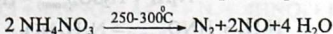
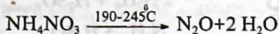
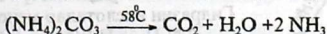
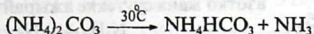
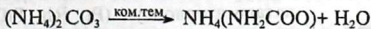
Эгерде жездин сульфатына аммиактын суудагы эритмесин таасир эткенде аммиактын суудагы эритмеси жетишсиз болсо анда төмөнкү реакция пайда болот

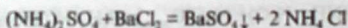
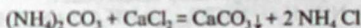
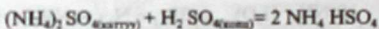
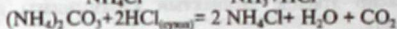
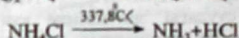
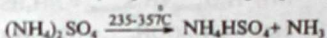
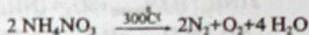


Эгерде аммиактын суудагы эритмеси ашыкча санда болсо анда:



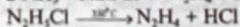
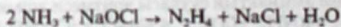
Аммиактын суудагы эритмесинин начар негиздик касиетке ээ экендигине жогорудагы келтирилген бир канча реакциялар далил боло алат. Пайда болгон туздар аммонийдин туздары деп аталат. Аммонийдин туздары температуранын таасири астында ажырайт, кислоталар, щелочтор жана туздар менен аракеттенет.





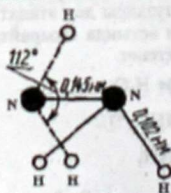
Азоттун аммиактан башка суутек менен болгон бирикмелери болуп гидразин ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) жана азоттуу суутек ( $\text{HN}_3$ ) кислотасы саналат. Гидразин – май сыяктанган; түссүз уулуу зат, эрүү температурасы  $113,5^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $15^\circ\text{C}$  да  $1,012 \text{ г/см}^3$  барабар. Гидразинде азоттун кычкылдануу даражасынын мааниси – 2 барабар.

Алынышы:

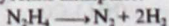


Гидразиндин молекуласы эки  $\text{NH}_2$  группасынан турат.

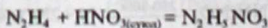
Молекуладагы эки азоттун атомдорунда артыкбаш электрондордун болушунан суутектин ионун азот кошуп алат. Натыйжада гидразиндин гидраты, хлориди, сульфаты ж.б. пайда болот.

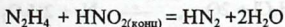
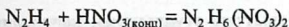


Гидразин аммиакка салыштырганда негиздик касиети жана термикалык туруктуулугу начар, күчтүү калыбына келтиргич,  $200 - 300^\circ\text{C}$  да, катализаторлордун ( $\text{Pt}$ ,  $\text{Rh}$ ,  $\text{Pd}$ ) катышуусунда азотко жана суутекке ажырайт.

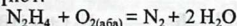


Гидразин кислоталар менен аракеттенет:

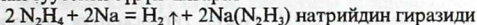




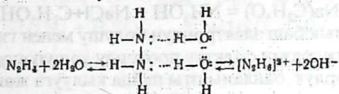
Гидразин абада күйөт.



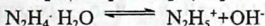
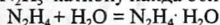
Щелочтуу металлдар менен аракеттенгенде гидразиндин курамынан суутекти сүрүп чыгарат



Гидразин суу менен чексиз аралашат, суудагы эритмесинде төмөнкүдөй тең саламактуулук сакталат

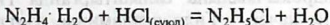
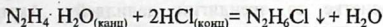
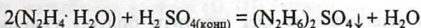
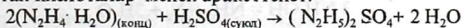


Гидразин суутектик байланыштардын катышуусунда бир молекула суу менен аракеттенсе  $\text{N}_2\text{H}_5^+$  катиону пайда болот.

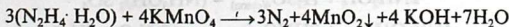
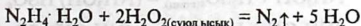
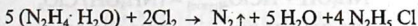
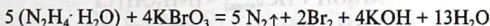
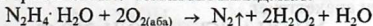


$[\text{N}_2\text{H}_6]^{2+}$  жана  $\text{N}_2\text{H}_5^+$  катиондорунун гидрокычкылдары өзүнчө зат катары такталган эмес.

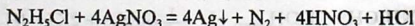
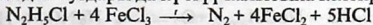
Гидразиндин гидраты  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  начар негиздик касиетке ээ, ошондуктан кислоталар менен аракеттенет.



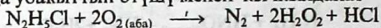
Гидразиндин гидраты абада, жана күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде эркин азотко чейин кычкылданат.



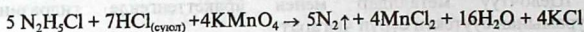
Гидразиндин туздары да күчтүү калыбына келтиргичтер



$N_2H_5Cl$  – абада убакыттын өтүшү менен кычкылданат

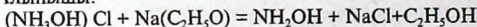


Күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде  $N_2H_5Cl$  азотко чейин кычкылданат.



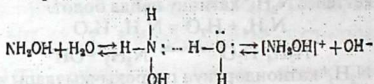
Гидроксиламин  $NH_2OH$  түссүз гигроскопдук кристалл, эрүү температурасы  $32^\circ C$ , кайноо температурасы  $58^\circ C$ .

Алынышы:

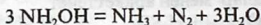


Азоттогу артык баш электрондун болушу менен гидроксиламин аммиак жана гидразин сыяктуу протонду кошуп алууга донордук – акцептордук байланышты пайда кылууга жөндөмдүү.

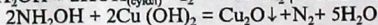
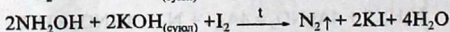
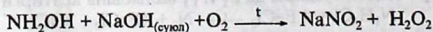
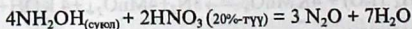
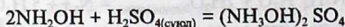
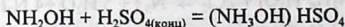
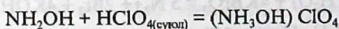
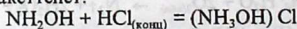
Гидроксиламин сууда жакшы эрийт, кристаллогидратты  $NH_2OH \cdot H_2O$  пайда кылат. Суудагы эритмеси төмөнкүдөй теңдештик абалга



Гидроксиламин  $100^\circ C$  аммиакка, азоттун молекуласына жана сууга ажырайт.



Суудагы ээритмесинде  $OH^-$  ионунун болушу гидроксиламиндин негиздик касиетке ээ экендигин далилдейт. Аммиактын жана гидразиндин гидрокычкылына салыштырганда гидроксиламиндин негиздик касиети начар. Гидроксиламинде азоттун кычкылдануу даражасынын мааниси –1 барабар. Гидроксиламин күчтүү калыбына келтиргич жана начар кычкылдандыргыч касиетке ээ. Ал кислоталар, негиздер менен аракеттенет.



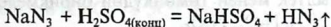
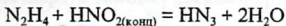


Гидроксиламиндин туздары термикалык жактан туруксуз, сууда жакшы ээрийт. Мисалы:

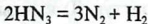


Азоттуу суутек кислотасы  $\text{HN}_3$  - кескин жыттуу, түссүз суюктук эрүү температурасы  $-80^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $37^\circ\text{C}$ . Азоттуу суутек өтө эле жарылгыч зат, суу менен чексиз аралашат, начар кислота; эритмеси азиддүү суутек кислотасы (азидоводородный) деп аталат.

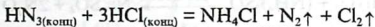
Алынышы:



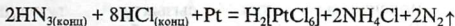
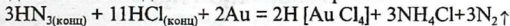
Азоттуу суутек  $300^\circ\text{C}$  жогорку температурада азотко жана суутекке ажырайт:



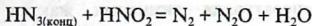
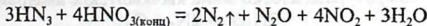
Катализатордун (Pt) катышуусунда  $\text{HN}_3$  туз кислотасы менен аракеттенет



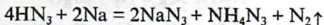
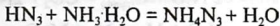
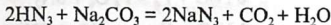
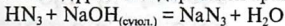
Концентрацияланган  $\text{HN}_{3(\text{конц})}$  жана  $\text{HCl}$  аралашмасы «падыша арагындай» эле алтынды жана платинаны эритет.



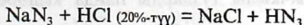
Азоттуу суутек, азот кислотасы жана азоттуу кислота менен аракеттенет, натыйжада азоттун (I), (II) кычкылдары жана суу пайда болот.

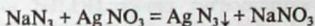
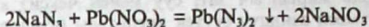
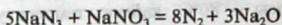
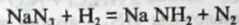
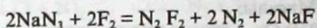
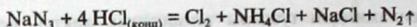


Азоттуу суутек гидроккычкылдар, щелочтуу металлдардын карбонаттары жана активдүү металлдар менен аракеттенет.



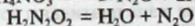
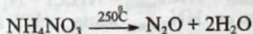
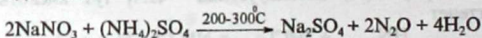
$\text{HN}_3$  тузу азиддер деп аталат. Натрийдин азидине кислоталарды таасир этүүдө ажырайт, галогендер, суутек жана нитраттар менен аракеттенет.



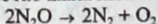


Азот кычкылтек менен төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

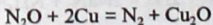
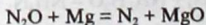
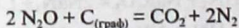
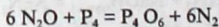
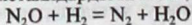
Азоттун (I) кычкылы  $\text{N}_2\text{O}$  түссүз, бир аз жагымдуу жыттуу жана таттуураак даамданган газ. Эрүү температурасы -  $91^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы -  $88^\circ\text{C}$ . Азоттун (I) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



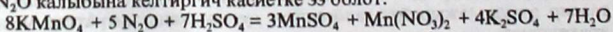
$\text{N}_2\text{O}$  молекуласы түз сызыктуу түзүлүшкө ээ. Азоттун (I) кычкылы начар калыбына келтиргич жана кычкылдандыргыч касиетке ээ, сууда начар эрийт, суюлтулган кислоталардын, щелочтордун эритмеси менен аракеттенбейт.  $500^\circ\text{C}$  жогорку температурада азотко жана кычкылтекке ажырайт.



Кадимки температурада химиялык жактан активсиз, бирок температураны жогорулатканда азоттун (I) кычкылы суутекти, көмүртекти, фосфорду, металлдарды кычкылдандырат.



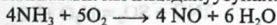
Кычкыл чөйрөдө күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде  $\text{N}_2\text{O}$  калыбына келтиргич касиетке ээ болот.



Азоттун (I) кычкылы туздарды пайда кылбоочу кычкылдардын катарына кирет.

Азоттун (II) кычкылы (NO). Түссүз газ, эрүү температурасы - 164°C, кайноо температурасы -151°C. Азоттун (II) кычкылы өнөр жайда төмөнкү жолдор менен алынат.

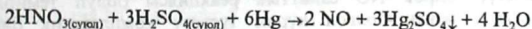
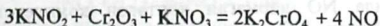
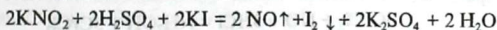
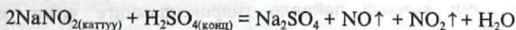
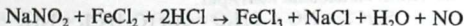
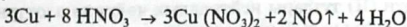
1. Аммиактын каталикалык кычкылдануусунан.



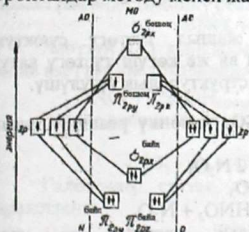
2. Жогорку температурада азоттункычкылтек менен түздөн түз аракеттенишинен



Лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамы менен алса болот.



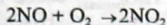
Азоттун (II) кычкылынын электрондук структурасы молекулярдык орбиталдар методу менен жакшы түшүндүрүлөт.



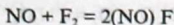
18-сүрөт. Азоттун (II) кычкылынын пайда болуурунун энергетикалык схемасы.

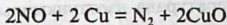
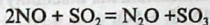
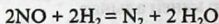
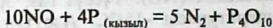
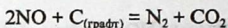
Молекулалык орбиталдар методунда көрсөтүлгөндөй бошондотуучу  $2p\pi$  орбиталында жалкы электрондун болушунун эсебинен байланыштын эселиги 2,5 барабар болот. Азоттун (II) кычкылы сууда начар ээрийт,  $\text{N}_2\text{O}$  салыштырганда химиялык жактан активдүү. NO суюлтулган кислоталар, негиздер жана аммиактын гидраты менен аракеттенбейт.

Кычкылтек менен көз ирмемде төмөнкү температурада аракеттенет.



Температураны жогорулатканда галогендер, башка металл эместер, металлдар жана күчтүү кычкылдандыргычтар, калыбына келтиргичтер менен аракеттенет.

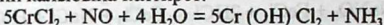




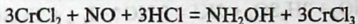
Күчтүү кычкылдандыргычтар азоттун (II) кычкылын азот кислотасына чейин кычкылдандырат



Хромдун (II) туздары нейтралдык чөйрөдө азоттун (II) кычкылын аммиакка чейин калыбына келтирет.



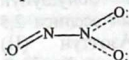
Ал эми кычкыл чөйрөдө гидроксилламинге чейин калыбына келтирет.



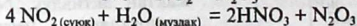
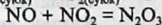
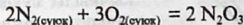
Курамында NO кармаган көптөгөн комплекстик бирикмелер белгилүү, бирок NO сапаттык реакциясы болуп темирдин (II) сульфаты менен болгон күрөн түстөгү комплекстик бирикмеси саналат.



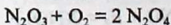
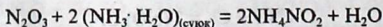
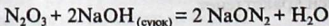
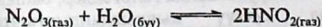
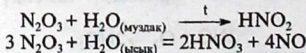
Азоттун (III) кычкылы  $25^\circ\text{C}$  да жашыл түстөгү суюктук, термикалык жактан туруксуз -  $102^\circ\text{C}$  та ак же көгүш түстөгү катуу агрегаттык абалга өтөт. Молекуласынын структуралык түзүлүшү.



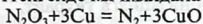
Азоттун (III) кычкылы  $\text{N}_2\text{O}_3$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



Азоттун (III) кычкылы кислоталык касиетке ээ, суу, гидрокычкылдар, аммиактын гидраты жана кычкылтек менен аракеттенет:

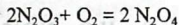
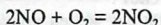
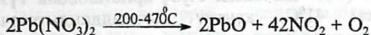
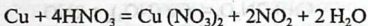


Жез менен  $N_2O_3$  аракеттенгенде кычкылданат .



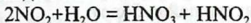
Азоттун (IV) кычкылы  $NO_2$  кадимки шартта күрөң түстөгү мүнөздүү жыттуу газ, эрүү температурасы  $-11, 2^{\circ}C$ .

Алынышы:

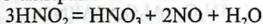


Химиялык жактан активдүү, күчтүү кычкылдандыргыч, суу жана гидрокычкылдар менен аракеттенет .

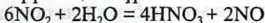
Азоттун (IV) кычкылы суу менен аракеттенгенде азот жана азоттуу кислоталар пайда болот .



Азоттуу кислота туруксуз болгондуктан ал андан ары азот кислотасына жана  $NO$  ажырайт



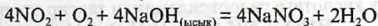
Ошондуктан азоттун (IV) кычкылы, ысык суу менен аракеттенгенде төмөнкү реакция жүрөт



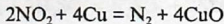
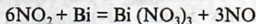
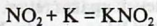
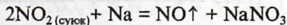
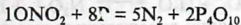
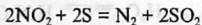
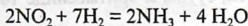
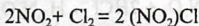
Азоттун (IV) кычкылы гидрокычкылдар менен аракеттенип азот жана азоттуу кислоталардын туздарын пайда кылат.



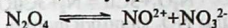
Эгерде реакцияга кычкылтек катышса анда нитрат пайда болот :



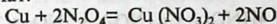
Галогендер, суутек, күкүрт, фосфор жана металлдар менен да аракеттенет.



Азоттун (IV) кычкылы суюк агрегаттык абалда димерди пайда кылат, ал эми димер ионизацияга учурайт.

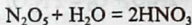


Суюк агрегаттык абалдагы азоттун (IV) кычкылында жез эрип нитратты пайда кылат.

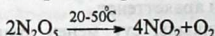


Азоттун (V) кычкылы  $\text{N}_2\text{O}_5$  кристаллдык түзүлүшкө ээ, эрүү температурасы  $41^\circ\text{C}$ , күчтүү кычкылдандыргыч, суу, гидро-кычкылдар менен аракеттенет.

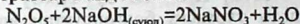
Азоттун (V) кычкылы суу менен аракеттенгенде азот кислотасы пайда болот.



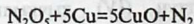
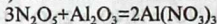
$20-50^\circ\text{C}$  да  $\text{N}_2\text{O}_5$  ажырап  $\text{NO}_2$  жана  $\text{O}_2$  пайда болот.



Азоттун (V) кычкылы натрийдин гидрокычкылы менен аракеттенгенде нитраттар пайда болот.



Алюминийдин (III) кычкылы жана жез менен да аракеттенет.

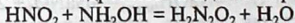


Азоттун курамында кычкылтеги бар кислоталары: азоттуу сымал кислота  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  - ак каттуу зат, сууда, эфирде, спиртте жакшы ээрийт, температуранын таасири астында ажырайт, ажыраганда жарылууну пайда кылат:



Алынышы :

1. Азоттуу кислотага гидросиламинди таасир эткенде:



2. Гипонитриттерге кислотаны таасир этүү менен

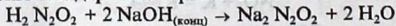


$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  начар кислота, суудагы эритмесинде төмөнкүдөй теңдештик сакталат.

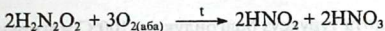


Азоттун кычкылдануу даражасынын мааниси бул кислотада +1 барабар болот.

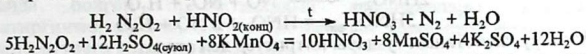
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  гидрокычкылдар менен аракеттенет.



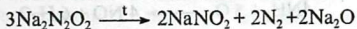
Абадагы кычкылтек менен кычкылданып азоттуу жана азот кислотасын пайда кылат.



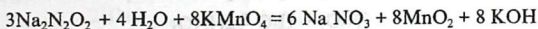
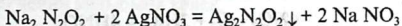
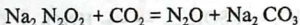
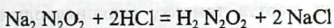
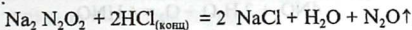
Ал эми азоттуу кислотаны жана калийдин перманганатын таасир эткенде төмөнкүдөй реакция жүрөт.



Эки түрдүү туздарды гипонитриттерди жана гидрогипонитриттерди пайда кылат. Гипонитриттердин суудагы эригиштиги гидрогипонитриттерге салыштырганда төмөн. Гипонитриттер термикалык жактан туруктуу. Гипонитриттер термикалык жактан ажыраганда диспропорцияланат.

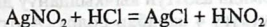
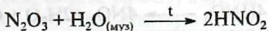
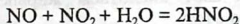


Гипонитриттер кислоталар, кычкылдар жана туздар менен аракеттенет.

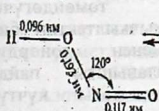


Азоттуу кислота  $\text{HNO}_2$  начар кислоталардын катарына кирип туруксуз келет.

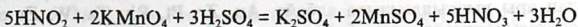
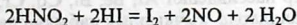
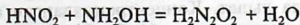
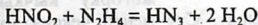
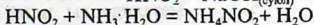
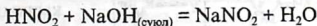
Алынышы:



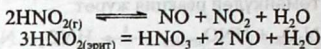
Азоттуу кислотанын таутомердик структурасы белгилүү.



Азоттуу кислота гидрокычкылдар, күчтүү кычкылдандыргычтар, калыбына келтиргичтер менен аракеттенет.

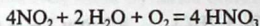
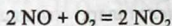
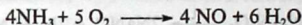


Азоттуу кислота туруксуз болгондуктан  $100^{\circ}\text{C}$  жогорку температурада ажырайт.

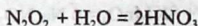
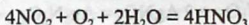


Азоттуу кислотанын туздары нитриттер деп аталат.

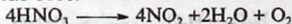
Азот кислотасы  $\text{HNO}_3$  өнөр жайда өндүрүүдө аммиакты каталикалык кычкылдандыруудан азоттун (II) кычкылы алынат, алынган  $\text{NO}$  кычкылтек менен кычкылдандырганда азоттун (IV) кычкылы алынат, пайда болгон  $\text{NO}_2$  сууда эригенде  $\text{HNO}_3$  пайда кылат.



Лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



Азот кислотасы түссүз, абада түтөөчү суюктук эрүү температурасы  $-41^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $84^{\circ}\text{C}$ . Концентрацияланган азот кислотасы жарыктын таасири астында ажырайт, күрөң түскө өтөт.



Азот кислотасында азоттун кычкылдануу даражасынын мааниси +5, ал эми валенттүүлүгү 4 барабар болот. Азоттун валенттүүлүгүн 4 барабар болушунун себеби азотто ваканттык d – орбитал жок. Азот кислотасынын структуралык формуласы төмөндөгүчө.

Структуралык формулада көрүнүп тургандай кычкылтектин бир атому азот менен донордук акцептордук байланышты пайда кылат. Азот кислотасы күчтүү кычкыл-дандыргыч, көпчүлүк металлдарды жана металл эместерди жогорку кычкылдануу даражасына чейин кычкылдандырат. Суу менен чексиз аралашып азеотроптук аралашманы пайда кылат. Концентрацияланган азот кислотасында төмөнкү металлдар пассивдешет Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th, U, себеби бул металлдарда кычкылдык кабыкча пайда болот, кислота андан ары кычкылдандыра албайт. Au, Zr, Pt, Rh, Ta, W, Zr азот кислотасы менен аракеттенбейт.



чейин кычкылдандырат. Суу менен чексиз аралашып азеотроптук аралашманы пайда кылат. Концентрацияланган азот кислотасында төмөнкү металлдар пассивдешет Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th, U, себеби бул металлдарда кычкылдык кабыкча пайда болот, кислота андан ары кычкылдандыра албайт. Au, Zr, Pt, Rh, Ta, W, Zr азот кислотасы менен аракеттенбейт.



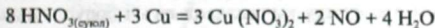
Азот кислотасынын калыбына келүүсү бир канча багытта жүрүп, калыбына келген түрдүү продукталардын аралашмасы пайда болот. Пайда болгон продукталардын аралашмалары, калыбына келтиргичтин күчүнө, азот кислотасынын концентрациясына жана температурага көз каранды болот.

Кислотанын концентрациясы канчалык начар болсо продуктанын аралашмасында азоттун кычкылдануу даражасынын мааниси төмөн болот, себеби суюлтулган азот кислотасында нитрат ионунун концентрациясы аз болуп азот калыбына келтиргичтен электронду көп кошуп алып  $-3$  чейин калыбына келет.

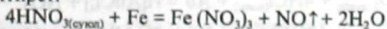
Концентрацияланган азот кислотасына калыбына келтиргичтерди таасир эткенде азоттун  $\text{NO}$  жана  $\text{NO}_2$  чейин калыбына келет. Физико-химиялык касиетине жараша металлдар азот кислотасын түрдүүчө калыбына келтирет.

а) Эгерде металлдын стандарттык – электроддук потенциалынын мааниси оң болсо, анда концентрацияланган азот кислотасы менен аракеттенгенде азот  $\text{NO}_2$  чейин калыбына келсе, суюлтулган кислотада  $\text{NO}$  чейин калыбына келет.

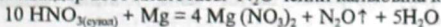
Мисалы:



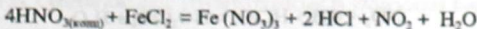
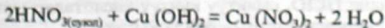
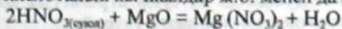
б) Стандарттык электроддук потенциалынын мааниси терс болуп, бирок суутектин сол жагында анча алыс эмес жайгашкан орто активдүү металлдар ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Cd}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Sn}$  ж.б.) азот кислотасын азоттун (II) кычкылына чейин, ал эми өтө суюлтулган кислотада  $\text{NH}_4^+$  чейин калыбына келтирет.

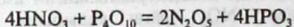
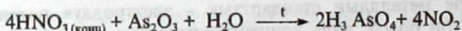
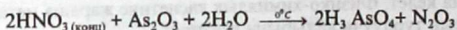
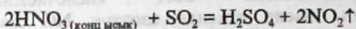
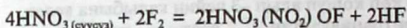
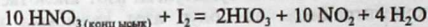
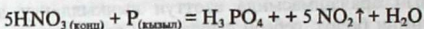
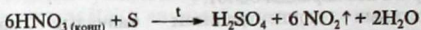
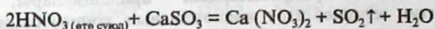
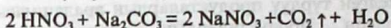
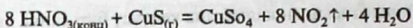


в) Стандарттык электроддук потенциалынын мааниси терс болгон активдүү металлдар азот кислотасы  $\text{N}_2\text{O}$  чейин калыбына келтирет.

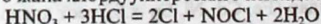


Азот кислотасы негиздик кычкылдар, гидрокычкылдар, туздар, металл эместер, кислоталык кычкылдар ж.б. менен да аракеттенет.

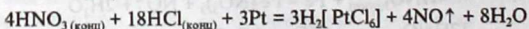
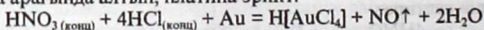




Азот кислотасынын туз кислотасы менен болгон 1:3 катыштагы аралашмасы өтө күчтүү кычкылдандыргыч болуп « падыша арагы » деп аталат. Азот жана туз кислотасынын аралашмасы күчтүү кычкылдандыргыч касиетке ээ болгундугу аралашмада пайда болгон атомардык хлорго жана хлордуунитрозилге негизделет.



Падыша арагында алтын, платина эрийт.

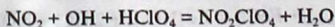
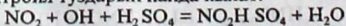


Алтындын жана платинанын эригичтик ылдамдыгын хлор жана хлордуу нитрозил жогорулатат, себеби бөлүнгөн атомардык хлор жана хлордуу нитрозил алтын жана платина менен активдүү аракеттенет.

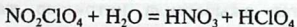
Белгилүү шартта азот кислотасы негиздик касиетке ээ болот. Суусуз күкүрт кислотасында же суюк агрегаттык абалдагы фтордуу суутекте азот кислотасы ионизацияга учурайт:



$\text{H}_2\text{SO}_4$  жана  $\text{HClO}_4$  сыяктуу күчтүү кислоталар гидроксил ионун кошуп алып, нитроил туздарын пайда кылат.

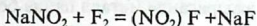
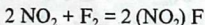
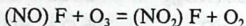
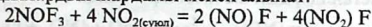


Нитроил туздары күчтүү кычкылдандыргычтар, сууда гидролизденет.

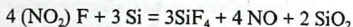
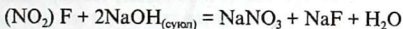
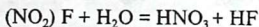


Фтордун жана хлордун да нитроил туздары белгилүү.

Фтордуу нитроил ( $\text{NO}_2$ ) F газ жана суюк агрегаттык абалда түссүз, ал эми каттуу абалда ак түстө болот. Фтордуу нитроил төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

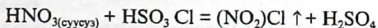
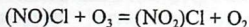


Фтордуу нитроил сууда гидролизденет, щелочтор жана кремний менен аракеттенет.

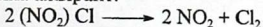


Фтордуу нитроил суутек, күкүрт, көмүртек менен аракеттенбейт. Хлордуу нитроил ( $\text{NO}_2$ )Cl газ абалында түссүз болуп, суюк абалында ачык сары түстө, ал эми каттуу абалында ак түстө болот.

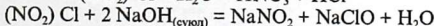
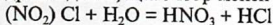
Хлордуу нитроил төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



Термикалык жактан туруксуз, комнаталык температурада эле ажыроо башталат. ( $\text{NO}_2$ )Cl ажыраганда азоттун (IV) кычкылына жана хлордун молекуласына ажырайт.

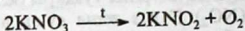


Сууда толук гидролизденет, щелочтор менен аракеттенет.

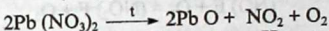
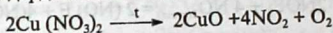


Азот кислотасынын туздары нитраттар деп аталат. Көпчүлүк нитраттар түссүз, сууда жакшы эришет. Суудагы эритмелери кычкыл чөйрөгө ээ болсо нитраттар азот кислотасына салыштырганда начар кычкылдандыргыч касиетке ээ болот. Нейтралдык чөйрөдө кычкылдандыргыч касиетке ээ эмес. Нитраттардын эритиндилери жана ажыроо температурасында алар күчтүү кычкылдандыргыч касиетке ээ. Себеби ажыроо температурасында кычкылтек бөлүнөт.

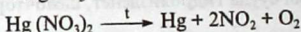
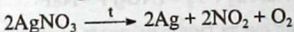
Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын нитраттары термикалык жактан ажыраганда нитриттер жана кычкылтектин молекуласы пайда болот.



Калган көпчүлүк металлдардын нитраттары термикалык жактан ажыраганда металлдардын кычкылдары пайда болот.

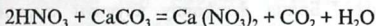


Пассивдүү металлдардын (Ag, Au, Hg ж.б.) нитраттары термикалык жактан ажыраганда металл пайда болот.



#### 6.2.4. Азоттун колдонулушу

Азот тирүү организмдер үчүн алмаштырылгыс элементтердин катарына кирет. Өсүмдүктөрдүн өсүүсү азотсуз начарлайт, өсүмдүктөр негизинен топурактан нитрат түрүндөгү азотту өздөштүрүшөт. Мына ошондуктан азоттун жаратылыштагы айлануусу өзгөчө мааниге ээ. Органикалык заттардын (өсүмдүк жана жаныбарлардын) калдыктары чиригенде белоктогу, аминокислоталардагы азот аммиак эркин азотко айланат. Пайда болгон аммиак микроорганизмдердин таасири астында андан ары кычкылданып азот кислотасын пайда кылат. Азот кислотасы топурактагы карбонаттар менен реакцияга кирип нитраттарды пайда кылат.



Бөлүнгөн эркин азот (көмүр, жыгач, отундар, нефть ж.б. күйгөндө) атмосферадагы чагылгандын натыйжасында азоттун кычкылын пайда кылат. Пайда болгон азоттун кычкылы жамгырдын жардамы менен азот кислотасына айланып топуракка түшөт. Абадагы эркин молекулалык азотту клубендик бактериялар чанактуу өсүмдүктөр менен симбиоздо жашап, алардын тамыр системасында тамыр түймөкчөлөрүн пайда кылып, активдүү түрдө молекулалык азотту сиңирип, азоттун бирикмелерине айланат.

Өндүрүлгөн азоттун көпчүлүк бөлүгү аммиакты алууга колдонулат. Аммиак көпчүлүк органикалык эмес заттарды синтездөөдө, жана азот кислотасын өндүрүүдө кеңири колдонулат.

Көпчүлүк жарылуучу заттардын курамында азоту бар бирикмелер болот.

Азот эң арзан инерттүү газ болуп көптөгөн органикалык жана органикалык эмес синтездерге колдонулат. Суюк агрегаттык абалдагы азот төмөнкү температураны алууда колдонулат.

## 6.3. Фосфор (Phosphorus)

**6.3.1. Тарыхый маалымат.** Фосфорду биринчи жолу 1669-жылы гамбургиялык алхимик Геннинг Бранд биринчилерден болуп сийдикке көмүрдү жана кумду кошуп, буулантуу менен бөлүп алган. Г. Бранд фосфорду kaltes Feuer (муздак от), же «менин отум» - деп атаган. Г.Бранд фосфордун жарык берүү касиетин пайдаланып, элден белек жана акча алган. Кийинчерек фосфорду алуунун сырларын бекитүү кыйын болгондуктан, ал фосфорду алуунун ыкмасын дрезденттик химик И.Крафтка (И.Крафту) сатат. И.Крафт: «Өзүм ачкан ачылыш» - деп, ганновердик падышага билдирет. Фосфорду алуу И.Кукнелге, К.Кирхмейерге да белгилүү болгон, себеби И.Кункел Г.Бранддын лабораториясында «жарык берүүчү телону» көргөн, бирок Г.Бранд фосфорду алуунун сырын айткан жок. И.Кункел көптөгөн тажрыйбалардын негизинде фосфорду алуунун ыкмасын иштеп чыккан. 1680-жылы көрүнүктүү англиялык физик жана химик Роберт Бойл жогоруда аталган окумуштуулар менен байланышпастан, фосфорду сийдиктен бөлүп алып, фосфордун жана анын бирикмелерин кээ бир касиеттерин жазган. Р.Бойл дүйнөдөн кайткандан кийин анын окуучусу А.Танквиц илимди алып сатууга айландырып, «фосфордук алып сатардык» өркүндөтөт.

1743-жылы Андрей Сигизмунд Магграф фосфорду алуунун жаңы ыкмасын иштеп чыгып, фосфордун бир канча касиетин изилдеп, өзүнүн макаласын жарыялаган. Мына ушундан баштап, «фосфордук алып сатардык» токтогон. 1930-жылы Амстердамда 31г фосфордун баасы 80 алтын сомго барабар болгон.

1915-жылы Генсинг мээ ткандарында фосфордун бар экендигин тактаган, ал эми 1779-жылы Ган сөөктүн курамында фосфордун көп экендигин аныктаган.

1847-жылы немец химиги Шреттер ак фосфорду абасыз ысытуу менен фосфордун аллотропиялык модификациясы болгон кызыл фосфорду алган. XX кылымда, б.а. 1939-жылы америкалык физик П.Бриджмен жогорку басымда түрдүү заттарга таасир эткен. Фосфорго таасир эткенде график сыяктанган кара фосфорду алган.

### 6.3.2. Фосфордун жаратылышта таралышы, алынышы

Фосфор жер кыртышында таралышы боюнча 13-орунда турат. Фосфор жаратылышта 190 дон ашуун минералдын курамында кездешип, жер кыртышынын 0,08%ын түзөт. Жаратылыштын негизги минералдары болуп: фосфорит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ , апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{Cl}, \text{OH}, \text{F})_2$ , монацит  $\text{Cl PO}_4$  ж.б.

Фосфордун жер кыртышында кальцийдин фосфаты түрүндө кеңири таралышын биринчилерден болуп Пруст жана Клапрот далилдешкен.

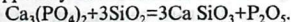
Тирүү организмдердин курамында да фосфор бирикме түрүндө кездешет. Адам баласынын организмде 1,5 кг жакын фосфор бар, сөөктөрдүн курамында 1,4 кг, ал эми 130 г булчуңдар-да, 12 г жакыны нервтерде жана мээде.

Сөөктөрдүн курамдарында фосфор кальцийдин фосфаты түрүндө кездешет, тиштин эмалындагы фосфордун бирикмеси курамы жана кристаллдык түзүлүшү боюнча апатитке дал келет.

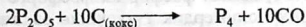
Метеориттердин курамында фосфор темирдин, кобальттын жана никелдин фосфиддери түрүндө кездешет. Айдан алынган чандын курамында да фосфор бар экендиги далилденген. Фосфордун жаратылышта бир стабилдүү изотобу  $^{31}\text{P}$  бар, ал эми жасалма жол менен  $^{30}\text{P}$  изотобун 1934-жылы Фредерик жана Ирен Жолио-Кюри алышкан, жарым ажыроо убакты 2,55 мин.

Азыркы учурда фосфордун 6 жасалма изотобу белгилүү, алардын ичинен эң алыс жашоочусу  $^{33}\text{P}$  жарым ажыроо убактысы 25 күн.

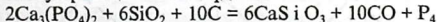
**Алынышы:** Кальцийдин фосфатын  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  абасыз жогорку температурада ( $\approx 1500$ ) кумдун ( $\text{SiO}_2$ ) катышуусунда көмүртек менен калыбына келтирүү жолу менен алынат.



Пайда болгон фосфордун (v) кычкылы андан ары көмүртек менен аракеттенет.

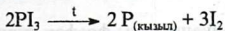


Жалпысынан бул реакция төмөнкүдөй жазылат.



Фосфорду алуунун бул методун 1806 - жылы Ф. Вёлер сунуш кылган.

Фосфордун йодидин ( $\text{PI}_3$ )  $200^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада бысытканда кызыл фосфор алынат.

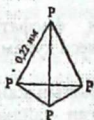


### 6.3.3. Фосфордун физикалык жана химиялык касиеттери

Фосфор грек тилинен которгондо «жарык берүүчү» дегенди түшүндүрөт. Фосфор – металл эмес, анын 11 ге жакын модификациясы белгилүү, алардын ичинен негизги модификациялары болуп ак, кызыл, кара фосфор саналат.

Ак фосфордун тыгыздыгы  $1,82 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $44,14^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $287,3^\circ\text{C}$ , кызыл фосфордун тыгыздыгы  $2,34$

$2/ \text{см}^3$ , эрүү температурасы  $593^\circ\text{C}$ , кара фосфордун тыгыздыгы  $2,7$   
 $2/ \text{см}^3$ , эрүү температурасы  $\approx 1000^\circ\text{C}$ , фосфор сууда эрибейт, бирок  
 бензолдо, эфирде, күкүрттүү көмүртектө жакшы эрийт.  $1000^\circ\text{C}$ дан  
 төмөнкү температурада фосфордун буусунда төрт атомдуу фосфордун  
 ( $\text{P}_4$ ) молекуласы бар. Фосфордун төрт атомдуу молекуласы ( $\text{P}_4$ )  
 тетраэдрдик түзүлүшкө ээ.

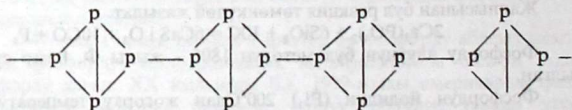


$1000^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада фосфордун ( $\text{P}_4$ )  
 молекуласы термикалык ажыроого учурап,  
 аралашмада фосфордун эки атомдуу ( $\text{P}_2$ )  
 молекуласы үстөмдүк кылат.  $2500^\circ\text{C}$  жогорку  
 температурада гана акыркы молекула атомго  
 ажырайт.

Фосфордун буусу конденсацияланганда ак  
 модификациядагы фосфор пайда болот. Ак фосфор молекулярдык  
 кристаллдык торчого ээ. Молекула аралык күчтүн начарлыгына  
 байланыштуу ак фосфор учма, оңой эрүүчү жумшак (бычак менен  
 кессе болот). Ак фосфор реакцияга жөндөмдүү, абада күйүү менен  
 кычкылданат, ошондуктан ак фосфор суунун астында сакталат, өтө  
 уулуу  $0,15$  г адам баласын өлүмгө алып келет.

Фосфордун караңгыда жарык берүүчү негизинен фосфордун  
 төрт атомдуу молекуласы ( $\text{P}_4$ ) абада кычкылтек менен  
 кычкылданганда жарыкты пайда кылат.

Ак фосфорду узак убакыт сактоодон, же болбосо  $300^\circ\text{C}$  да  
 абасыз ысытканда фосфордун ак модификациясы кызыл  
 модификациясына өтөт, кызыл фосфор ак фосфорго салыштырганда  
 туруктуу, уусуз, бирок полимердик түзүлүшкө ээ, караңгыда жарык  
 бербейт.



Кызыл модификациядагы фосфор кыйындык менен кычкылданат  
 $250^\circ\text{C}$  гана күйөт.

Кара модификациядагы фосфор туруктуу, аны ак фосфорду  $220^\circ\text{C}$   
 да  $1200$  МПа басымда ысытуудан алышат. Кара фосфордун сырткы  
 көрүнүшү графитке окшош. Кристаллдык түзүлүшү катмарлуу.

Кызыл фосфорго окшош, мында  
 фосфордун атомдору бири-бири менен  
 коваленттик байланыш аркылуу  
 байланышкан.

Ак жана кызыл модификацияда-  
 гы фосфор диэлектрдик касиетке ээ



19 - строг. Кара фосфордун кристаллдык  
 структурасы.



болсо, ал эми кара фосфор жарым өткөргүчтүк касиетке ээ. Кара фосфордун химиялык активдүүлүгү ак жана кызыл фосфорго салыштырганда начар.

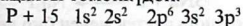
Фосфордун өзгөчөлүгү: фосфор салыштырмалуу терс электрлүүлүгүнүн мааниси боюнча, фтордон, кычкылтектен, хлордон, азоттон, күкүрттөн кийинки орунда турат. Азоттон фосфорго карата баштапкы кванттык сандын маанисинин жогорулайт, бул фосфордун атомунун радиусу жогорулашы менен фосфордун химиясынын кээ бир өзгөчөлүктөрүн пайда кылат.

1) Ионизация потенциалынын маанилеринин суммасынын азоттон фосфорго карата төмөндөшү фосфордун кычкылдануу даражасынын маанилери оң болгон бирикмелердин туруктуулугуна алып келет.

Фосфордун кычкылдануу даражасынын мааниси +5тен төмөн болгон бардык бирикмелери калыбына келтиргич касиетке ээ болушат, ал эми кычкылдануу даражасынын мааниси +5 болгон бирикмеси кычкылдандыргыч боло албайт, демек азоттун кычкылтектүү бирикмелерине салыштырганда фосфордун кычкылтектүү бирикмелери туруктуу болот. Бирок фосфордун суутек менен болгон бирикмеси азоттун суутек менен болгон бирикмесине караганда туруксуз.

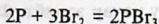
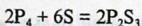
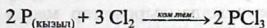
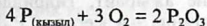
2) Фосфордун азотко караганда валенттүүлүк жөндөмдүүлүгү жогору болушу ваканттык  $3d$  - орбиталынын болушу менен далилденет.  $3d$  - орбиталынын эсебинен фосфор донордук – акцептордук байланышты пайда кыла алат, мында фосфор - акцептор. Ваканттык  $3d$  - орбиталдын болушу, валенттүүлүк жөндөмдүүлүгүн жогорулатып,  $sp^3d$  (к.с.5),  $sp^3d^2$  (к.с.6) гибриддешүүнү пайда кылат. Мындай гибриддешүү азотто болбойт.

3) Фосфор полимердик структураны пайда кылууга ыкталгандыгы ачык көрүнүп турат, фосфордун химиясында гомо- жана гетерогендик полимерлер жакшы белгилүү. Фосфордун дүүлүкпөгөн абалдагы электрондук конфигурациясы төмөнкүдөй:

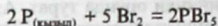
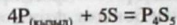
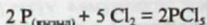
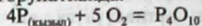


Фосфор калыбына келтиргич жана кычкылдандыргыч касиеттерге ээ.

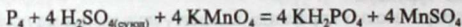
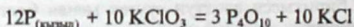
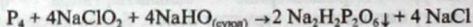
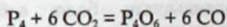
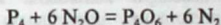
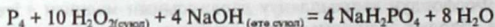
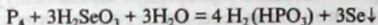
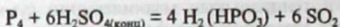
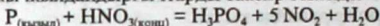
Фосфор кычкылтек, галогендер, күкүрт жана күчтүү кычкылдандыргычтар менен аракеттенгенде кычкылданат. Фосфор кычкылданганда кычкылдануу даражасынын мааниси +3 жана +5 чейин жетет.



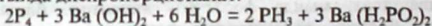
Температураны жогорулатканда:



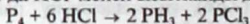
Күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде.



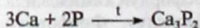
Фосфор щелочтордун суудагы эритмелеринде температуранын таасири астында диспропорционалат.



Фосфорду 300°C да HCl менен ысытканды диспропорционалат



Фосфор металлдар менен аракеттенгенде кычкылдандыргыч-тын ролун аткарат.



Фосфор азотко окшош суутек менен бир нече бирикмени пайда кылат. Фосфордун суутек менен болгон бирикмелерин ичинен кеңири белгилүү болгондору фосфин  $PH_3$  жана дифосфин  $P_2H_4$ , фосфордун суутек менен болгон бирикмелеринде фосфордун атому канча көп болсо ошончо туруктуу болот.

Дифосфинди ысытканда фосфинге жана фосфордун каттуу аморфтук гидриддерине ажырайт, гидриддерде фосфордун атому суутектин атомуна караганда эки эсеге көп  $P_{12}H_6$ . Бул гидриддер абада туруктуу. Күчтүү кычкылдандыргычтар менен оңой кычкылданат, спиртке, сууда эрибейт.

Фосфин  $PH_3$  түссүз сасыган балык жыттанган уулуу газ. Сууда аммиакка салыштырмалуу начар ээрийт. Фосфиндин молекуласынын

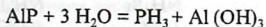
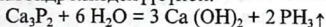
формасы аммиактын молекуласына окшоп триганалдык пирамида түрүндө.

Фосфиндин молекуласындагы байланыштын бурчу аммиактыкына салыштырганда ( фосфин  $93,7^\circ$ , аммиак  $107^\circ$  ) төмөн.

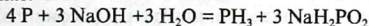
Демек, фосфиндин молекуласында  $s$  – булуттарынын байланыштын гидридешүүсүнө аз санда катышарын билдирет. Фосфиндин молекуласынын донордук касиети, диполунун электрдик моменти, аммиактын молекуласына салыштырганда төмөн. Фосфиндин молекуласында суутектик байланыш жок, ошондуктан эрүү жана кайноо температуралары төмөн.

Фосфин төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

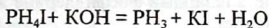
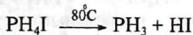
1. Фосфиддердин гидролизденүүсүнөн:



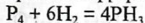
2. Ак модификациядагы фосфорду щелочтордун суудагы эритмесинде бысытканда алынат.



3. Фосфониянын иодидин термиклык ажыратуудан жана щелочтордун суудагы эритмесин таасир эткенде

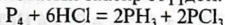


4. Фосфор менен суутектин аракеттенүүсүнөн:



Бул реакция  $350^\circ\text{C}$  жана 200 атм. басымда жүрөт, бул учурда 2% гана фосфин алынат.

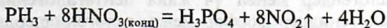
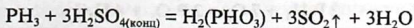
5. Ак фосфорго туз кислотасын таасир этүүдөн:

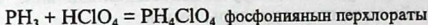
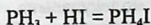
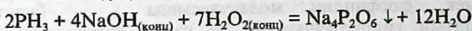
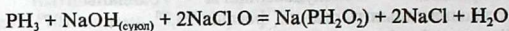
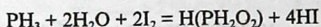
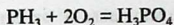


Фосфиндин эрүү температурасы –  $133,8^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы –  $87,42^\circ\text{C}$ .

Фосфин суу менен аракеттенбейт, төмөнкү температурада каттуу клатраттык  $8 \text{PH}_3 \cdot 46 \text{H}_2\text{O}$  бирикмени пайда кылат. Щелочтор жана аммиактын гидраты менен аракеттенбейт. Күчтүү калыбына келтиргич, концентрацияланган күкүрт, азот кислоталарын, иодду, кычкылтекти, суутектин перкычкылын, натрийдин гипохлоридин таасир эткенде кычкылданат.

Аммиакка караганда негиздик касиети төмөн.

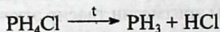




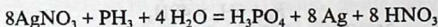
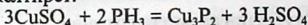
Фосфиндин туздары структурасы боюнча аммонийдин туздарына окшош, бирок аммонийдин туздарына салыштырганда термикалык жактан туруксуз болушат:



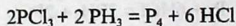
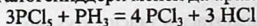
Фосфониянын галогениддерин ысытканда фосфинге жана галогендүү суутекке ажырайт.



Фосфин, металлдардын туздарынын суудагы эритмелеринен металлдын ионун, металлдардын фосфиддерине жана эркин металлга чейин калыбына келтирет.



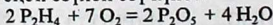
Фосфин фосфордун галогениддери менен да аракеттенет.



Дифосфин  $\text{P}_2\text{H}_4$  – түссүз учма суюктук молекуласынын структурасы боюнча гидразинге окшош. Негиздик касиетке ээ эмес, кислоталар менен аракеттенбейт, күчтүү калыбына келтиргич.

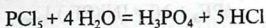
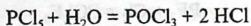
Алынышы: Фосфордуу суутектин буусун  $0^\circ\text{C}$  дан  $-80^\circ\text{C}$  га чейинки төмөнкү температурада конденсациялангандан алынат. Эрүү температурасы  $-99^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $56^\circ\text{C}$ . Дифосфин жарыктын таасири астында ажырайт фосфинди жана фосфордун каттуу гидридин пайда кылат.

Дифосфин абада оңой өзүнөн өзү күйөт.

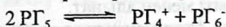


Фосфор галогендер менен үч жана пентагалогениддерди пайда кылат. Бул галогениддер фосфор менен галогениддердин түздөн түз аракеттенүүсүнөн алынат. Пентагалогениддерге караганда

термикалык жактан фосфордун (III) галогениддери туруктуу. Фосфордун галогениддеринде галогендин атомдук массасы өскөн сайын термикалык туруктуулугу начарлайт. Бул галогениддердин ичинен көбүрөөк практикалык мааниси ээ болгону  $PCl_3$  жана  $PCl_5$ . Фосфордун пентагалогениддери кислоталык жаратылыштагы заттар: Мисалы.  $PCl_5$  азыраак санда сууну таасир эткенде фосфордун оксихлориди, ал эми ашыкча санда суу болсо фосфор кислотасы пайда болот.

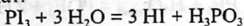


$PF_5$  молекулаларын структурасы тригоналдык бипирамида борбордогу фосфордун атому  $sp^3d$  гибридизация абалында болот, фосфордун пентагалогениддери өзүнөн өзү ионизацияга учурайт.

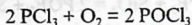
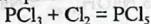


Фосфордун пентагалогениддеринин кристаллдарында катиондор  $[PF_4]^+$  тетраэдрдик, ал эми аниондор  $[PF_6]^-$  октаэдрдик конфигурацияга ээ болуп ОЦК структурасында жайгашкан.

Фосфордун үч галогениддери туруктуу экзотермикалык бирикмелер. Үч галогениддердин агрегаттык абалы түрдүү болушат  $PF_3$  – түссүз газ,  $PCl_3$ ,  $PBr_3$  - түссүз суюктук,  $PI_3$  кызыл түстөгү кристалл. Фосфордун үч галогениддери суу менен аракеттенгенде кислотаны пайда кылат.



Күчтүү кычкылдандыргычтар фосфордун үч галогениддерин фосфор +5 болгон бирикмелерине чейин кычкылдандырат.



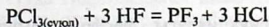
Фосфордун үч фториди  $PF_3$  түссүз газ, абада туруктуу, эрүү температурасы –  $151,5^\circ C$ , эрүү температурасы –  $101,8^\circ C$ .

Фосфордун үч фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

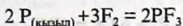
1) Фосфордун пентафторидин  $400^\circ C$  жогорку температурада ысытканда:



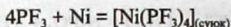
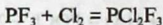
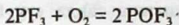
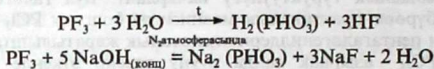
2) Суюк фосфордун үч хлоридине фтордуу суутекти таасир эткенде:



3) Кызыл фосфор фтор менен аргондун катышуусунда –  $60^\circ C$  да аракеттенүүсүнөн:

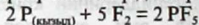


Сууда жай гидролизденет, щелочтор, галогендер, кычкылтек жана никель менен аракеттенет. Кремнийдин (IV) кычкылы менен аракеттенбейт.

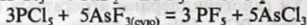
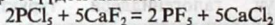


Фосфордун пентафториди  $\text{PF}_5$  – түссүз газ, кайнаганда ажырабайт, өтө каттуу ысытканда ажырайт. Кайноо температурасы –  $84,55^\circ\text{C}$ , эрүү температурасы –  $93,75^\circ\text{C}$ . фосфордун пентафториди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

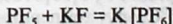
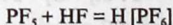
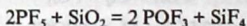
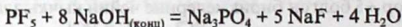
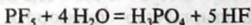
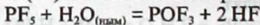
1) Кызыл фосфордун фтор менен түздөн түз аракетенүүсүнөн:



2) Фосфордун пентахлоридине кальцийдин жана мышьяктан фторидин таасир этүүдөн алынат.



Фосфордун пентафториди сууда гидролизденет, щелочтор, фтордуу сутек жана кремнийдин (IV) кычкылы менен аракеттенет.

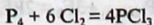


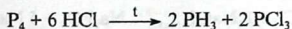
Фосфордун пентафториди  $400^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт.



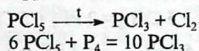
Фосфордун үч хлориди  $\text{PCl}_3$  түссүз учма, туруксуз суюктук, нымдуу абада түтөйт. Эрүү температурасы –  $90,34^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $+75,5^\circ\text{C}$ . Фосфордун үч хлориди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

1) Ак модификациядагы фосфор комнаталык температурада хлордун молекуласы менен, ал эми  $300^\circ\text{C}$  да хлордуу суутек менен аракеттенүүсүнөн:

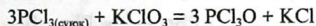
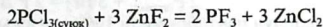
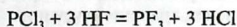
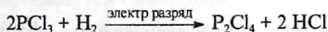
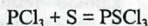
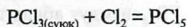
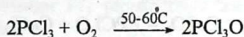
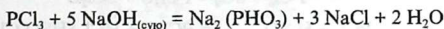
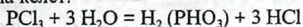




2) Фосфордун пентахлоридин  $160^0 - 300^0C$  да ажыратканда жана ак фосфор менен аракеттенүүдөн алынат.

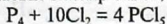


Фосфордун үч хлориди сууда гидролизденет, щелочтор менен аракеттенет, кычкылтек, галогендер, күкүрт менен кычкылданат, суутек менен калыбына келет.

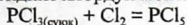


Фосфордун пентахлориди  $PCl_5$  гигроскопиялык термикалык жактан туруксуз келген ак түстөгү зат. Каттуу абалында  $P_2Cl_{10}$  курамга ээ. Фосфордун пентахлориди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

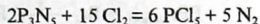
1) Ак модификациядагы фосфорго температуранын таасири астында хлордун молекуласын таасир эткенден:



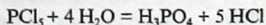
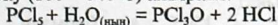
2) Фосфордун үч хлоридине хлордун молекуласын таасир эткенден:

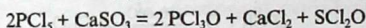
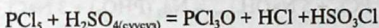
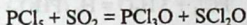
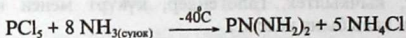
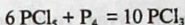
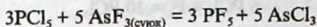
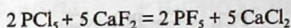
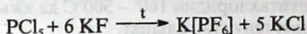
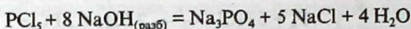


3) фосфордун пентонитридине  $100^0C$  да хлордун молекуласын таасир этүүдөн алынат.



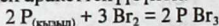
Фосфордун пентахлоридинин эрүү температурасы  $166,8^0C$ .  $PCl_5$  реакцияга жөндөмдүү сууда гидролизденет щелочтор, металлдардын жана металл эместердин галогениддери, фосфор, аммиак ж.б. менен аракеттенип, жогорку ( $160^0 - 300^0C$ ) ажырайт.





Фосфордун үч бромиди  $\text{PBr}_3$  нымдуу абада түтөөчү түссүз суюктук эрүү температурасы  $-41,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $+173,3^\circ\text{C}$ , фосфордун үч бромиди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

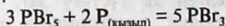
1) Кызыл модификациядагы фосфордун комнаталык температурада бром менен аракеттенүүсүнөн.



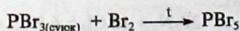
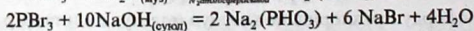
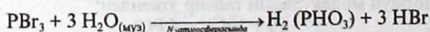
2) Фосфордун пентабромиди  $106^\circ\text{C}$  да ажыраганда пайда болот.



3) Фосфордун пентабромидинин кызыл фосфор менен аракеттенүүсүнөн алынат.



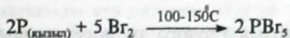
Фосфордун үч бромиди сууда гидролизденет, щелочтор, кычкылтек, бром менен аракеттенет.



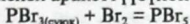
Фосфордун пентабромиди  $\text{PBr}_5$  кызыл сары түстөгү зат, кайноо температурасында  $106^\circ\text{C}$  ажырайт.  $\text{PBr}_5$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

1) Фосфор  $100^\circ - 150^\circ\text{C}$  да бромдун молекуласы менен аракеттенүүсүнөн:

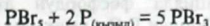
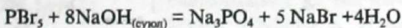
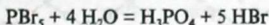




2) Суюк агрегаттык абалдагы фосфордун үч бромиди  $100^\circ - 150^\circ C$  да бромдун молекуласы менен аракеттүүсүнөн алынат.

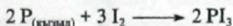


Фосфордун пентабромиди сууда гидролизденет, щелочтор менен аракеттенет, фосфор менен калыбына келет.

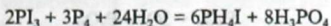
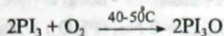
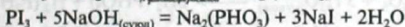


Фосфордун үч бромиди  $PI_3$  термикалык жактан туруксуз келген ачык кызыл түстөгү зат.

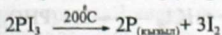
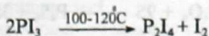
Алынышы:



Фосфордун үч иодиди сууда гидролизденет, щелочтор, фосфор менен аракеттенет, ысытканда кычкылтек менен кычкылданат.

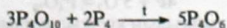
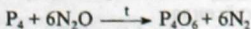
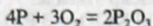


Фосфордун үч иодиди температурага жараша төмөнкүдөй ажырайт:



Фосфордун кычкылтек менен бир канча кычкылдары  $P_4O$ ,  $P_2O$ ,  $PO_2$ ,  $P_2O_6$ ,  $P_4O_{10}$ ,  $P_4O_6$  белгилүү алардын ичинен туруктуулары болуп  $P_2O_3$ ,  $P_2O_5$  жана  $PO_2$  саналат.

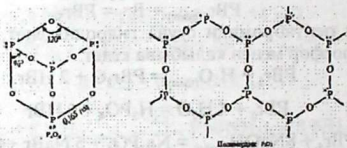
Фосфордун (III) кычкылы  $P_2O_3$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



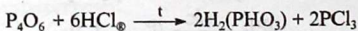
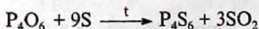
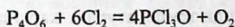
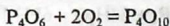
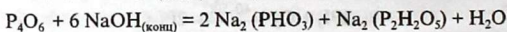
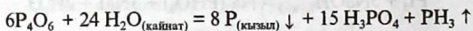
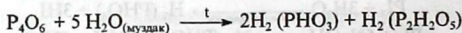
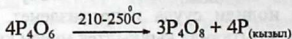
Бул реакцияда  $P_2O_3$  пайда болуусу үчүн кычкылтек жетишсиз болуусу керек.

Фосфордун  $P_2O_3$  кычкылы  $23,8^\circ C$  эрүүчү ак түстөгү кристалл. Бул кычкылдын бир канча аллотропиялык модификациясы бар. Кээ

бирлери молекулярдык торчого ээ, молекулярдык жана полимердик түзүлүштөгү  $P_2O_3$  структурасы төмөндөгүчө.

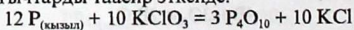


Эки тең модификацияда фосфордун атому  $sp^3$  гибриддешүү абалында болот. Фосфордун  $P_2O_3$  кычкылы кислоталык касиетке ээ, муздак суу менен акырындык менен аракеттенет, ысытканда ажырайт. Реакцияга жөндөмдүү хлордуу суутек, галогендер, күкүрт менен аракеттенет.

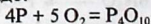


Фосфордун (V) кычкылы  $P_2O_5$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

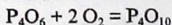
1) Кызыл модификациядагы фосфорго күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде.



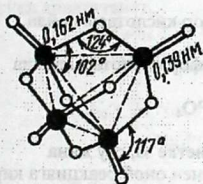
2) Фосфор абада күйгөндө.



3) Фосфордун (III) кычкылын кычкылдандырганда:



Фосфордун (V) кычкылы өтө гидроскоптук ак түстөгү каттуу зат. Буу абалында фосфордун (V) кычкылы мындай  $P_4O_{10}$  курамга ээ.  $P_4O_{10}$



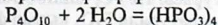
20 - сүрөт. Фосфордун (V) кычкылынын молекуласын түзүлүшү.

молекуласы химиялык түзүлүшү төмөнкүдөй.

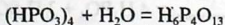
20 - сүрөттө көрүнүп тургандай  $P_4O_{10}$  молекуласы бузулган төрт тетраэдрдик түзүлүштөн турат. Мында фосфордун төрт атому менен кычкылтектин төрт атому кош байланыш аркылуу байланышкан, ал эми кычкылтектин 6 атому фосфордун атомдорун бири бири менен кычкылтектик көпүрө аркылуу байланыштырат.  $P_4O_{10}$  молекуласындагы фосфордун атомдору менен кош байланыш аркылуу байланышкан кычкылтектин

атомдору кыска аралыкта жайланышкан. Фосфордун каттуу абалдагы  $P_2O_5$  бир канча модификациясы бар. Молекуллярдык структурага ээ болгон  $P_2O_5$  сырткы көрүнүшү боюнча музга окшош, бирок оңой бууга айланат реакцияга жөндөмдүү, сууда жакшы эрийт. Молекуллярдык формадагы фосфорду узакка чейин ысытууда эки башка полимердик структурага өтөт да, кош байланыштарда кычкылтектик көпүрөнү пайда кылышат. Эки полимердик структурадагы модификация менен молекуллярдык структурадагы модификациянын айырмачылыгы: молекуллярдык структурадагы модификацияда  $P_4O_{10}$  молекулаларынын ортосунда начар Ван - дер - Ваальс күчтөрү таасир этсе, ал эми полимердик модификацияларда коваленттик байланыш таасир этет.

Фосфордун (V) кычкылынын эң жакшы касиеттеринин бири-сууну сиңирүүсү. Сууну сиңирүүсү кальцийдин хлоридине жана күкүрт кислотасына салыштырганда бир канча эсе жогору. Фосфор ангидриддинин гидратация процесси татаал жана бир канча баскыч менен жүрөрүн биринчилерден болуп Ю. В. Ходаков жана анын окуучулары тарабынан көрсөтүлгөн. Гидратация процессинде биринчи полимердик тетраметафосфор кислотасы пайда болот.



Андан ары тетраполифосфор (үчдекаоксотетрафосфор) кислоталары пайда болот.

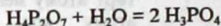


Андан ары гидратация процессинде  $H_3PO_4$  молекуласын бөлүп чыгаруу менен полифосфор кислотасы пайда болот.

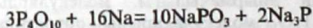
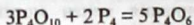
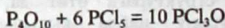
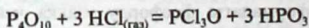
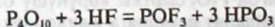
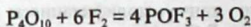
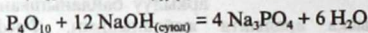
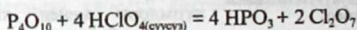
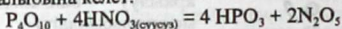
$\text{H}_6\text{P}_4\text{O}_{13} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$  - үч полифосфор кислотасы пайда болот.

$\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  - пирофосфор кислотасы пайда болот.

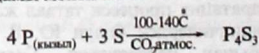
Гидратациянын акыркы стадиясында фосфор кислотасы пайда болот.



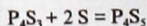
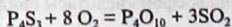
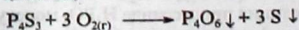
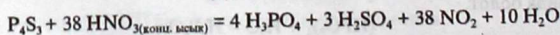
Фосфордун (V) кычкылы кислоталык касиетке ээ, суу жана щелочтор менен аракеттенип, галогендер менен оңой реакцияга кирет, фосфор менен калыбына келет.



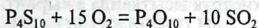
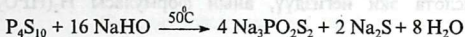
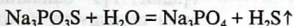
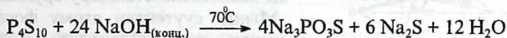
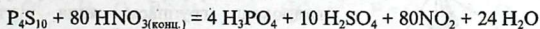
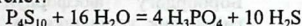
Фосфор күкүрт менен  $\text{P}_4\text{S}_3$ ,  $\text{P}_4\text{S}_{10}$  бирикмелерди пайда кылат.  $\text{P}_4\text{S}_3$  - саргыч жашыл түстөгү, эрүү жана кайноо температурасында ажырабоочу, абада туруктуу келген саргыч өтө каттуу зат. Муздак суу жана суултулган кислотада күкүрт менен аракеттенет.  $\text{P}_4\text{S}_3$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



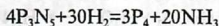
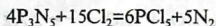
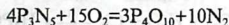
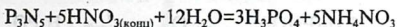
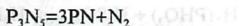
$\text{P}_4\text{S}_3$  - эрүү температурасы  $1,25^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $105,8^\circ\text{C}$ ,  $700^\circ\text{C}$  да жогорку температурада  $\text{P}_4\text{O}_3$  кызыл фосфорго жана күкүртке ажырайт.



$P_4S_{10}$  – кайноо температурасында  $P_2S_5$  чейин ажыроочу ток-сары түстөгү зат. Эрүү температурасы  $288^{\circ}C$ , кайноо температурасы  $514^{\circ}C$ . Суу менен гидролизденет, азот кислотасы, щелочтор, кычкылтек менен аракеттенет.

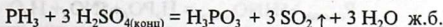
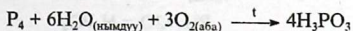
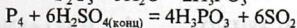
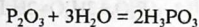


Фосфор азот менен төмөнкүдөй курамдагы  $P_3N_5$  бирикмени пайда кылат.  $P_3N_5$  абада туруктуу, кислоталар, щелочтор менен реакцияга кирбейт, бирок концентрацияланган азот кислотасы менен реакцияга кирет. Фосфордун азот менен болгон бирикмеси  $700^{\circ}$ - $600^{\circ}C$  да ажырайт.

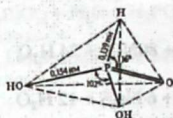


Фосфор кислоталарынын бир формадан экинчи формага өтүү механизмдери тууралуу талаш тартыштар бир канча жылдарга созулган. XIX кылымдын биринчи жарымындагы белгилүү химик Иоган Берцелиус (1779 – 1848 ж.ж.) фосфор кислотасынын ангидридинен фосфор кислотасынын пайда болуусу жана анын касиети алынуу жолунан көз карандылыгын айткан.

Фосфордуу кислота  $H_3PO_3$  ак түстөгү,  $70^{\circ}C$  да эрий турган зат. Фосфордуу кислота төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Фосфордуу кислота сууда жакшы ээрийт, начар кислота. Химиялык түзүлүшү боюнча бузулган тетраэдрдик түзүлүштө.

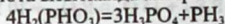


Борбордогу фосфордун атому  $sp^3$  гибриддик түзүлүшкө ээ. Чокуларда эки гидроксил группасы жана суутектин, кычкылтектин атомдору орун алган.

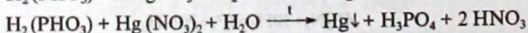
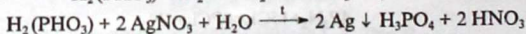
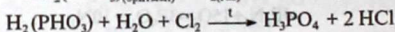
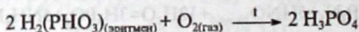
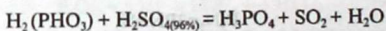
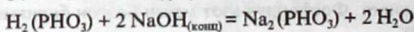
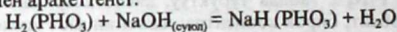
Мында суутектин атому фосфор менен түздөн түз байланышта болгондуктан орун алмашууга жөндөмсүз, ошондуктан

бул кислота эки негиздүү, анын формуласы  $H_2(PhO_3)$  түрүндө жазылат.

Фосфордуу кислота ысытканда ажырайт.



Фосфордуу кислота щелочтор, кычкылдандыргычтар жана туздар менен аракеттенет.

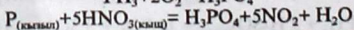
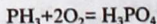
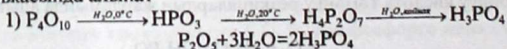


Фосфордуу кислотанын туздары фосфиттер деп аталат.

Пентаоксидфосфор кислотасы  $H_4P_2O_5$  фосфордуу кислотага окшош эки негиздүү кислота, салыштырмалуу туруксуз.

Бул кислоталардан башка гипофосфор  $H_4P_2O_6$  жана мета фосфор ( $PhO_3$ ) кислоталары белгилүү.

Фосфор кислотасы  $H_3PO_4$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат

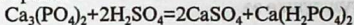


Фосфор кислотасы түссүз жеңил эрүүчү кристалл. Катуу кислотада же концентрацияланган кислотанын эритмесинде молекулалар ортосунда суутектик байланыш бар, анын-

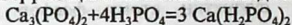


### 6.3.4. Фосфордун колдонулушу

Фосфор көбүнчө ширенке өндүрүүчү өнөр жайларда колдонулат. Ал эми фосфордун (V) кычкылы  $P_2O_5$  фосфор кислотасын өндүрүүдө колдонулат. Фосфор кислотасы тамак аш өнөр жайларында спирттерди алууда колдонулса, анын туздары минералдык жер семирткич катары колдонулат. Жаратылыштагы фосфордун бирикмелери кыйындык менен эрийт. Ошондуктан ошол фосфаттарды кайрадан иштетип кычкыл фосфаттар алынат. Кычкыл фосфаттар оңой эрийт.



Алынган минералдык жер семирткич суперфосфат, ал эми суперфосфат төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат.



Жогоруда аталган жер семирткичтерден аммофос  $NH_4H_2PO_4$  жана  $(NH_4)_2HPO_4$  аралашмаларынан турат.



## 6.4. Мышьяк (Arsenicum)

**6.4.1. Тарыхый маалымат.** Мышьяктын ачылган күнү боюнча так маалымат жок. Биздин эранын биринчи кылымындагы Диоскориддин эмгектеринде мышьяктын сульфидинин какталгандыгы боюнча эскертмелер болгон. Биздин эранын V кылымындагы грек жазуучусу Олимпиодорус мышьяктын сульфидин күйгүзүп ак мышьякты даярдоону жазган. VIII кылымда араб алхимиги Гебер мышьяктын (III) кычкылын алган. 1250 – жылы немец алхимиги Альберт фон Больштед мышьяк жөнүндө баяндап жазган. А.Л. Лавуазье 1789- жылы мышьяктын химиялык элемент экендигине ынанды.

### 6.4.2. Мышьятын жаратылышта таралышы, алынышы

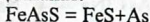
Мышьяк эркин түрдө өтө сейрек кездешет, негизинен минерал түрүндө кездешет. Негизги минералдары.

Арсенопирит  $\text{FeAsS}$

Реальгар  $\text{As}_4\text{S}_4$

Аурипигмент  $\text{As}_2\text{S}_3$  ж.б.

Мышьяктын алуу төмөндөгүчө: арсенопиритти абасыз чөйрөдө ысытканда минералдын курамынан мышьяк бууланат да, атайын кабыл алууга конденсацияланат.



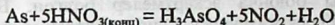
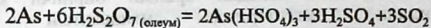
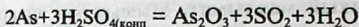
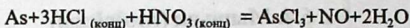
### 6.4.3. Мышьяктын физикалык жана химиялык касиеттери

Мышьяктын үч модификациясы белгүү боз же металлдык, кара жана сары. Боз модификациясы кадимки шартта туруктуу, кристаллдары металлдык жалтырактыкка ээ, тыгыздыгы  $5,72\text{г}/\text{см}^3$  барабар болуп электр жана жылуулукту өткөрөт. Боз мышьяк  $610^\circ\text{C}$  абасыз чөйрөдө бууланат. Мышьяктын буусу түссүз,  $800^\circ\text{C}$  дан төмөнкү температурада  $\text{As}_4$ , ал эми  $1700^\circ\text{C}$  да  $\text{As}_2$  молекулярдык формулаларга ээ.  $1700^\circ\text{C}$  дан жогору  $2000^\circ\text{C}$  га чейин мышьяктын буусу  $\text{As}_4$ ,  $\text{As}_2$ ,  $\text{As}$  тен салмактуу аралашмадан турат.  $2000^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада  $\text{As}$  турат.

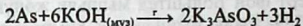
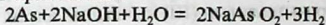
Сары модификациясы молекулярдык кристаллдык торчого ээ. Криссталлдык торчонун түйүндөрүндө мышьяктын ( $\text{As}_4$ ) молекула-сы кездешет.

Боз модификациядагы мышьякты суутектин агымында буулатканда Аморфтук кара модификациядагы мышьяк пайда болот, бирок,  $285^\circ\text{C}$  да боз мышьякка өтөт.

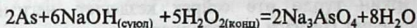
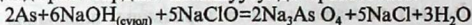
Мышьяк суу жана суюлтулган кислоталар менен аракеттенбейт концентрацияланган кислоталар жана падыша арагы менен аракеттенет.



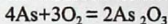
Щелочтор менен аракеттенет.



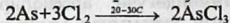
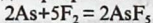
Суюлтулган щелочтордун эритмелери менен күчтүү кычкылдандыргычтардын катышуусунда аракеттенет.



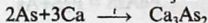
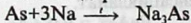
Жогорку температурада кычкылтек менен аракеттенет.



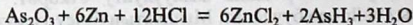
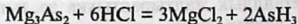
Комнаталык температурада фтор менен аракеттенет.



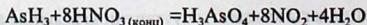
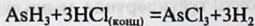
Жогорку температурада металлдар менен аракеттенет:



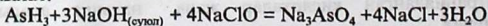
Мышьяктын суутек менен болгон бирикмеси арсин  $\text{AsH}_3$ . Арсин сарымсактын жытына окшош жытка ээ болгон, түссүз уулуу газ. Термикалык жактан туруксуз. Арсин төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

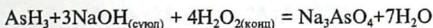


Арсин күчтүү калыбына келтиргич, сууда начар эрийт, төмөнкү температурада катуу клатраттык бирикмени пайда кылат  $8\text{AsH}_3 \cdot 46\text{H}_2\text{O}$ . Кычкылдандыргычтардын катышуусунда суюлтулган щелочтордун эритмелери менен аракеттенип арсенаттарды пайда кылат:

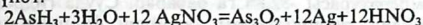


Кычкылдандыргычтардын катышуусунда суюлтулган щелочтордун эритмелери менен аракеттенип, арсенаттарды пайда кылат.

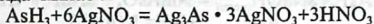




Күмүштүн нитратынын эритмеси менен аракеттенгенде металлдык күмүш бөлүнөт.



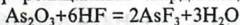
Арсин күмүштүн нитратынын кристаллы менен сары түстөгү кош тузду пайда кылат.



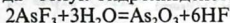
Пайда болгон кош туз кислота менен аракеттенип  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  жана күмүшко оңой ажырайт.

Мышьяктын арсинден башка да суутек менен болгон бирикмелери белгилүү. 1948-жылы Наста диарсинди ( $\text{As}_2\text{H}_4$ ) ачкан. Диарсин дифосфинге караганда туруксуз келген газ,  $100^\circ\text{C}$  да арсинге ажырайт. 1942-жылы Мозер жана Брукл арсинди калайдын (IV) туздары менен кычкылдандырып мышьяктын суутек менен болгон бирикмесинин полимерин  $(\text{As}_2\text{H})_n$  алышкан. Алынган полимер кызыл түстөгү катуу аморфтук күкүм. Катуу абалда күрөң түстөгү  $\text{AsH}$  бирикмеси белгилүү. Мышьяктын суутек менен болгон бардык бирикмелери уулуу заттар. Булар организмдеги белоктордун сульфиддик группаларына ( $-\text{SH}$ ) таасир этет.

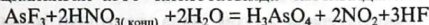
Мышьяк галогендер менен (III) жана (V) бирикмелерди пайда кылат  $\text{AsF}_3$  төмөнкү реакциянын жардамында алынат



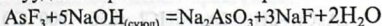
$\text{AsF}_3$  - түссүз оор келген тыгыздыгы  $2,67 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $-8,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $57,8^\circ\text{C}$  га барабар болгон суюктук. Сууда толук гидролизденет.



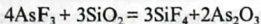
Концентрацияланган азот кислотасында кычкылданат.



Щелочтордун суудагы эритмеси менен аракеттенет.



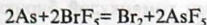
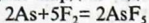
Кремнийдин (IV) кычкылы менен жогорку температурада аракеттенет



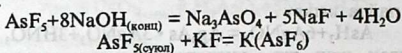
Калийдин фториди менен аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат



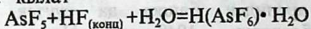
$\text{AsF}_5$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат



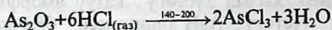
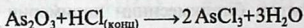
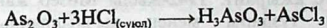
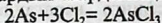
Мышьяктын пентафториди абадан оор, термикалык жактан туруктуу келген түссүз газ. Эрүү температурасы  $-79,8^{\circ}\text{C}$ га, кайноо температурасы  $-52,8^{\circ}\text{C}$ га барабар. Сууда гидролизденет.  $\text{AsF}_5$  натрийдин гидроксиди, калийдин фториди менен аракеттенет.



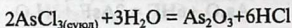
Төмөнкү температурада плавик кислотасы менен төмөнкүдөй бирикмени пайда кылат



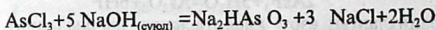
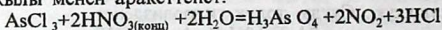
$\text{AsCl}_3$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



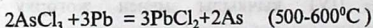
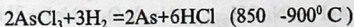
Мышьяктын (III) хлориди нымдуу абада гидролизденүүчү (түтөйт) түссүз суюктук  $20^{\circ}\text{C}$  да тыгыздыгы  $2,16 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $-16,2^{\circ}\text{C}$  га барабар. Мышьяктын (III) хлоридин суюлтулган эритмесинде мышьяктын (III) кычкылы чөкмөгө түшөт.



Концентрацияланган азот кислотасы, суюлтулган натрийдин гидроксиди менен аракеттенет.



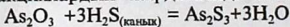
Жогорку температурада суутек жана коргошун менен калыбына келет.

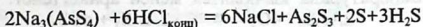
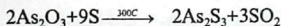


Мышьяктын (III) бромиди түссүз, гигроскопдук ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, тыгыздыгы  $25^{\circ}\text{C}$ ,  $3,54 \text{ г/см}^3$ ка барабар, ал эми эрүү температурасы  $31^{\circ}\text{C}$ . Мышьяктын (III) иодиди кызыл түстөгү гексагоналдык түзүлүштөгү кристалл, тыгыздыгы  $13^{\circ}\text{C}$  да  $4,39 \text{ г/см}^3$  ка барабар, ал эми кайноо температурасы  $371^{\circ}\text{C}$  эрүү температурасы  $141^{\circ}\text{C}$ .

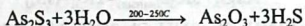
Мышьяк күкүрт менен төмөнкүдөй бирикмелерди  $\text{As}_4\text{S}_3$ ,  $\text{As}_4\text{S}_4$ ,  $\text{As}_2\text{S}_3$ , жана  $\text{As}_2\text{S}_5$  пайда кылат.

$\text{As}_2\text{S}_3$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

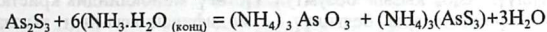
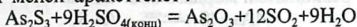




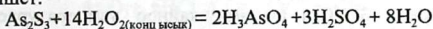
Жаратылышта  $\text{As}_2\text{S}_3$  аурипигмент деген ат менен белгилүү. Тыгыздыгы  $3,43 \text{ г/см}^3$  ка, эрүү температурасы  $310 \text{ C}$  га, кайноо температурасы  $7,23^\circ \text{ C}$  га барабар болгон ток сары түстөгү моноклиндик кристалл. Жогорку температурада сууда гидролизденет.



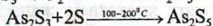
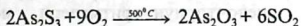
Концентрацияланган кислоталар, щелочтор жана аммиактын гидрокычкылы менен аракеттенет.



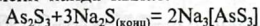
Концентрацияланган суутектин перкычкылы менен аракеттенишет.



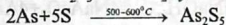
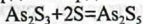
Жогорку температурада кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенет.



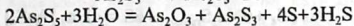
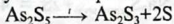
Концентрацияланган натрийдин сульфиди менен да аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат.



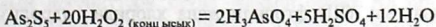
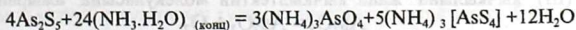
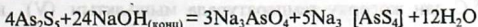
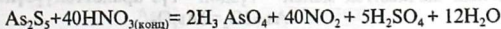
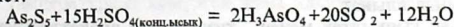
$\text{As}_2\text{S}_5$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



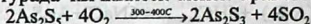
Мышьяктын (V) сульфиди  $500^\circ\text{C}$  да ажыроочу, ачык сары түстөгү аморфтук зат. Кайнак суу менен аракеттенет.



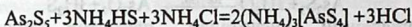
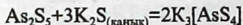
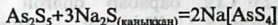
Реакцияга жөндөмдүү концентрацияланган кислоталар, щелочтор аммиактын гидрокычкылы, суутектин перкычкылы менен аракеттенет:



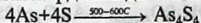
Жогорку температурада кычкылтек менен аракеттенет.



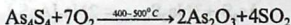
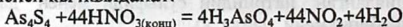
40-60° С да мышьяктын (V) сульфиди натрийдин, калийдин сульфиди жана аммонийдин гидросульфиди менен бирикмени пайда кылат.



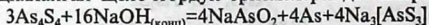
As<sub>4</sub>S<sub>4</sub>-төмөнкү реакциянын жардамында алынат.



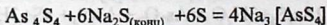
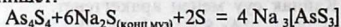
Мышьяктын тетрасульфиди жаратылышта реалгар деген ат менен белгилүү. As<sub>4</sub>S<sub>4</sub> кызыл бозумтул түстөгү моноклиндик кристалл, α, β модификациялары белгилүү. α модификациясынын тыгыздыгы 3,51г /см<sup>3</sup>, ал эми β модификациясынын тыгыздыгы 3,25г / см<sup>3</sup>, α модификациясы β модификациясына 267° С да өтөт. Эрүү температурасы 321°Сга, ал эми кайноо температурасы 537°С га барабар. Мышьяктын тетрасульфидин As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> жана As<sub>2</sub>S<sub>5</sub> салыштырганда реакцияга жөндөмсүз. Суу жана суюлтулган кислоталардын, щелочтордун эритмелери менен аракеттенет. Концентрацияланган азот кислотасы жана жогорку температурада кычкылтек менен кычкылданат.



Концентрацияланган щелочтордун эритмелеринде ажырайт .

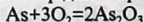


Күкүрттүн катышуусунда щелочтуу металлдардын сульфиддери менен аракеттенишет.

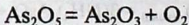


Мышьяк кычкылтек менен As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, As<sub>2</sub>O<sub>5</sub> кычкылдарды пайда кылат. Мышьяктын (III) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

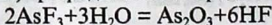
1. Мышьяк кычкылтек менен түздөн түз аракеттенүүсүнөн .

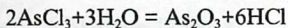


2. 315° С дан жогорку температурада мышьяктын (V) кычкылы (III) кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт .



3. Мышьяктын (III) фториди жана хлориди гидролизденгенде

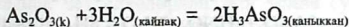
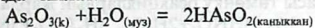




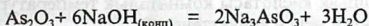
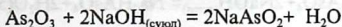
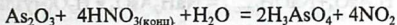
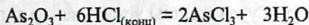
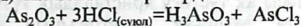
Мышьяктын (III) кычкылын эки модификациясы бар  $\alpha$ -модификациясы моноклиндик кристаллдык түзүлүшкө ээ.  $\beta$ -модификациясы кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ.

Кристаллдык торчонун түйүндөрүндө  $\text{As}_4\text{O}_6$  молекулалары бар. Бул эки модификациясы жаратылышта арсенолит жана клаудетинт деген ат менен белгилүү.

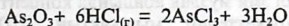
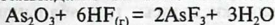
Мышьяктын (III) кычкылын суудагы эригичтиги температурадан көз каранды, 100 г сууда 25<sup>0</sup>Сда 2,1г, 75<sup>0</sup>Сда 6,0г эрийт. Сууда эригенде начар метамышьяктуу  $\text{HAsO}_2$  жана орто мышьяк  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  кислотасын пайда кылат.



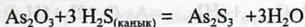
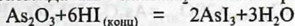
Мышьяктын (III) кычкылы амфотердик касиетке ээ.



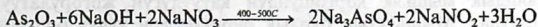
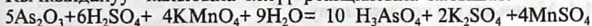
140<sup>0</sup>-200<sup>0</sup>С да газ абалындагы HF жана HCl менен аракеттенет.



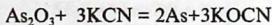
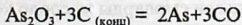
Бөлмө температурасында HI жана  $\text{H}_2\text{S}$  менен аракеттенишет.



Кычкылдануу - калыбына келүү реакциясына катышат.

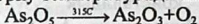


Жогорку температурада көмүртек жана калийдин цианиди менен калыбына келет.

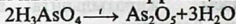


Мышьяктуу кислотанын туздары арсениттер деп аталат. Щелочтуу металлдардын арсениттери сууда жакыш эрийт. Ал эми щелочтуу жер металлдардын арсениттеринин суудагы эригичтиги начар.

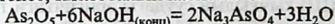
Мышьяктуу кислотанын оор металлдар менен болгон бирикмелери сууда эрибейт. Мышьктын (V) кычкылы аморфтук абалдагы түссүз зат. 315<sup>0</sup>С дан жогорку температурада ажырайт.



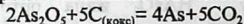
Мышьяктын (V)кычкылы төмөнкү реакциянын жардамында алынат.



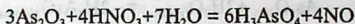
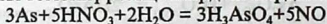
Суу менен аракеттенет, кислоталык касиетке ээ.



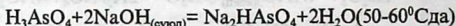
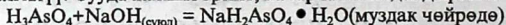
400-500<sup>0</sup>С да көмүртек менен калыбына келет.



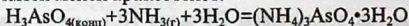
Мышьяк кислотасы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



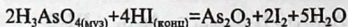
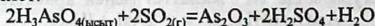
Мышьяк кислотасы ак түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон үч негиздүү кислота. Мышьяк кислотасынын эркин абалда орто формасы белгилүү. Сууда жакшы эрийт, начар кычкылдандыргыч.



Каныккан мышьяк кислотасы комнаталык температурада аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенет.



Ысытылган мышьяк кислотасы газ абалындагы күкүрттүн (IV) кычкылы менен, ал эми муздак абалында концентрацияланган иоддуу суутек менен аракеттенип мышьяктын (III)кычкылына чейин калыбына келет.



#### 6.4.4. Мышьяктын колдонулушу

Металлдык мышьяк коргошундун катуулугун жогорулатуу үчүн колдонулат. Мышьяктын бардык бирикмелери уулуу болгондуктан медицинада, айыл чарба зыянкечтерине каршы күрөшүүдө колдонулат. Мышьяктын (III) кычкылы айнек өндүрүүдө колдонулат. Мышьяктын сульфиддери сырларды жасоодо колдонулат.



## 6.5. Сурьма (Stibium)

**6.5.1. Тарыхый маалымат.** Сурьма жалтырагы байыркы доордон бери белгилүү. Бирок сурьманы биринчи жолу ачкан кишинин аты белгисиз. Биздин эрага чейин 3 миң жыл мурун Вавилондо сурьмадан ийдиштерди жасаган. Сурьманы алуу жолдору, касиети туралуу маалыматтар 1604 жылы Европада жарык көргөн «Триумфальная колесница антимония» деген китепте жазылган. 1789- жылы Лавуазье сурьманы жөнөкөй заттардын катарына кошуп «antimonie» деп аташкан.

Ревалюцияга чейин Россияда сурьма өндүрүүчү бир дагы завод болгон жок. Сурьма жана анын бирикмелери полиграфияда, сырларды даярдоочу өнөр жайларда кеңири колдонгондуктан хх кылымдын башында чет өлкөлөрдөн миң тонна сурьма ташылып алып келинген. 30- жылдардын башында кыргыз республикасынын аймагындагы фергена тоо кыркаларынан геологдор сурьманын сырьесун табышкан. 1934-жылы Кадамжайдагы сурьма кенинен сурьманын (III)сульфидин алышкан. Бир жылдан кийин сурьма кенинин концентратынан металлдык сурьма алынган. 20- жылдан кийин Брюселде болгон бүткүл дүйнөлүк көргөзмөдө кыргызстанда өндүрүлгөн сурьма дүйнөлүк этанол болгон.

### 6.5.2. Сурьманын жаратылышта таркалышы, алынышы

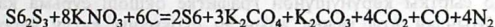
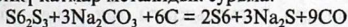
Сурьма жаратылышта кеңири таркалган элементтердин катарына кирет. Сурьма жаратылышта эркин жана бирикме түрүндө кездешет. Минералдары:

Стибнит  $Sb_2S_3$

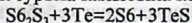
Валентинит  $Sb_2O_3$  ж.б.

Сурьма төмөнкү жолдор менен алыныт:

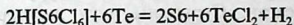
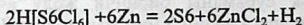
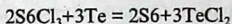
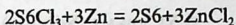
- 1 Температуранын таасиринде көмүртек менен Антиманитти, натрийдин карбонатын, калийдин нитратын катышуусунда калыбына келтиргенде эки катмар суюктук пайда болот, төмөнкү катмар металлдык сурьма.



- 2 Сурьманы (III)сульфидин темирдин күкүмү менен балкытып эриткенде металлдык сурьма калыбына келет.



- 3 Сурьмага жарды рудаларды  $HCl$ ,  $Na_2S$ ,  $TeCl_3$  ж.б. менен эритмеге өткөрүп, эрнитмеде сурьма (III)жана (V) бирикмелерди пайда кылат. Пайда болгон бирикмелерди цинк жана темир менен калыбына келтирилет.

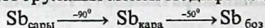


4. Сурьма электрохимиялык жол менен да алынат.

### 6.5.3. Сурьманын физикалык жана химиялык касиеттери

Сурьма кумуш сымал ак тустогу жалтырактыкка ээ болгон металл, морт, ызыт кукумго айланат. Эруу температурасы  $630^{\circ}C$ , кайноо температурасы  $1634^{\circ}C$ ,  $25^{\circ}C$  дагы тыгыздыгы  $6.68 \text{ г см}^3$  сурьманын бууда сурьма төрт атомдуу молекула турунда сурьманын модификацияларын ичинен Сары сурьма металлдык касиетке ээ эмес Шток сары сурьманын  $-90^{\circ}C$  да суюк сурьманын суутек менен болгон бирикмеси аркылуу кычкылтекти откоруудон алган.

Бул модификациядагы сурьма модификациядагы фосфорго ылайыктуу Сары мышьяка салыштырганда туруксуз,  $-80^{\circ}C$  дан жогорку температурада карарат. Сары модификациядагы сурьма кукурттун көмүртекте ээрийт. Төмөнүк температурада туруктуу. Температуранын жогорулашы менен модификациясы өзгөрөт.



Кара модификациядагы сурьма  $-80^{\circ}C$  да агрегаттык абалы суюк, сурьманын суутек менен болгон бирикмесине кычкылтекти же абаны таасир этуудон алынат. Ысытканда боз модификацияга өтөт.

Боз модификациядагы сурьма аморфтук же күмүш сымал жалтырактыкка ээ болгон күкүм. Тыгыздыгы  $6.62 \text{ г/см}^3$ , катуулугу Мыстун шкаласы боюнча 3кө барабар, эруу температурасы  $360.5^{\circ}C$ , кайноо температурасы  $1380^{\circ}C$ , диамагниттик касиетке ээ, электр тогун начар өткөрөт, фото электрдик касиетке ээ.

Жарылгыч модификациясын 1855-жылы Горе (Gore) ачкан. Жарылгыч сурьманы, сурьманын хлоридин, бромидин, иодидин эритмелерин жогорку тыгыздыктагы ток менен электролиздегенде катоддо сырткы көрүнүшүнөн графитке окшош сурьма калыбына келет. Мындай жол менен алынган сурьманы катуу нерсе менен сүргөндө же тез ысытканда ал сурьманын туруктуу модификациясына өтүү менен жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жарылат, жарылууда ак түтүн пайда болот. Жарылуунун себеби катоддо калыбына келген учурда металлдын кристалдык торчосуна хлор кирип, жарылуучу ( $S6Cl^+$ ,  $S6Cl^{2+}$ ,  $Cl^-$ ) бирикмелерди пайда кылат. Бом рентгенографиялык методдун жардамында жарылуучу сурьма аморфтук түзүлүшкө ээ экендигин далилдеген. Жарылуучу сурьманын тыгыздыгы  $5,64$

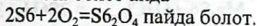
5,97/ <sup>3</sup>. Бөлмө температурасында хлор менен оңой жалбырттанат, ал эми бром жана иоддун буулары, азот кислотасы менен жай аракеттенет.

Жарылуучу модификациянын торчосунда сурьманын ар бир атому аралыгы 3,51А<sup>0</sup> болгон эки атом менен курчалган. Боз сурьмада, сурьманын ар бир атому аралыгы 2,87А<sup>0</sup> болгон үч атом менен жана аралыгы 3,37А<sup>0</sup> болгон үч атом менен курчалган.

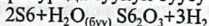
Металлдык сурьма бөлмө температурасында кургак абалда акырындык менен металлдык жалтырактыгын жоготуп күңүрт болот. Сурьма жогорку температурада кычкылтек менен кычкылданат.



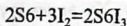
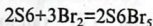
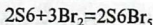
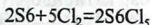
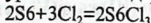
Эгерде кычкылтек ашыкча болсо анда



Сурьма жогорку температурада суунун буусу менен аракеттенет.

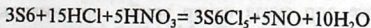
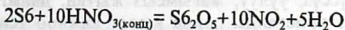
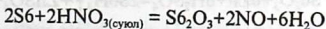
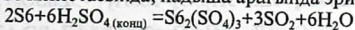


Кадимки температурада сурьма галогендер менен аракеттенет.

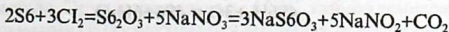
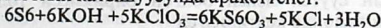


Сурьма жогорку температурада күкүрт, селен, теллур менен аракеттенет.

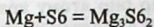
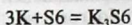
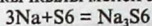
Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында сурьма суутек менен жездин ортосунан орун алган,  $\text{Sb}^{3+}/\text{Sb}$  системасын нормалдуу потенциалын мааниси +0,24 барабар. Металлдык Сурьма калайдан айырмаланып суюлтулган күкүрт кислотасында жана туз кислотасында эрибейт. 80-90°С да концентрацияланган күкүрт кислотасында, азот кислотасында, падыша арагында эрийт.



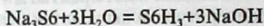
Жогорку температурада щелочтор, туздар менен кычкылдандыргычтын катышуусунда аракеттенет.



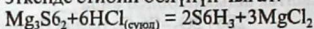
Металлдык сурьма 360-400°C да күкүрттүү суутек, ал эми 830°-1100°C да көмүртектин (IV) кычкылы менен аракеттенет.



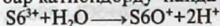
Сурьманын щелочтуу металлдар менен болгон куймасы суу менен аракеттенет.



Щелочтуу жер металлдар менен болгон куймасына суюлтулган туз кислотасын таасир эткенде стибин бөлүнүп чыгат.

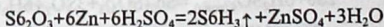
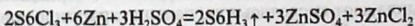
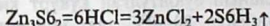
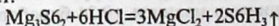


Сурьма металлдык жана металл эместик касиетке ээ болгондуктан катониддерди ( $\text{S}_6^{3+}$ ,  $\text{S}_6\text{O}^+$ ,  $\text{S}_6^{5+}\text{S}_6\text{O}_2$  аниониддерди ( $[\text{S}_6(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{S}_6\text{Cl}_3]^{-2}$ ) пайда кылат. Сурьманын (III) жана (V) катиондору түссүз болуп курамында кычкылтеги бар катиондорду пайда кылууга жөндөмдүү.



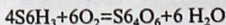
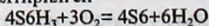
Сурьманын (III) жана (V) бирикмелери көп, бирок (VI) бирикмелери да белгилүү. Үч валенттүү бирикмелери да сурьманын металлдык касиети (V) бирикмелерине салыштырганда жогору. Сурьманын (III) бирикмелери калыбына келтиргич касиетке ээ, күчтүү кычкылтандыргычтар менен түрдүү чөйрөдө кычкылданат.

Сурьманын суутек менен болгон бирикмеси стибин ( $\text{S}_6\text{H}_3$ ) төмөнкү жолдор менен алынат.



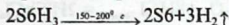
Стибин түссүз, уулуу, жагымсыз жытка, даамга ээ болгон газ. 88,5°C да түссүз кристалды пайда кылат кайноо температурасы -17°C, абадан 4,32 эсе оор сууда начар эрийт, органикалык эриткичтерде салыштырмалуу жакшы эрийт. Ысытканда же жарыктын таасиринде жашыл жалын чыгарып күйөт, да ак түтүндү ( $\text{S}_6\text{O}_3$ ) пайда кылат.

Сурьманын суутек менен болгон бирикмеси толук эмес күйүү реакциялары төмөндө келтирилген

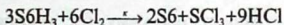
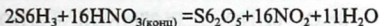
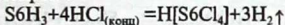


Стибин толук күйбгөндө металлдык сурьма калыбына келет.

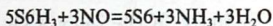
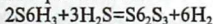
Температуранын таасиринде ажырайт.



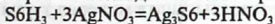
Концентрацияланган кислоталар, щелочтор менен аракеттенет, күчтүү калыбына келтиргич.



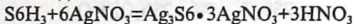
Сурьманын суутек мене болгон бирикмеси күкүрттүү суутек жана азоттун (II) кычкылы менен аракеттенет.



Күмүштүн нитратын эритмеси аркылуу стибинди өткөргөндө, кара түстөгү күмүштүн антимониди чөкмөгө түшөт.

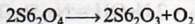
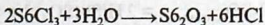
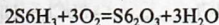
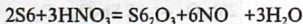
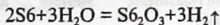
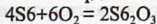


Фильтр кагазына күмүштүн нитратын эритмесин синирип, кургатып ага сурьманын суутек менен болгон бирикмесин таасир эткенде сары так пайда болот.



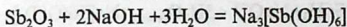
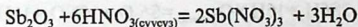
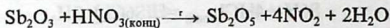
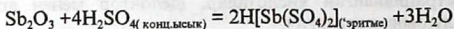
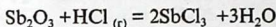
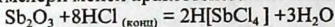
Нымдын таасиринде кара түскө өтөт металлдык күмүш бөлүнөт. Сурьма кычкылтек менен  $S6_2O_3, S6_2O_4, S6_2O_5$ , бирикмелерди пайда кылат.

Сурьманын (III) кычкылы төмөнкүдөй жолдор менен алынат.

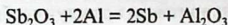
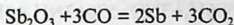
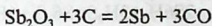
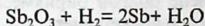


Сурьманын (III) кычкылы кубдук же ромбикалык түзүлүштөгү ак түстөгү кристалл. Эрүү температурасы  $655^\circ C$ , кайноо температура-сы  $1456^\circ C$ . Сурьманын (III) кычкылы буу абалында димерди пайда кылат

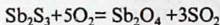
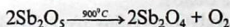
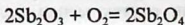
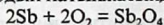
$Sb_4O_6$ , амфотердик касиетке ээ. Концентрацияланган кислоталардын, щелочтордун эритмелери менен аракеттенет.



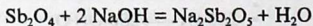
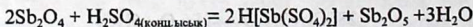
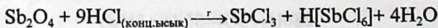
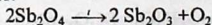
Жогорку температурада суутек, көмүртек, алюминий ж.б. менен калыбына келет.



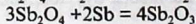
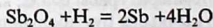
Сурьманын (IV) кычкылы жаратылышта минерал түрүндө кездешет.  $Sb_2O_4$  төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

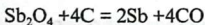


Сурьманын (IV) кычкылы, (III) жана (IV) кычкылдардын аралашмасынан турат. Сурьманын (IV) кычкылы тыгыздыгы  $4,07 \text{ г/см}^3$  ка барабар болгон агыш сары түстөгү күкүм. Суу менен аракеттенбейт, концентрацияланган кислоталардын эритмелери жана щелочтордун балкытмалары менен аракеттенет. Жогорку температурада ажырайт.

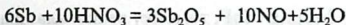
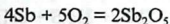


Жогорку температурада суутек, сурьма, көмүртек менен калыбына келет.

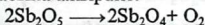




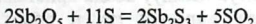
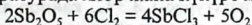
Сурьманын (V) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



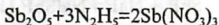
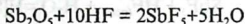
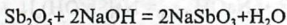
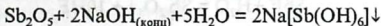
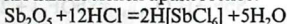
Сурьманын (V) кычкылы агыш сары түстөгү кристалл ысытканда кара түскө өтөт. 350-400<sup>0</sup>Сда сурьманын (IV) кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



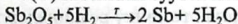
$\text{Sb}_2\text{O}_5$  жогорку температурада хлор жана күкүрт менен аракеттенет.



Сурьманын (V) кычкылы сууда начар эрийт, концентрацияланган азот кислотасы менен аракеттенбейт. Концентрацияланган азот кислотасы, щелочтор, щелочтордун балкыган эритмеси, фтордуу суутек, азоттун (V) кычкылы менен аракеттенет.

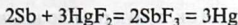
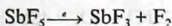
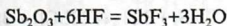


550<sup>0</sup>-600<sup>0</sup>Сда сурьманын (V) кычкылы суутек менен калыбына келет.

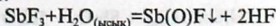


Сурьма галогендер менен (III), (IV) жана (V) бирикмелерди пайда кылат.

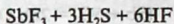
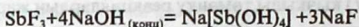
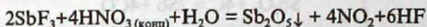
Сурьманын (III) фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



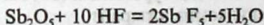
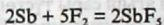
Сурьманын (III) фториди тыгыздыгы 4,38г/см<sup>3</sup>ка барабар болгон түссүз диамагниттик касиетке ээ болгон октаэдрдик түзүлүштөгү кристалл. Эрүү температурасы 287<sup>0</sup>С, кайноо температурасы 319<sup>0</sup>С, гигроскопдук, сууда жакшы ээрийт. Ысык сууда гидролизденгенде  $\text{Sb}(\text{O})\text{F}$  пайда болот.



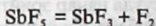
Кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.



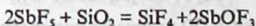
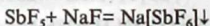
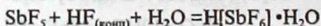
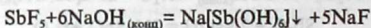
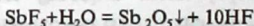
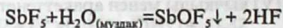
Сурьманын (V) фториди  $\text{SbF}_5$  төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



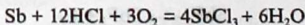
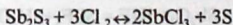
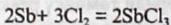
Сурьманын (V) фториди туссуз май сыяктанган суюктук, тыгыздыгы  $2,99 \text{ г/см}^3$  эруу температурасы  $8,3^\circ\text{C}$ , кайноо темпара-турасы  $149,5^\circ\text{C}$ .  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  өтө гигроскоптук нымдуу абада кристаллогидраты  $\text{SbF}_5 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  пайда кылат, сууда жарылуу менен эрийт.  $400^\circ\text{C}$  да жогорку температурада ажырайт.



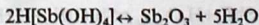
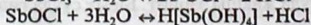
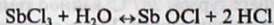
Сууда эрийт, кислоталар, щелочтор, туздар, кычкылдар менен аракеттенет.



Сурьманын (III) хлориди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

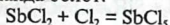


Сурьманын (III) хлориди ак, тунук ромбикалык түзүлүштөгү кристалл, тыгыздыгы  $3,14 \text{ г/см}^3$  эрүү температурасы  $223^\circ\text{C}$ . Сурьманын (III) хлориди сууда гидролизденет.

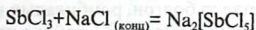
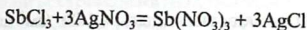
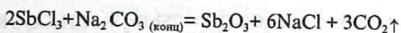
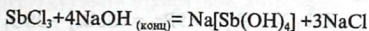
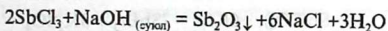
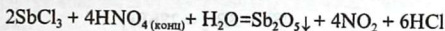
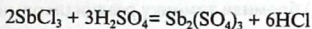




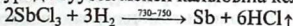
Сурьманын (III) хлориди балкытмасы аркылуу хлорду өткөргөндө сурьманын (V) хлориди пайда болот.



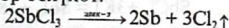
$\text{SbCl}_3$  кислоталар, щелочтор, туздар менен аракеттенет.



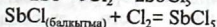
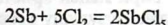
Жогорку температурада суутек менен калыбына келет.



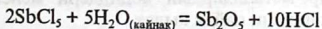
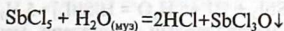
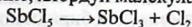
Сурьманын (V) хлориди балкытмасын электролиздегенде катоддо сурьма ал эми аноддо хлор бөлүнөт:



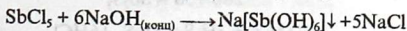
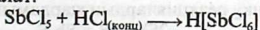
Сурьманын (V) хлориди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



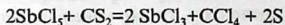
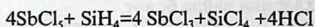
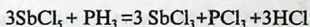
Кадимки температурада сары түстөгү май сыяктанган суюктук тыгыздыгы  $2,34 \text{ г/см}^3$  абада түтөйт. Катуу абалда иондук түзүлүштө  $(\text{SbCl}_4^+) \text{Cl}^-$  ээ. Сууда гидролизденет.  $140^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада сурьманын (III) хлоридине, хлордун малекуласына ажырайт.



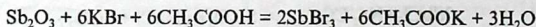
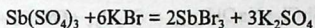
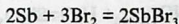
Сурьманын (III) хлориди концентрациаланган туз кислотасы жана натрийдин гидрокычкылы менен аракеттенип комплекстик бирикмени пайда кылат.



Сурьманын (III) хлориди температуранын таасиринде  $\text{PH}_3$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CS}_2$  менен калыбына келет.

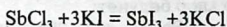
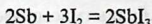


Сурьманын (III) бромиди төмөнкү реакциалардын жардамында алынат.



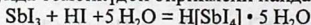
Сурьманын (III) бромиди тыгыздыгы  $4,148\text{г/см}^3$  ка барабар диамагниттик касиетке ээ болгон, ромбикалык түзүлүштөгү түссүз кристалл. Эрүү температурасы  $96,6^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $288^\circ\text{C}$ . Сууда гидролизденет, күкүрттүү көмүртектө, эфирде эрийт.

Сурьманын (III) иодиди төмөнкү реакциалардын жардамында алынат.

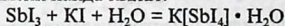


Сурьманын (III) иодидинин үч кристаллдык модификациясы бар. Бул модификациялар бири – бири менен кристаллдык түзүлүштөрү менен айырмаланат. Кристаллдык түзүлүшү гексагоналдык призма болгон модификациясы Кызыл түстө, тыгыздыгы  $5,01\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $168^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $401^\circ\text{C}$ , ал эми кристаллдары орторомбикалык түзүлүштө болгону сары түстө, монокилиндик призма түрүндөгүсү саргыч- жашыл түстө.

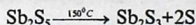
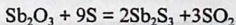
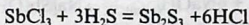
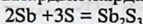
Сурьманын (III) иодиди газ абалындагы иоддуу суутек менен суунун катышуусунда төмөнкүдөй бирикмени пайда кылат.



Ал эми кээ бир металлдардын иодиддери менен гидратташкан комплекстик бирикмени пайда кылат.



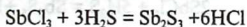
Сурьманын (III) сульфиди кристаллдык, аморфтук жана коллоиддик абалда боло алат. Кристаллдык түзүлүштөгү сурьманын (III) сульфиди төмөнкү реакциалардын жардамында алынат.



Жогоруда келтирилген реакциялардын жардамында алынган сурьманын (III) сульфидинин тыгыздыгы  $4,65\text{г/см}^3$ ка барабар, кристаллы орторомбикалык түзүлүшкө ээ болгон Сары түстөгү зат. Эрүү температурасы  $550^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $1180^{\circ}\text{C}$ . Кристаллдык түзүлүштөгү сурьманын(III) сульфиди диамагниттик касиетке ээ.

Аморфтук абалдагы сурьманын(III) сульфиди төмөнкү жолдор менен алынат.

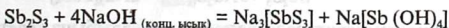
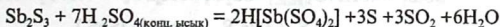
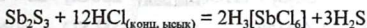
Сурьманын (III) жана (V) туздарынын эритмелери аркылуу кычкыл чөйрөдө күкүрттүү суутекти өткөрүүдөн, натрийдин тиосульфатын кошу менен.



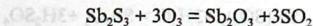
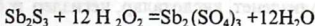
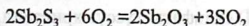
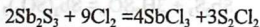
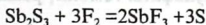
Аморфтук абалдагы сурьманын(III) сульфиди кызыл, кара же сары күкүм тыгыздыгы  $4,28\text{ г/см}^3$ , түсүнүн түрдүү болушу бөлүкчөлөрдүн өлчөмүнө жараша болот.

Коллоиддик абалдагы сурьманын (III) сульфидин, сурьманын кандайдыр бир тузунун суюлтулган эритмеси аркылуу же сурьманын (III) кычкылынын суудагы суспензиясы аркылуу күкүрттүү суутекти өткөргөндөн алынат.

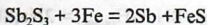
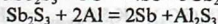
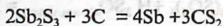
Сурьманын (III) сульфиди кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.



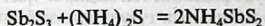
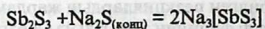
Галогендер кычкылтек, озон жана суутектин перкычкылы менен аракеттенет.



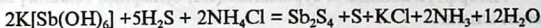
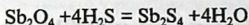
Жогорку температурада көмүртек, алюминий, темир менен калыбына келет.



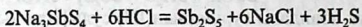
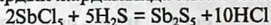
Сурьманын (III) сульфиди щелочтуу металлдардын жана аммонийдин сульфиддеринде эрийт.



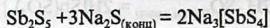
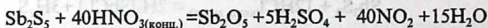
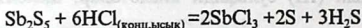
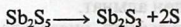
Сурьманын (IV) сульфиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



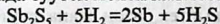
Сурьманын (V) сульфиди жаратылышта кездешет жана анны төмөнкү реакциялардын жардамында алса болот.



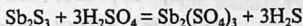
Сурьманын (V) сульфиди саргыч бозумтул түстөгү күкүм, эрүү температурасы  $550,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $1160^\circ\text{C}$ . Сууда начар эрийт,  $120-170^\circ\text{C}$  да ажырайт, кислоталардын, щелочтуу металлдардын гидроксидкылынын, сульфидинин эритмесинде эрийт.



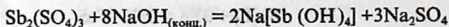
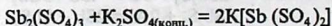
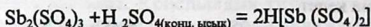
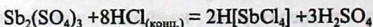
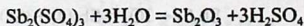
Жогорку температурада суутек менен калыбына келет.



Сурьманын (III) сульфаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Сурьманын (III) сульфаты түссүз кристалл, тыгыздыгы  $3,62\text{г/см}^3$ , сууда гидролизденет, кислоталар, негиздер ж.б. менен аракеттенет.



#### 6.5.4. Сурьманын колдонулушу

Металлдык сурьма көбүнчө куймаларды алууда кенири колдонулат. Куймаларда сурьма куйманын катуулугун, кислотага туруктуулугун жогорулатат. Сурьманын бирикмелери боёкторду, айнекти, керамиканы, шеренкени, сырды өндүрүүчү өнөр жайларда кенири колдонулат.

## 6.6. Висмут (Bismuthum)

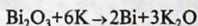
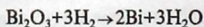
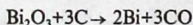
**6.6.1. Тарыхый маалымат.** Металлдык висмут жана аны иштетүү боюнча орто кылымдагы белгилүү металлург жана минеролог Георгия Агриколдун эмгектеринде биринчилерден болуп жазылган. Өз алдынча химиялык элемент катары XVIII к. таандык. Элементтин аталышы боюнча окумуштуулар түрдүүчө айтышат: кээ бирлери байыркы герман сөзүнөн «Wismuth» (ак металл) десе экинчилери немец сөзүнөн «Wiese» (Луг) жана «muten» (Разрабатывать рудник) үчүнчүлөрү араб тилинен «би исмид» (сурьманын касиетин алып жүрүүчү). Бул көз караштардын кимиси чындыкка жакын экенин айтуу кыйын. Висмутту химиялык номенклатурага 1819-жылы швед химиги Берцелиус тарабынан киргизилген.

### 6.6.2. Висмуттун жаратылышта таралышы алынышы

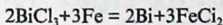
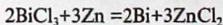
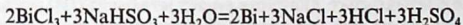
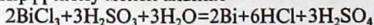
Висмут жаратылышта бирикме жана эркин түрүндө кездешет. Висмут таза түрдө өтө сейрек учурайт. Жартылыштагы минералдары: Висмутин  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , тетрадимит  $\text{Bi}_2\text{Te}_2\text{S}$ , айкинит  $\text{CuPbBiS}_3$ , бисмит  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .

Висмут төмөнкү жолдор менен алынат:

1. Висмуттун (III) кычкылын жогорку температурада көмүртек, суутек, металлдык калий менен калыбына келтирүү жолу менен алынат:



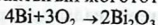
2. Начар кычкыл чөйрөдө висмуттун (III) хлоридин эритмесинен калыбына келтирүү жолу менен алынат



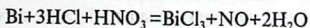
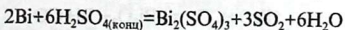
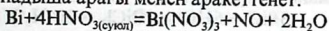
### 6.6.3. Висмуттун физикалык жана химиялык касиеттери

Висмут күмүш сымал ак түстөгү металл, эрүү температурасы  $1564^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $9,84 \text{ г/см}^3$ , катуулугу Моостун шкаласы боюнча 2,5 ке барабар. Висмуттун металлдык касиети начар, металлдын электрохимиялык чыналуу катарында суутектен кийин орун алган стандарттык электроддук потенциалынын мааниси  $+0,2\text{В}$ . Кадимки

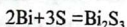
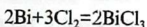
температурада компак абалындагы висмут абада туруктуу. Абада ысытканда өзүнүн жалтырактыгын жоготот.



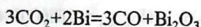
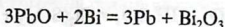
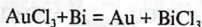
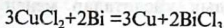
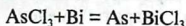
Суюлтулган азот кислотасы, концентрацияланган күкүрт кислотасы жана падыша арагы менен аракеттенет.



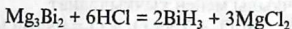
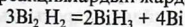
Жогорку температурада галогендер жана халькогендер менен аракеттенет.



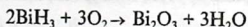
Металлдык висмут кээ бир туздарга ( $\text{AsCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AuCl}_3$ ) жана кычкылдарга ( $\text{PbO}$ ,  $\text{CO}_2$  ж.б) салыштырганда калыбына келтиргич касиетке ээ.



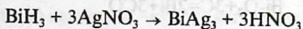
Висмут (I), (II), (III) жана (V) бирикмелерди пайда кылат. Висмуттун гидриди ( $\text{BiH}_3$ ) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



$\text{BiH}_3$  – туруксуз келген газ, кайноо температурасы  $22^\circ\text{C}$ . Комнаталык температурада акырындык менен ажырайт. Абада күйөт да  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  пайда кылат.

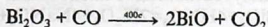
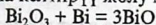


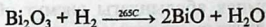
Күмүштүн нитратынын эритмеси аркылуу өткөргөндө  $\text{Bi Ag}_3$  чөкмөгө түшөт.



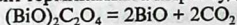
Висмуттун (II), (III), (IV) жана (V) кычкылдары белгилүү. Висмуттун (II) кычкылы төмөнкү жолдор менен алынат.

1) Висмуттун (III) калыбына келтирүү жолу менен

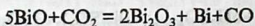
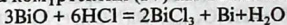




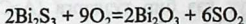
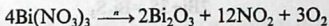
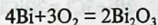
2) Висмуттун оксалатын термикалык ажыраттудан алынат.



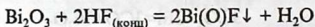
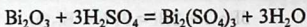
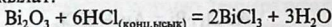
Туз кислотасы жана көмүртектин (IV) кычкылы менен аракеттенет.



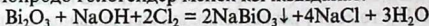
Висмутун (III) кычкылы жаратылышта бисмит деген минерал түрүндө кездешет. Висмуттун (III) кычкылы агыш – саргыч, ысытканда боз түскө өтөт. Висмуттун (III) кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



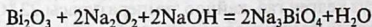
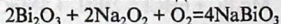
Тыгыздыгы  $8,9\text{г/см}^3$  барабар, диамагниттик касиетке ээ. Суу, щелочтор, аммиактын гидраты менен аракеттенбейт. Негиздик касиетке ээ, минералдык кислоталар менен аракеттенип тиешелүү туздарды пайда кылат.



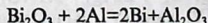
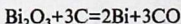
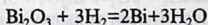
Щелочтуу чөйрөдө гологендер менен кычкылданат.



Кычкылтектин жана натрийдин гидрокычкылынын катышуусунда натрийдин перкычкылы менен кычкылданат.

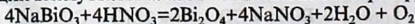


Жогорку температурада суутек, көмүртек, аломиний менен калыбына келет.



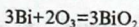
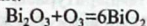
Висмуттун (IV) кычкылы төмөнкү жолдор менен алынат.

1) Натрийдин висмуттатына азот кислотасын таасир этүүдө

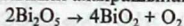




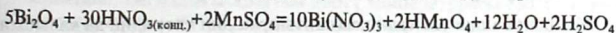
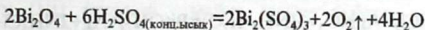
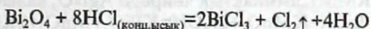
2) Висмуттун (III) кычкылы жана элементардык висмуттун озон менен кычкылданшынан.



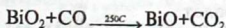
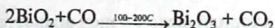
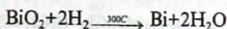
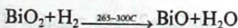
3) Висмуттун (V) кычкылынын ажырашынан



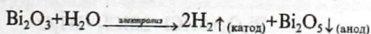
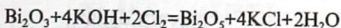
Висмуттун (IV) кычкылы диамерди пайда кылат, кислоталар менен аракеттенет.



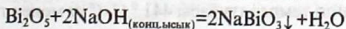
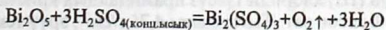
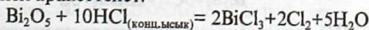
Висмуттун (IV) кычкылы суутек жана көмүртектин кычкылы менен калыбына келет.



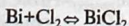
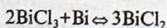
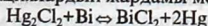
Висмуттун кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



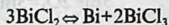
Висмуттун (V) кычкылы кызыл түстөгү күкүм тыгыздыгы  $5,10 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $150^\circ \text{C}$ . Сууда начар эрийт, кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.



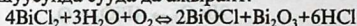
Висмуттун (V) кычкылы - күчтүү кычкылдандыргыч. Висмуттун (II) хлориди төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.



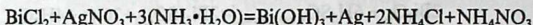
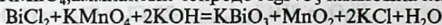
Висмуттун (II) хлориди ийне сыяктанган кара түстө, тыгыздыгы  $4,87 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $163^\circ\text{C}$ .  $300^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада металлдык висмутка жана висмуттун (III) хлоридине ажырайт.



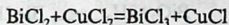
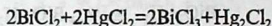
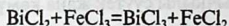
Абанын катышуусунда сууда да ажырайт.



Висмуттун (II) хлориди калыбына келтиргич касиетке ээ. Щелочтук чөйрөдө  $\text{KMnO}_4$ , аммиактык чөйрөдө  $\text{AgNO}_3$  калыбына келтирет.



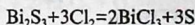
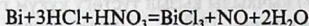
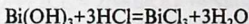
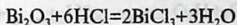
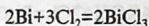
Мындан башка темирдин, сымаптын, жездин хлоридин да калыбына келтирилет.



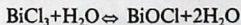
Висмуттун (II) хлориди щелоч менен аракеттенгенде висмуттун (II) кычкылы пайда болот.



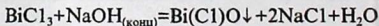
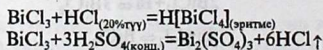
Висмуттун (III) хлориди төмөнкү реакциялардын жармында алынат.



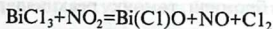
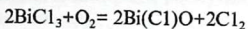
Висмуттун (III) хлориди түссүз пирамидалдык кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Тыгыздыгы  $4,75 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $232^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $441^\circ\text{C}$ . Суу менен гидролизденет.



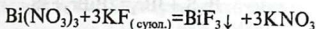
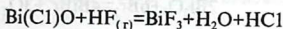
Висмуттун (III) хлориди, хлорокомплексерди пайда кылат. Концентрациялан кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.



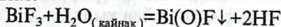
Жогорку температурада кычкылтек, азоттун (VI) кычкылы менен аракеттенет.



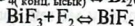
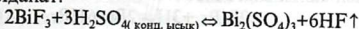
Висмуттун (III) фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Висмуттун (III) фториди майда түссүз кубдук түзүлүштөгү кристалл, тыгыздыгы  $5,32\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $730^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $900^\circ\text{C}$ , диамагниттик касиетке ээ. Муздак сууда, фтордуу суутек кислотасында эрибейт. Щелочтор, аммиактын гидраты менен аракеттенбейт. Кайнак сууда гидролизденип чөкмөнү пайда кылат.



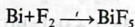
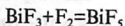
Концентрацияланган күкүрт кислотасы менен аракеттенет, фтор менен кычкылданат.



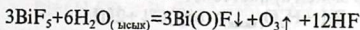
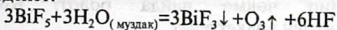
Металлдардын фториддери менен аракеттенип фторокомплекс-терди пайда кылат.



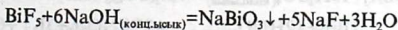
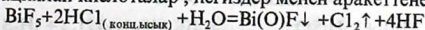
Висмуттун (V) фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



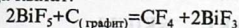
Висмуттун (V) фториди ак түстөгү өтө гигроскопдук, ийне сыяктуу ромбикалык кристалл. Тыгыздыгы  $5,4\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $151^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $230^\circ\text{C}$ . Күчтүү кычкылдандыргыч, сууда гидролизденет.

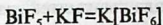


Концентрацияланган кислоталар, негиздер менен аракеттенет.

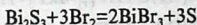
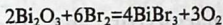
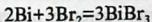


Көмүртек менен калыбына келет, фториддер менен фторо-комплекс-терди пайда кылат.



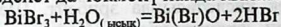


Висмуттун (III) бромиди, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

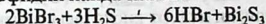


Висмуттун (III) бромиди, диамагниттик касиетке ээ болгон Сары түстөгү кристалл, тыгыздыгы  $5,65\text{г/см}^3$ , эрүү температура-сы  $218^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $453^\circ\text{C}$ .

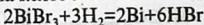
Сууда гирролизденет да чөкмөнү пайда кылат.



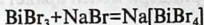
Температуранын таасиринде күкүртүү суутек менен аракеттенип висмуттун (III) сульфидин пайда кылат.



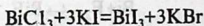
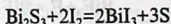
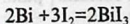
Суутек менен калыбына келет.



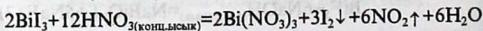
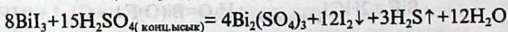
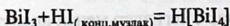
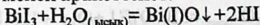
Металлдардын бромиддери менен аракеттенип, бромокомплекс-терди пайда кылат.



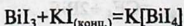
Висмуттун (III) иодиди, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



Бозумтул кара түстө, ысытканда бууланат жана ажырайт. Тыгыздыгы  $5,778\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $407,7^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $542^\circ\text{C}$ . Муздак сууда эрибейт. Ысык суу менен гидролизденип чөкмө пайда болот. Концентрацияланган кислоталар менен аракеттенет.

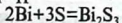


Металлдардын иодиддери менен комплекстик бирикмени пайда кылат.

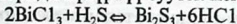


Висмуттун (III) сульфиди жаратылышта минерал түрүндө кездешет. Жаратылыштагы минералы висмутин. Ал эми жасалма жол менен төмөнкүдөй алынат.

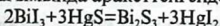
1. Металлдык висмутту күкүрт менен балкытып эриткенде



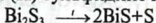
2. Висмуттун (III) хлориди күкүрттүү суутек менен аракеттенгенде



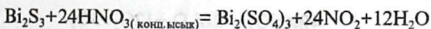
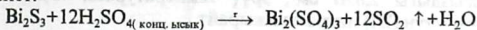
3. Висмуттун (III) иодиди сымаптын сульфиди менен көмүрктин (VI) кычкылын агымында аракеттенгенде



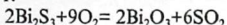
Висмуттун (III) сульфиди күрөн түстөгү аморфтук күкүм жана бозумтул – кара түстөгү ромбоэдрикалык кристалл түрүндө учурайт. Тыгыздыгы  $6,38\text{г/см}^3$ ка барабар, диамагниттик касиетке ээ. Эрүү температурасы  $685^\circ\text{C}$ . Аморфтук модификациядагы висмуттун (III) сульфидин калийдин сульфидинин катышуусунда  $200^\circ\text{C}$ га чейин ысытканда бозумтул- кара түстөгү кристаллдык абалга өтөт.  $685^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада элементардык күкүрткө жана висмуттун (II) сульфидине ажырайт.



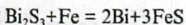
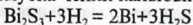
Висмуттун (III) сульфиди минералдык кислоталар менен аракеттенет.



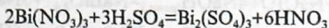
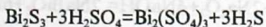
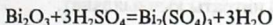
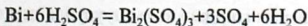
Висмуттун(III) сульфидин абада кактаганда висмуттун (III) кычкылы пайда болот.



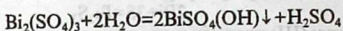
Жогорку температурада висмуттун (III) сульфиди суутек, темир ж. б. менен металлдык висмутка чейин калыбына келет.



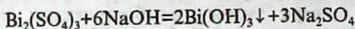
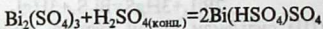
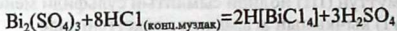
Висмуттун (III) сульфаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



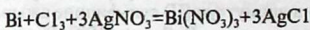
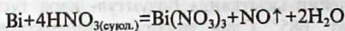
Висмуттун (III) сульфаты ак түстөгү гигроскоптук ктисталл тыгыздыгы  $5,08\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $710^\circ\text{C}$ . Суу менен гидролизденип чөкмөнү пайда кылат.



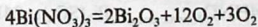
Концентрацияланган кислоталар менен аракеттенет.



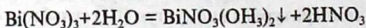
Висмуттун (III) нитраты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



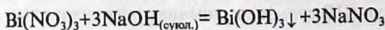
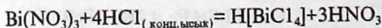
Висмуттун (III) нитраты түссүз гигроскоптук триклиндик кристалл, тыгыздыгы  $2,83\text{г/см}^3$ , эрүү температурасы  $75,5^\circ\text{C}$ .  $700^\circ\text{C}$  да висмуттун (III) нитраты ажырайт.



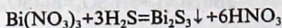
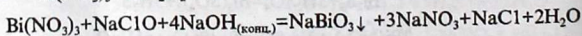
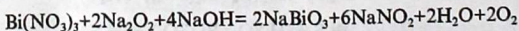
Сууда гидролизденип өзгөрмөлүү курамга ээ болгон бирикмелер пайда болот.



Кислоталар жана щелочтор менен аракеттенет.



Кычкылдандыргычтардын катышуусунда щелочтук чөйрөдө висмуттун (III) нитраты кычкылданат.



## 6.6.4. Висмуттун колдонулушу

Металлдык висмуттун эрүү жана кайноо температурасынын аралыгы чон болгондуктан ал жылуулулук ташыгыч катары колдонулат. Висмут коргошун, калай, кадмий менен оной эрүүчү куймаларды пайда кылат, мына ошондуктан бул куймалар металлдарды иштетүүдө колдонулат. Висмуттун калай жана индий менен болгон куймасы коррозияга туруктуу. Таза металлдык висмуттан күчтүү щелочтук чөйрөнү аныктоочу электроддор жасалат. Висмут магниттик талаада электрдик чыналуусун өзгөртөт. Ошондуктан магниттик таланы өлчөөчү приборлордо колдонулат. Мындан башка висмуттун бирикмелери фармацевтикалык препараттарда колдонулат.

## 7. VI A группасынын элементтери

### 7.1. VI A группасынын элементтеринин жалпы мүнөздөмөсү

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасындагы VI группасынын негизги подгруппасынан (VI A группасынан) орун алган элементтерге кычкылтек (O), күкүрт (S), селен (Se), теллур (Te), полоний (Po) кирет.

Бул элементтердин сырткы электрондук катмарында алты электрон бар. Анын экөө s орбиталында, ал эми төрт электрон p орбиталында болгондуктан, булар p элементтери деп аталат, ал эми жалпы электрондук формуласы  $ns^2 np^4$ . VI A группасынын элементтери сырткы электрондук катмарын инерттүү газдардын электрондук катмарына теңөө үчүн эки электрон кошуп алууга жөндөмдүү.

VIA группанын биринчи типтүү элементи кычкылтек (O) жер кыртышында эң кеңири таралган, салыштырмалуу терс электрдүүлүгү боюнча фтордон кийинки орунда турат. Кычкылтек кадимки шартта газ абалында, анын молекуласы эки атомдон турат ( $O_2$ ), ал эми күкүрт(S), селен (Se), теллур (Te) кадимки шартта кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон каттуу заттар.

Кычкылтектен теллурга карай атомдук массалары, атомдорунун, иондорунун радиустары чоңоюп, иондоштуруу энергиясы төмөндөйт. Ошондуктан кычкылтектен теллурга карата кычкылдандыргыч касиети төмөндөп, калыбына келтиргич касиети байкалат. Кычкылдануу даражасы оң мааниге ээ болгон бирикмелерде күкүрттөн теллурга карата кычкылдандыргыч касиети жогорулайт.

Мисалы күкүрттүн кычкылдануу даражасынын мааниси +4 болгон бирикмелерде калыбына келтиргич касиети үстөмдүк кылса, ал эми селен жана теллурдун кычкылдануу даражасынын мааниси +4 болгон бирикмелерде кычкылдандыргыч касиети үстөмдүк кылат.

Кычкылтектен теллурга карата жер кыртышында таралышы төмөндөп, кайноо, эрүү температуралары, тыгыздыгы жогорулайт.

Атомдордун радиустары чоңойгон сайын координациялык сандын мааниси да жогорулайт: Мисалы күкүрткө жана селенге көбүнчө 3 жана 4 координациялык сандын мааниси мүнөздүү болсо, ал эми теллурда 6 жана 7, кээде 8 болгону да байкалат.

VIA группанын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери  $H_2O \rightarrow H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$  карата байланыштын аралыгынын узарышы жана байланыштын энергиясынын төмөндөшү менен бирикмелердин термикалык туруктуулугу төмөндөйт.

$H_2Se$  жана  $H_2Te$  эндотермикалык бирикме болгондуктан ысытканда оңой ажырайт.



VI A группанын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери кадимки шартта ар түрдүү агрегаттык абалда болот. Мисалы:  $\text{H}_2\text{O}$ -суюк, ал эми  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  жана  $\text{H}_2\text{Te}$  – газ.

$\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  - суудагы эритмелери кислоталык касиетке ээ.  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$  карата иондоштуруу константасынын мааниси жогорулоо менен кислоталык касиети жогорулайт, себеби байланыштын энергиясы төмөндөйт, калыбына келүү касиети жогорулайт.

Күкүрттүн (IV) кычкылынан селендин жана теллурдун (IV) кычкылынын айырмачылыгы -  $\text{SeO}_2$  жана  $\text{TeO}_2$  полимердик бирикмелер болуп саналат.

$\text{SO}_2 \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{TeO}_2$  карата кислоталык касиети начарлайт:  $\text{SO}_2$  жана  $\text{SeO}_2$  сууда эрип тиешелүү күкүрттүү жана селендүү кислотаны пайда кылса,  $\text{TeO}_2$  сууда эрибейт, бирок щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенет.

VIA группанын (VI) кычкылдары кадимки шартта түрдүү агрегаттык абалга ээ:  $\text{SO}_3$  - газ,  $\text{SeO}_3$  жана  $\text{TeO}_3$  каттуу заттар.  $\text{SO}_3$  жана  $\text{SeO}_3$  сууда жакшы ээрийт, ал эми  $\text{TeO}_3$  сууда, суюлтулган кислоталардын, щелочтордун суудагы эритмелеринде эрибейт.

$\text{SO}_3$ ,  $\text{SeO}_3$  жана  $\text{TeO}_3$  дал келүүчү кислоталар күкүрт кислотасы -  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мета селен кислотасы  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  жана орто теллур кислотасы -  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ .

$\text{H}_2\text{SeO}_4$  жана  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  түссүз каттуу заттар. Орто теллур кислотасын  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  салыштырганда начар кислота. Кычкылдандыргыч касиети  $\text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{H}_6\text{TeO}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  карай начарлайт,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  жана  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  кычкылдандыргыч касиеттеринин жогору болушунун себеби алардын стандарттык редокс-потенциалдарынын мааниси оң.

VIA группанын элементтеринин көпчүлүк туруктуу бирик-мелеринде кычкылдануу даражаларынын маанилери -2, +4 жана +6.

Кычкылтекте ваканттык d орбиталдын болбогондугуна жана салыштырмалуу терс электрдүүлүк маанисине жараша көпчүлүк бирикмелерде кычкылдануу даражасынын мааниси -2, ал эми  $\text{OF}_2$  бирикмесинде +2,  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ire}$  барабар болот.

Калган элементтердин (S, Se, Te) кычкылдануу даражасынын маанилери +6га чейин жетет.

## 7.2. Кычкылтек (Oxygenium)

**7.2.1.Тарыхый маалымат.** Кычкылтекти үч окумуштуу бири-бири менен байланышпастан туруп ачышкан. Биринчи жолу кычкылтекти К.Дреббель XVII кылымда бөлүп алган. К.Дреббель кычкылтектин дем алуудагы ролун билип, аны суу алдындагы кемелерге колдонгон. К.Дреббелдин иши аскердик багытта болгондуктан кычкылтекти бөлүп алуу методу сыртка чыгарылбаган, ошондуктан кычкылтектин химиясынын өнүгүшүнө бул метод өз таасирин тийгизген эмес.

XVII кылымдын экинчи жарымында, башкача айтканда 1772-жылы швед химиги Карл Вильгелм Шееле (1742-1786 жж.) селитраларды ысытуу жолу менен алган. Ал эми англиялык химик Джозеф Пристли (1733-1804 жж.) 1774-жылы сымаптын (II) кычкылын ( $\text{HgO}$ ) жана коргошун жошосун ( $\text{Pb}_2\text{O}_4$ ) ажыратуудан алган. К.В.Шееле Дж.Пристлиге караганда кычкылтекти мурун ачкандыгына карабастан кычкылтектин ачылуу тарыхында өзгөчө орунду Дж.Пристли ээлеген. Анткени Шееленин кычкылтек тууралуу маалыматтарды камтыган «Аба жана от» жөнүндөгү макаласы Дж.Пристлинин кычкылтектин алынышы тууралуу маалыматтарды билдирүүсүнөн кийин жарык көргөн. Жаш француз химиги Антуан Лоран Лавуазье (1743-1794жж.) 1774-жылдын октябрь айында Парижде Дж.Пристли менен жолугат. Дж.Пристли А.Лавуазьеге сымаптын (II) кычкылын жана коргошундун жошосун ажыратуудан пайда болгон аба, кадимки абага салыштырганда шамды жакшы күйгүзөөрүн айткан. А.Л.Лавуазье Дж.Пристлиге жолукканга чейин күйүү жана дем алуу процесстерине абанын кандайдыр бир бөлүгү гана катышаарын билген эмес. Мына ушул жолугуудан кийин А.Л.Лавуазье жабык ретортко сымапты салып ысытканда сымаптын кычкылы пайда болгон реторттогу абанын көлөмүнүн азайышын, ал эми экинчи ретортко сымаптын кычкылын салып ысытканда абанын көлөмүнүн көбөйүшүн байкаган. А.Л.Лавуазье өзүнүн жогорудагы тажрыйбаларынын жыйынтыгынын негизинде 1775-жылы 26-октябрда жана 18-августта Париж Академиясында жасаган докладында аба эки газдын ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ) аралашмасынан турарын айткан. Дем алуу процесси кычкылтексиз ишке ашпасын билип аны «жашоонун абасы» деген, ал эми кычкылдандыргыч касиетин эске алып акырында «oxygen» деп атаган.

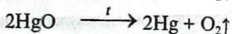
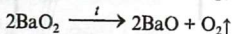
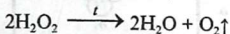
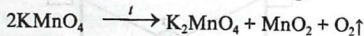
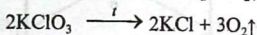
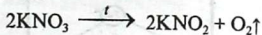
### 7.2.2. Кычкылтектин жаратылышта таралышы, алынышы

Кычкылтек жер кыртышында эң кеңири таралган элемент. Абанын массасы боюнча 23%тин, көлөмү боюнча 21%тин, суунун составынын 89%тин, кишинин организмнин 65%ке жакынын, кумдун 53%тин кычкылтек түзөт. Мындан башка кычкылтек 1400дөн ашык

минералдын курамында кездешет. Эркин абалда кычкылтек атмосферада массасы боюнча  $1,2 \cdot 10^{15}$  тоннаны түзөт.

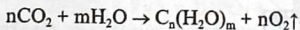
Кычкылтектин үч стабилдүү изотоптору  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$  бар. Бул изотоптордон башка жасалма жол менен төмөнкүдөй изотоптору  $^{14}\text{O}$  ( $T_{1/2}=76,5$  сек),  $^{15}\text{O}$  ( $T_{1/2}=2,1$  мин.)  $^{19}\text{O}$  ( $T_{1/2}=29,5$  сек) алынган.

Кычкылтек өнөр жайда суюк абаны фракциялап буулантуу жана сууну электролиздөө жолдору менен алынат. Лабораториялык шартта кычкылтекти кычкылдарды, пероксиддерди, нитраттарды ж.б. термикалык жол менен ажыратуудан алышат.



Калийдин хлоратын термикалык ажыратууда катализатор катары марганецтин кош кычкылы ( $\text{MnO}_2$ ) колдонулат. Ал эми  $\text{KMnO}_4$  термикалык ажыратууда  $\text{MnO}_2$  автокатализатордун ролун аткарат.

Кычкылтек жаратылышта жашыл өсүмдүктөрдө жүргөн фотосинтез процессинин натыйжасында бөлүнүп чыгат. Фотосинтез процессинде жашыл өсүмдүктөр атмосферадагы көмүр кычкыл газын сиңирип, органикалык заттарды пайда кылуу менен кычкылтекти бөлүп чыгарат:



Жашыл өсүмдүктөр жылына 300 млн. тонна көмүр кычкыл газын сиңирип, 200 млн. тонна кычкылтекти бөлүп чыгарышат.

### 7.2.3. Кычкылтектин физикалык жана химиялык касиеттери

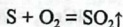
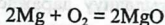
Кычкылтек кадимки шартта түссүз, жытсыз, даамсыз газ. Эрүү температурасы  $-218,8^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-182,9^\circ\text{C}$ . Суюк агрегаттык абалдагы кычкылтек ачык-көгүш түстө, ал эми катуу кычкылтек көк түстө болот.

Кычкылтек сууда начар эрийт: 100 көлөм сууда  $20^\circ\text{C}$ да 3 көлөм кычкылтек эрийт.

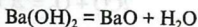
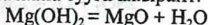
Кычкылтектин молекуласы эки атомдон турат жана атомдор бири-бири менен  $\pi$  жана  $\sigma$  байланыштары аркылуу байланышат. Молекулалардагы  $\pi$  жана  $\sigma$  байланышын молекулалык орбиталдар методу (МОМ) менен карап көрсөк төмөнкүдөй сүрөттөлөт:



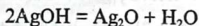
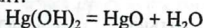
1. Жөнөкөй заттардын кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенүүсүнөн алынат. Көпчүлүк жөнөкөй заттар абада же кычкылтектин агымында ысытылганда күйүп тиешелүү кычкылдарды пайда кылышат:



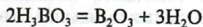
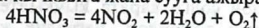
2. Гидрокычкылдардын ажыроосунан алынат. Кээ бир негиздерди температуранын таасири астында ажыратканда металлдардын кычкылына жана сууга ажырайт:



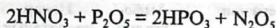
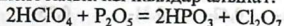
Кээ бир металлдардын гидрокычкылдары бөлмө температурасында ажырайт:



3. Кислоталардын ажыроосунан алынат. Курамынын кычкылтеги бар кислоталарды температуранын таасири астында ысытканда кислоталык кычкылга жана сууга ажырайт.



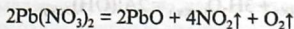
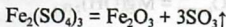
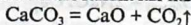
Сууну өзүнө сиңирүүчү атайын заттарды колдонуу аркылуу кээ бир кислоталардан кислоталык кычкылдар алынат.



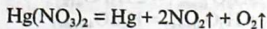
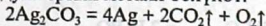
Кээ бир кислоталар өз алдынча кычкылга жана сууга ажырайт:



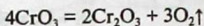
4. Туздардын ажыроосунан алынат. Курамында кычкылтеги бар кислоталардын көпчүлүк туздары температуранын таасири астында металлдын кычкылына жана кислоталык кычкылга ажырайт:



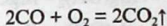
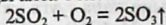
Эгерде металлдын кычкылы термикалык жактан туруксуз болсо анда кычкылдардын ордуна эркин металл бөлүнөт:



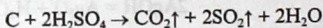
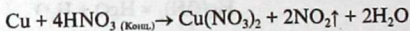
5. Кычкылдардын ажыроосунан алынат. Эгерде элемент өзгөрүлмөлүү валенттүүлүккө ээ болсо, анда кычкылдануу даражасынын мааниси жогору болгон кычкылынан, температуранын таасири астында кычкылдануу даражасы төмөн болгон кычкылын алууга болот:



Кычкылдануу даражасынын мааниси төмөн болгон кычкылдарды кычкылдандыруу жолу менен кычкылдануу даражасынын мааниси жогору болгон кычкылдарды алса болот:



7. Кычкылдандыргыч касиетке ээ болгон кислоталарга металлдарды жана металл эместерди таасир эткенде кычкылдар алынат.

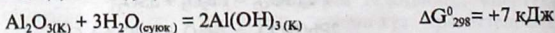
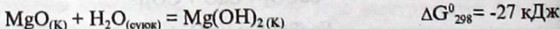
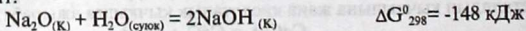


Химиялык касиети боюнча нормалдуу кычкылдар негиздик, кислоталык жана амфотердик болуп бөлүнөт.

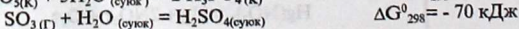
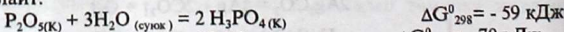
Мезгилде оңдон солго карата кычкылтектин терс эффективдүү зарядынын мааниси төмөндөп, негиздик кычкылдан амфотердик кычкыл аркылуу кислоталык кычкылга өтөт.

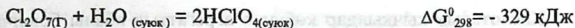
	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
Эффективдүү заряды	0,81-	0,42-	0,31-	0,23-	0,13-	0,06-	0,01-
	Негиздик		Амфотердик	Начар кислоталык	Орто кислоталык		Күчтүү кислоталык

Бир түрдүү реакцияларда  $\Delta G$  маанисинин өзгөрүшү кычкылдардын негиздик-кислоталык активдүүлүгүн салыштырмалуу негиздейт.



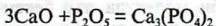
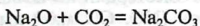
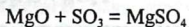
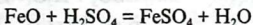
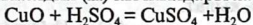
Бул реакциялардын теңдемелеринде көрсөтүлгөндөй  $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$  карата негиздик касиети жана суу менен аракеттенүүсү начарлайт.



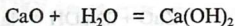
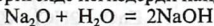


$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$  карата  $\Delta G^0$  терс маанисинин жогорулашы кычкылдардын кислоталык касиетинин жогорулашын түшүндүрөт.

Негиздик кычкылдар деп – кислоталар жана кислоталык кычкылдар менен аракеттенип тузду пайда кылган металлдардын кычкылдары аталат. Аларга щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын кычкылдары, күмүштүн (I) кычкылы, сымаптын, марганецтин, темирдин, никелдин (II) кычкылдары ж.б. кирет.



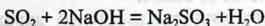
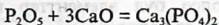
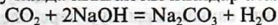
Металлдардын кычкылдарынын касиеттери кычкылдардын химиялык жана кристаллохимиялык түзүлүшү менен тыгыз байланышкан. Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын кычкылдарында иондук байланыш үстөмдүк кылат. Ошондуктан негиздик кычкылдар сууда эригенде негиздерди пайда кылат.



Кээ бир d-семействосундагы (Cr, Mn ж.б.) металлдардын кычкылдануу даражасынын мааниси жогорулаган сайын металл менен кычкылтектин ортосунда коваленттик байланыш үстөмдүк кылат. Мындай кычкылдардын химиялык түзүлүшү молекулярдык болуп саналат.

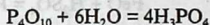
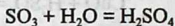
Металлдардын координациялык саны өсөт да, кычкылтектин координациялык саны төмөндөйт. Натыйжада металлдын кычкылдануу даражасынын төмөнкү маанисине дал келүүчү кычкылы – негиздик кычкыл, жогорку маанисине дал келүүчү кычкылы – кислоталык кычкыл, ал эми ортоңку маанисине дал келүүчү кычкыл – амфотердик кычкыл болот. Мисалы, CrO – негиздик, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – амфотердик, CrO<sub>3</sub> – кислоталык.

**Кислоталык кычкылдар** деп, негиздер жана негиздик кычкылдар менен аракеттенип тузду пайда кылган кычкылдар аталат.



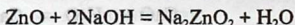
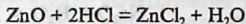
Кислоталык кычкылдар көбүнчө агрегаттык абалы боюнча газ, оңой буулануучу суюктук же оңой балкуучу катуу зат абалында кездешет. Мисалы,  $B_2O_3$ ,  $N_2O_3$ ,  $P_2O_3$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SiO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $Cl_2O_7$  ж.б.

Кислоталык кычкылда металл эмес менен кычкылтектин ортосунда коваленттик байланыш үстөмдүк кылат, себеби металл эмес менен кычкылтектин салыштырмалуу терс электрдүүлүгү анча дале айырмаланбайт. Кислоталык кычкылдар сууда эригенде кислотаны пайда кылат.



Кээ бир металл эместердин кычкылдануу даражасынын төмөнкү маанисине ээ болгон ( $NO$ ,  $CO$  ж.б.) кычкылдары кислотаны пайда кылышпайт, себеби молекула өтө бекем болот, сууда начар эрийт. Металл эместердин кычкылдануу даражасынын мааниси өскөн сайын кычкылдардын ( $P_4O_{10}$ ,  $SO_3$ ,  $Cr_2O_7$ ) кислоталык касиети жогорулайт.

**Амфотердик кычкылдар** деп, кислоталар жана негиздер менен аракеттенип тузду жана сууну пайда кылган металлдардын кычкылдары аталат. Мисалы,  $ZnO$ ,  $SnO$ ,  $PbO$ ,  $Cr_2O_7$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO_2$ ,  $Fe_2O_3$  ж.б.



Жогоруда келтирилген реакциялардын биринчисинде цинктин кычкылы негиздик кычкылдардын функциясын аткарса, ал эми экинчисинде кислоталык кычкылдардын функциясын аткарат. Кээ бир амфотердик кычкылдарда негиздик касиет үстөмдүк кылат. Мисалы,  $Fe_2O_3$  негиздер менен жогорку температурада гана аракеттенет. Ал эми  $SnO_2$  болсо кислоталык касиети үстөмдүк кылат.

Амфотердик кычкылдарды пайда кылган элементтердин салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси 1,4 – 1,8 чейинки аралыкта болуп, кычкылдануу даражасынын мааниси +2ден +4кө чейин болот.

Эгерде элементтин кычкылдануу даражасынын мааниси +2, +3 болуп, ал эми салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси 1,4төн төмөн болсо бул элементтер пайда кылган кычкылдар негиздик касиетке ээ болот. Элементтин кычкылдануу даражасынын мааниси +4 болуп, ал эми салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси 1,8ден жогору болсо бул элементтер пайда кылган кычкылдар кислоталык касиетке ээ болот.

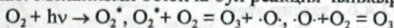
Эгерде элементтин кычкылдануу даражасынын мааниси +1ге барабар болуп, салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси



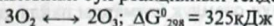
1,4төн 1,8ге чейинки аралыкта же бир аз жогору болсо бул элементтер пайда кылган кычкылдар негиздик касиетке ээ.

#### 7.2.4. Озондун физикалык жана химиялык касиеттери

Кычкылтектин аллотропиялык модификациясы озон ( $O_3$ ) үч атомдон турат. Озонду биринчи жолу 1785-жылы голландиялык физик Ван-Марумом абаны электрдик искра аркылуу өткөргөндө, өзгөчө газдын бөлүнгөндүгүн байкаган да аны озон (грекче «жыттануу» дегенди түшүндүрөт) деп атаган. Озон жаратылышта абадагы кычкылтектин катышуусунда чагылган учурундагы жүргөн реакциялардын натыйжасында пайда болот. Лабораториялык шартта озонду алуу үчүн газ абалындагы кычкылтекти атайын озонатор аркылуу өткөрүүдөн алышат. Озонду алуудагы реакция эки баскычта жүрөт: биринчи баскычта кычкылтектин молекуласы атомдорго ( $O_2 \rightarrow O+O$ ) ажырайт, экинчи баскычта атомдорго ажырабаган кычкылтектин молекуласы кычкылтектин атому менен ( $O_2 + O = O_3$ ) байланышат. Механизми боюнча бул реакция чынжырлуу реакция:

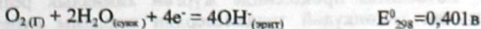
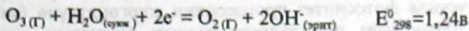


Жалпысынан бул реакциянын теңдемеси төмөнкүдөй жазылат:

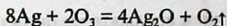


Озон – ачык-көгүш түстөгү, мүнөздүү жытка ээ болгон, кычкылтектен 1,5 эсеге оор келген газ. Эрүү температурасы  $-192^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-112^\circ\text{C}$ . Агрегаттык абалына жараша озондун түсү өзгөрөт: суюк абалында ток жашыл, ал эми катуу абалында кара түстө болот.  $-180^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада суюк абалдагы озон суюк абалдагы кычкылтек менен ар кандай катышта аралаша алат. Озондун суудагы эригичтиги кычкылтекке салыштырганда жогору, бирок температуранын жогорулашы менен эригичтиги азаят. Мисалы,  $0^\circ\text{C}$  да  $1,09$  г/л эресе,  $60^\circ\text{C}$  да  $0,14$  г/л эрийт. Туздардын суудагы эритмелеринде озондун эригичтиги сууга салыштырганда төмөн, бирок озондун ажыроо ылдамдыгы жогору. Озон органикалык бирикмелерде да (уксус, пропион кислоталарында жана алардын ангидриддеринде) эрийт. Мисалы төрт хлордуу көмүртекте ( $\text{CCl}_4$ ) озондун эригичтиги сууга салыштырганда 5 эсеге жогору.

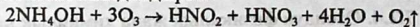
Озондун кычкылдандыргыч касиети кычкылтекке салыштырганда жогору. Аны төмөнкү реакциялардын стандарттык электроддук потенциалдарынын маанилери менен түшүндүрүүгө болот:



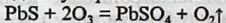
Озон кадимки шартта көпчүлүк химиялык жактан активсиз металлдарды (Au, Pt, Iгден башкасын) кычкылдандырат:



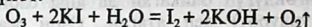
Озон аммиактын суудагы эритмесин азоттуу жана азот кислоталарына чейин кычкылдандырат:



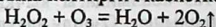
Коргошундун сульфидин сульфатка чейин кычкылдандырат.



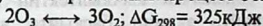
Калийдин иодидинин суудагы эритмеси аркылуу озонду өткөргөндө иод бөлүнөт:



Озон төмөнкү температурада органикалык бирикмелерди: эфир, спирттерди ж.б. кычкылдандырат. Бирок озондун  $H_2O_2$  менен болгон реакциясында озон калыбына келтиргич касиетке ээ:



Озондун ажыроосу экзотермикалык процесс болуп саналат:



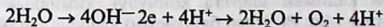
Озондун ажыроосунун ылдамдыгына температура, газдар ( $NO$ ,  $Cl_2$  ж.б.), металлдар ( $Pt$ ,  $Pd$  ж.б.), металлдардын кычкылдары ( $Ag_2O$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $CuO$ ,  $NiO$  ж.б.) таасир этет.

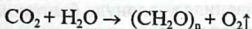
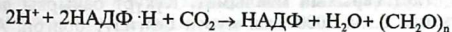
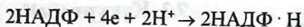
Атмосферанын 20-30 км бийиктигиндеги озондун концентрациясы жогору болуп озондук катмарды пайда кылат. Анын калыңдыгы 0,4-0,6 см ге чейин жетет. Жер бетиндеги тиричилик үчүн озондук катмар өзгөчө мааниге ээ, себеби бул катмар тирүү организмдер үчүн зыяндуу болгон күндүн ультра-күлгүн нурларын кармап калат.

### 7.2.5. Кычкылтектин жаратылышта айланышы

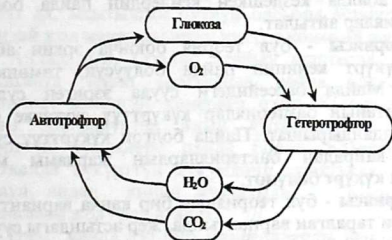
Жер кыртышындагы оксиддердин, туздардын, суунун составындагы кычкылтек, кычкылтектин жаратылышта айлануусуна катышпайт. Кычкылтектин жаратылышта айлануусуна абадагы эркин кычкылтек катышат. Жаратылышта көмүрдү, нефтинин продукталарын, жаратылыш газын ж.б. күйгүзүүдө, тирүү организмдер дем алууда көп сандагы кычкылтек (эркин абалдагы) сарпталат.

Кычкылтектин өтө көп сарпталганына карабастан, атмосферада дайыма концентрациясы туруктуу болот. Бул жашыл өсүмдүктөрдө абадагы көмүр кычкыл газын жана сууну сиңирүү менен, күндүн энергиясынын натыйжасында, катализатор катары ферменттин катышуусунда фотосинтез процессинин жүргөндүгүнө байланыштуу болот. Фотосинтез процессинде жүргөн химиялык реакцияларды жалпысынан төмөнкүдөй теңдемелердин жардамы менен жазууга болот.





Фотосинтез процессинде бөлүнгөн кычкылтек, кычкылдандырууга сарпталган кычкылтектин санын толуктап турат. Ошондуктан кычкылтектин концентрациясы атмосферада туруктуу болот.



22-сүрөт. Кычкылтектин жаратылышта айланышы.

### 7.2.6. Кычкылтектин колдонулушу

Кычкылтек металлургиялык жана химиялык өнөр жайларда мисалы: азот жана күкүрт кислотасын өндүрүүдө, мындан башка көмүрдү жер астында газификациялоодо, металлдарды ширетүүдө кеңири колдонулат. Суюк кычкылтек менен күйүүчү заттардын аралашмасы күчтүү жарылуучу заттарды алууда колдонулат. Суюк кычкылтек ракеталардын күйүүчү майларын кычкылдандырууга колдонулат. Суу астындагы кемелерде, космостук кораблдерде, медицинада кеңири колдонулат.

### 7.3. Күкүрт (Sulfur)

**7.3.1. Тарыхый маалымат.** Күкүрт байыркы доордон башкача айтканда б.з.ч. 2000 жыл мурун белгилүү болгон. Ал эми күкүрттү практикалык мааниде колдонула башташы б.з.ч. 1600-жылы байыркы Египетте боекторду даярдоодо, дезинфекциалоодо жана тери оорууларын айыктыруу үчүн дары дармек катары колдонушкан.

Күкүрттүн биринчи жолу бирикме түрүндө гана эмес, өз алдынча химиялык элемент катары экендигине XVIII кылымда француз химиги Антуан Лоран Лавуазье ишенген.

Күкүрт эркин абалда кездешкен кендердин пайда болуусу тууралуу түрдүү теориялар айтылат.

1. **Сингенез теориясы** - бул теория боюнча эркин абалда кездешкен күкүрт кенинин пайда болуусун, төмөнкүдөй далилдешет: Майда бассейндеги сууда ээриген сульфат аниондорун атайын бактериялар күкүрттүү суутекке ( $H_2S$ ) чейин кычкылдандырышат. Пайда болгон күкүрттүү суутек андан ары кайрадан бактериялардын жардамы менен кычкылданып күкүрт бөлүнөт.

2. **Эпигенез теориясы** - бул теориянын бир канча варианттары бар. Эң кеңири таралган варианттында, жер астындагы суулар, породадардын катмары аркылуу өтүп сульфат иондорунун концентрациясын жогорулатат. Мындай суулар жаратылыш газы жана нефть кендери аркылуу өткөндө андан сульфат иондорун углеводороддор күкүрттүү суутекке чейин калыбына келтирет. Пайда болгон күкүрттүү суутек андан ары эркин күкүрткө чейин кычкылданат.

3. **Метасоматоз теориясы** - бул теория боюнча кыртышта гипс  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  жана ангидрит  $CaSO_4$  күкүрткө жана кальцитке  $CaCO_3$  айланат.

Бул теория 1935-жылы советтик окумуштуулар Л.М. Миропольски жана Б.П. Кротов тарабынан сунуш кылынган.

#### 7.3.2. Күкүрттүн жаратылышта таралышы, алынышы

Күкүрт жер кыртышында кеңири таралган элемент, жер кыртышынын 0,05% тин түзөт. Күкүрт жаратылышта эркин абалда жана минерал түрүндө кездешет. Жаратылыштагы негизги минералдары сульфиддик жана сульфаттык болуп эки топко бөлүнөт.

Сульфиддик минералдарга: темир колчеданы  $FeS$ , халькопирит  $FeCuS_2$ , арсенипит  $FeAsS$ , киноварь  $HgS$ , реальгар  $As_4S_4$  ж.б. кирет.

Сульфаттык минералдарга: гипс  $CaSO_4 \cdot H_2O$ , ангидрит  $CaSO_4$ , кизерит  $MnSO_4 \cdot 2H_2O$ , барит  $BaSO_4$ , целестин  $CrSO_4$  ж.б. мисал болот. Жогоруда аталган минералдардан башка күкүрт кээ бир минералдык суулардын, океан, деңиз сууларынын курамында күкүрттүү суутек

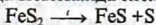
түрүндө кездешет. Ал эми күкүрттүн органикалык туундусу таш көмүрдүн, нефтинин, жаратылыш газдарынын жана өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын белокторунун курамында кездешет.

Күкүрттүн жаратылыштагы туруктуу төрт изотобу  $S^{32}$ (95,00%),  $S^{33}$ (0,76%),  $S^{34}$ (4,22%),  $S^{36}$ (0,014%) бар. Мындан башка жасалма жол менен төмөнкү изотоптору  $S^{31}(T_{1/2}=2,66 \text{ сек})$ ,  $S^{35}(T_{1/2}=86,3 \text{ күн})$ ,  $S^{37}(T_{1/2}=5,07 \text{ мин})$  алынган.

**Алынышы:** күкүрттү алууда күкүрт эркин абалда кездешкен кенге ысытылган бууну түтүк аркылуу жибергенде, күкүрт балкып ээрийт да, ысытылган буунун басымы астында сыртка чыгарылат. Мындай жол менен алынган күкүрт **комовой** деп аталат.

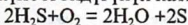
Андан ары, тазалоо атайын мештерде жүргүзүлөт. Күкүрттү кайнаганга чейин ысытканда пайда болгон күкүрттүн буусу кирпичтен жасалган камерага өтөт. Камерада алгач температура төмөн болгондуктан анын дубалдарында ачык сары түстөгү күкүрттүн күкүмдөрү пайда болот. Камераны  $120^{\circ}\text{C}$  га чейин ысытканда күкүрттүн күкүмдөрү суюктукка айланат да, формага куюлуп, андан кийин муздатылат. Мындай жол менен алуу **черенковой** жолу деп аталат.

Өнөр жайда кээ бир минералдарды шахталык печтерде абасыз ысытканда элементардык түрдөгү күкүрт алынат. Мисалы:  $\text{FeS}_2$ ,  $600^{\circ}\text{C}$  дан жогорку температурада ысытканда элементардык күкүрт алынат:



Төмөнкү реакциялардын жардамы менен да күкүрттү алса болот.

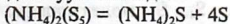
1. Күкүрттүү суутек толук күйбөгөндүгүнүн натыйжасында:



2. Тиосульфат натрийдин эритмесине туз кислотасын таасир эткенде:



3. Аммонийдин полисульфидин буулантканда:



### 7.3.3. Күкүрттүн физикалык жана химиялык касиеттери

Күкүрт кадимки температурада ачык сары түстөгү катуу зат, ал эми төмөнкү температурада (суюк абанын температурасында) ак түскө өтөт.

Күкүрттүн үч аллотропиялык модификациясы бар: моноклиндик, ромбикалык жана пластикалык. Комнаталык температурада ромбикалык  $\alpha$ -күкүрт туруктуу, сууда ээрибейт, күкүрттүү көмүртектен жакшы ээрийт. Температураны  $95,4^{\circ}\text{C}$  га

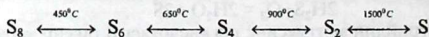
жогорулатканда ромбикалык  $\alpha$ -күкүрт, моноклиндик  $\beta$ -күкүрткө өтөт, ээрүү температурасы  $119,3^{\circ}\text{C}$ . Күкүрттүн ромбикалык жана моноклиндик модификациясы таажы сымал циклдик түзүлүштөгү  $S_8$  молекуласынан турат.



$\alpha$  жана  $\beta$  модификациялары бири-биринен кристаллынын формасы менен айырмаланат. Бул айырмачылык  $S_8$  молекуласынын кристаллдарынын өз ара жайгашуусунан келип чыгат. Күкүрттүн  $S_8$  молекуласында күкүрттүн атому  $SP^3$  гибриддик абалда болуп өз ара коваленттик байланыш аркылуу байланышат. Моноклиндик күкүрт  $119,3^{\circ}\text{C}$  да, а ромбикалык  $112,8^{\circ}\text{C}$  да ээрийт да оңой кыймылдоочу сары түстөгү суюктукту пайда кылышат, температура  $160^{\circ}\text{C}$  га жеткенде илээшкектик жогорулайт. Мында циклдик түрдөгү күкүрттүн  $S_8$  молекуласы бузулуп узун чынжыр түрүндөгү  $S_{\infty}$  молекуланы пайда кылат.

Күкүрттүн илээшимдүүлүгүнүн максималдык чеги  $250^{\circ}\text{C}$  да жетет. Андан ары ысытканда эритиндинин илээшимдүүлүгү төмөндөйт, мындай учурда макромолекуланын гомочынжырдык структурасы бузулат.

Эгерде күкүрттүн эритиндисин  $250^{\circ}\text{C}$  да бир аз убакыт коюп, андан кийин муздак сууга куйганда пластикалык же аморфтук күкүрт алынат да, акырындык менен  $\alpha$ -модификациясына өтөт. Күкүрттүн буусунда төмөнкүдөй тең салмактуулук болот:



Күкүрт  $444,6^{\circ}\text{C}$  да кайнайт. Температурага жараша күкүрттүн буусунда  $S_8$ ,  $S_6$ ,  $S_4$ ,  $S_2$  молекулалары аныкталган. Температура  $1500^{\circ}\text{C}$  дан жогорулаганда  $S_2$  атомдорго диссоциацияланат.

№2- таблица

Ромбикалык күкүрттүн, күкүрттүү көмүртектен жана бензолдо эригичтиги

Эриткич, г/100г	Температура $^{\circ}\text{C}$ ,					
	0	20	40	60	80	100
$\text{CS}_2$	18,0	29,5	50,0	66,0	79,0	92,0
$\text{C}_6\text{H}_6$	1,0	1,7	3,2	6,0	10,5	17,5

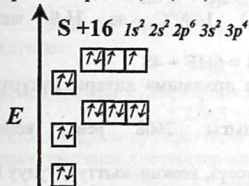
Күкүрттүн бардык молекулалары ( $S_2$ ден башкасы) диамагниттик касиетке ээ. Ал эми  $S_2$  молекуласын, молекулалык орбиталдар (МО) методу менен карап көргөндө бошондотуучу орбиталдагы эки жалкы электрон парамагниттик касиетке ээ экендигине далил боло алат. Күкүрт сууда ээрибейт, бирок башка эриткичтерде:  $CS_2$ -күкүрттүү көмүртекте, бензолдо, эфирлерде, анилинде жана башкаларда жакшы ээрийт.

Ромбикалык күкүрттүн, күкүрттүү көмүртекте жана бензолдо эригичтигинин температурадан көз карандылыгы №3 таблицادا көрсөтүлгөн.

Күкүрттүн атомунда, кычкылтектин атомуна окшош, алты валенттик электрону бар.

Электрондук конфигурациясында көрүнүп тургандай валенттик электрондун экөө  $s$  – орбиталында, ал эми төрт электрон  $p$  – орбиталында жайгашкан. Күкүрттүн салыштырмалуу терс электрлүүлүк мааниси 2,5 ке барабар (Полингдин шкаласы боюнча). Салыштырмалуу терс электрлүүлүгү боюнча галогендерден, кычкылтектен жана азоттон кийинки орунда турат.

Күкүрттүн кычкылдануу даражасынын мааниси көпчүлүк бирикмелерде  $-2, +2, +4, +6$ .

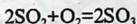


**Күкүрттүн өзгөчөлүктөрү:** күкүрттүн негизги өзгөчөлүктөрү болуп:

1. Күкүрттүн атомунда ваканттык  $d$ -орбиталынын болгондугуна байланыштуу күкүрттүн кычкылдануу даражасынын оң мааниси жогорулайт. Мындан башка кошумча  $\pi$  байланышынын пайда болушуна шарт түзүлөт. Мына ошондуктан күкүрттүн туундуларында күкүрттүн координациялык саны жогорулайт, себеби  $d$  орбиталы болгондуктан гибриддешүү типтеринин саны кескин жогорулашы мүмкүн.
2. Күкүрттүн молекуласында атомдордун ортосундагы химиялык байланышы өтө бекем.
3. Кадимки шартта күкүрт агрегаттык абалы боюнча кычкылтектен айырмаланат.

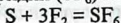
Күкүрт типтүү металл эмес, ал металлдар жана металл эместер менен түздөн-түз (азоттон, иоддон, алтындан башкасы менен) аракеттенет.

Күкүрт кычкылтек менен аракеттенгенде өтө көп сандагы жылуулук бөлүнөт:



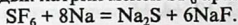
Күкүрт галогендер менен түрдүү составдагы бирикмелерди пайда кылат:  $SF_6$ ,  $SF_4$ ,  $S_2F_{10}$ ,  $SCl_4$ ,  $SCl_2$ ,  $S_2Cl_2$  ж.б.

Күкүрт фтор менен түздөн-түз аракеттенип күкүрттүн гексафторидин ( $SF_6$ ) пайда кылат:

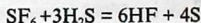


$SF_6$  – түссүз, жытсыз, химиялык жактан инерттүү келген газ. Молекуласы полярдуу эмес, структурасы октаэдрикалык түзүлүштө болуп, күкүрттүн атому  $sp^3\alpha^2$ -гибридешүү абалында болот.  $SF_6$  -  $50,8^\circ C$  да суюк абалга өтөт, тыгыздыгы  $1,88 \text{ г/см}^3$ , ал эми  $-63,7^\circ C$  да ак түстөгү кристаллды пайда кылат.

Кайнап турган металлдык натрий менен  $SF_6$  аракеттенет:



Күкүрттүн гексафториди ( $SF_6$ )  $1400^\circ C$  да  $H_2S$  менен аракеттенишет:

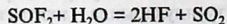
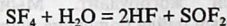


Күкүрттүн гексафторидин алууда аралашма катары күкүрттүн пентафториди ( $S_2F_{10}$ ) пайда болот.

$S_2F_{10}$ -түссүз суюктук, тыгыздыгы  $2608 \text{ г/см}^3$ , кайноо температурасы  $29^\circ C$ .

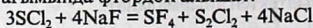
Күкүрттүн тетрафториди ( $SF_4$ ) – түссүз, кескин жыттуу, уулуу газ, эрүү температурасы  $-121,0^\circ C$ , кайноо температурасы  $-38^\circ C$ .

$SF_4$ - реакцияга жөндөмдүү газ, суу менен аракеттенишип аралык зат ( $SOF_2$ ) пайда болот да, аралык заттан андан ары  $SO_2$  жана  $HF$  пайда болот. Молекуласынын структурасы бузулган тертраэдрдик түзүлүшкө ээ.



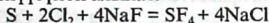
Күкүрттүн тетрафториди лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

1. Күкүрттүн дихлоридин  $Na$ ,  $K$ ,  $Cu$ ,  $Zn$  фториддери менен опротондук органикалык эриткичтин чөйрөсүндө  $70-80^\circ C$  инерттүү азоттун агымында фтордон алышат.



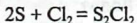


2. Автоклавта 200-300°C элементардык күкүрттүн Na, K, Cs, Ba, Cu фториддеринин ичинен бирөөсүнүн катышуусунда хлор менен аракеттенүүсүнөн алынат.



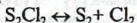
$S_2Cl_2$  –хлордуу күкүрт, агыш сары түстөгү, кескин жагымсыз жыттуу, май сыяктанган суюктук, эрүү температурасы-82°C, кайноо температурасы -137,1°C.

Хлордуу күкүрт күкүрттүн эритиндиси аркылуу кургак хлорду өткөргөндө алынат.

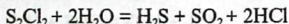


Хлороформду алууда аралык зат катары пайда болот.

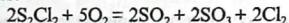
Нормалдуу шартта хлордуу күкүрт туруктуу, ал эми 100°C да күкүрткө жана хлорго ажырайт:



$S_2Cl_2$  суу менен аракеттенет, натыйжада  $SO_2$  жана  $H_2S$  пайда болот.



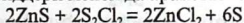
Жогорку температурада кычкылтек хлордуу күкүрттү  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$  чейин ажыратат.



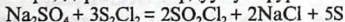
150°C да  $S_2Cl_2$  буусун суутек HCl жана S чейин калыбына келтирет:



Металлдардын сульфиддери менен да аракеттенет.

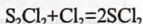


Металлдардын сульфаттары температуранын таасиринде  $S_2Cl_2$  менен аракеттенгенде хлориддер жана хлордуу сульфурил пайда болот.



$SCl_2$ -кызыл түстөгү суюктук, эрүү температурасы 46°C, кайноо температурасы 59°C.

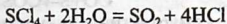
Алынышы:



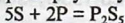
Ал эми эки хлордуу күкүрткө ( $SCl_2$ ) суюк хлорду таасир эткенде кадимки температурада туруксуз келген  $SCl_4$  пайда болот.



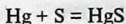
$SCl_4$ - эрүү температурасы -31°C, эрүү температурасынан жогорку температурада ажырайт. Сууда гидролизденгенде  $SO_3$  жана HCl ду пайда кылат.



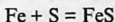
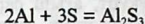
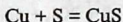
Күкүрттүн күкүмүн кызыл фосфор менен аралаштырып күйгүзгөндө кочкул кызыл түстөгү суюктук пайда болот.



Күкүрт комнаталык температурада сымап менен аракеттенет.



Калган көпчүлүк металлдар менен температуранын таасири астында гана аракеттенет.

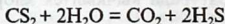
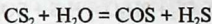


Абдан кызыган көмүр аркылуу күкүрттүн буусун жибергенде күкүрттүү көмүртек пайда болот.

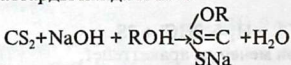


Күкүрттүү көмүртек ( $\text{CS}_2$ ) -түссүз, жагымсыз жытка ээ болгон суюктук, молекуласы сызыктуу түзүлүшкө ( $\text{S}=\text{C}=\text{S}$ ) ээ. Эрүү температурасы  $112,1^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $46,26^\circ\text{C}$ .

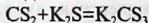
Кадимки температурада суу менен аракеттенбейт, бирок  $150^\circ\text{C}$  да гидролизденет.



Щелочтордун спирттеги эритмелери менен аракеттенип ксантогенаттарды пайда кылат.

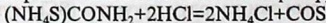


Күкүрттүү көмүртек калийдин сульфиди менен аракеттенип тиокөмүр кислотасынын тузун пайда кылат.

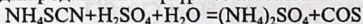


Көмүртектин оксисульфиди,  $\text{COS}$ -түссүз, жытсыз, уулуу газ. Эрүү температурасы  $-138,2^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-50,2^\circ\text{C}$ . Көмүртектин оксисульфидин төмөнкү реакциялардын жардамы менен алышат.

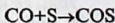
1. Аммонийдин тиокарбаматына кислотаны таасир этүүдөн



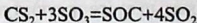
2. Аммонийдин роданитине күкүрт кислотасын таасир этүүдөн:



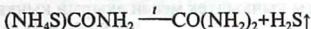
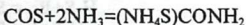
3. Көмүртектин (II) валенттүү кычкылынын күкүрт менен аракеттенүүсүнөн:



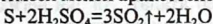
4. Күкүрттүү көмүртектин, күкүрттүн (VI) кычкылы менен аракеттенүүсүнөн:



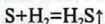
Көмүртектин оксисульфиди аммиак менен аракеттенип тиокарбаматты пайда кылат, бирок термикалык ажыроодо, тиокарбамат мочевианы жана күкүрттүү суутекти пайда кылат.



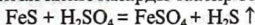
Күкүрт температуранын натыйжасында кислоталардын жана щелочтордун суудагы эритмеси менен аракеттенет.



Күкүрттүү суутектин атмосферасында ысытканда күкүрттүү суутек пайда болот.



Көпчүлүк учурда практикада кээ бир металлдардын сульфиддерине суюлтулган кислоталарды таасир этүүдөн алышат.



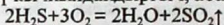
Күкүрт суутек менен түрдүү составдагы бирикмелерди пайда кылат. Мисалы:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_3$  агрегаттык абалы боюнча газ же май сыяктанган суюктуктар. Гидриддердин ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_3$ ) ичинен туруктуусу болуп  $\text{H}_2\text{S}$  саналат. Күкүрттүү суутек жаратылышта кээ бир минералдык суулардын курамында кездешет жана өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын организмдеринин чирүүсүнөн пайда болот.

Күкүрттүү суутекте S-H ортосундагы байланыштын узундугу 0,135 нм, ал эми валенттик бурчу H-S-H  $92^\circ$  барабар. Күкүрттүү суутектин молекуласы суунун молекуласына салыштырганда аз полярдуу, себеби, күкүрттүн салыштырмалуу терс электрлүүлүгү кычкылтекке салыштырганда төмөн. Ошондуктан күкүрттүү суутекте –суутектик байланыш жок. Кандай гана агрегаттык абалда болбосун күкүрттүү суутек ионизацияга жөндөмдүү.

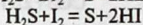
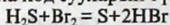
Нормалдуу шартта күкүрттүү суутек түссүз, абадан оор келген, сасыган жумуртка сыяктуу жыттанган газ. Сууда начар ээрийт. Мисалы:  $0^\circ\text{C}$  0,694%,  $20^\circ\text{C}$  0,378%,  $40^\circ\text{C}$  0,232%  $80^\circ\text{C}$  0,076%. Көлөмү боюнча 1 л сууда  $0^\circ\text{C}$  4,37л,  $20^\circ\text{C}$  2,91л. Күкүрттүү суутек органикалык эриткичтерде жакшы ээрийт. Мисалы: 1л этил спиртинде  $0^\circ\text{C}$  17,89л, ал эми  $20^\circ\text{C}$  7,42л.

Күкүрттүү суутек өтө уулуу газ. Эгерде абада көлөмү боюнча 0,1% ке жетсе оор ууланууну пайда кылат. Күкүрттүү суутек кандын составындагы гемоглобиндеги темир менен реакцияга кирип FeS ти пайда кылат. Мындай учурда кандын организмге кычкылтекти ташуусу бузулат же токтойт, кандын түсү өзгөрөт.

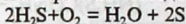
Күкүрттүү суутек күчтүү кычкылдандыргыч, абада күйөт:



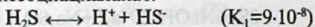
Күкүрттүү суутек бром жана иод сууларын түссүздөндүрөт:



$\text{H}_2\text{S}$  –абадагы кычкылтек менен акырын кычкылданат.

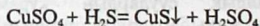
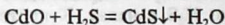
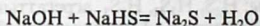
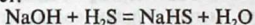


Күкүрттүү суутектин суудагы эритмеси начар кислота –күкүрттүү суутек кислотасы деп аталат. Ал эки негиздүү кислота болгондуктан эки баскыч менен диссоциацияланат.



Күкүрттүү суутек кислотасы эки негиздүү кислота болгондуктан эки түрдүү тузду: (орто жана кычкыл) сульфидди жана гидросульфидди пайда кылат.

Күкүрттүү суутек кислотасы негиздер, негиздик кычкылдар жана туздар менен аракеттенет.

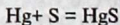


Сульфиддер эригичтиги буюнча төмөнкүдөй болуп бөлүнөт.

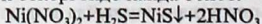
1. Сууда ээрий тургандар: щелочтуу, щелочтуу жер металлдын жана аммонийдин сульфиддери.
2. Туз кислотасында жана суюлтулган күкүрт кислотасында ээрийт, бирок сууда ээрибей тургандар:  $\text{FeS}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{ZnS}$  ж.б.
3. Сууда да, кислоталарда да такыр ээрибей турган сульфиддерге:  $\text{PbS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{NiS}$  ж.б. кирет.

Сульфиддер төмөнкүдөй реакциялардын жардамы менен алынат:

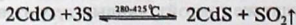
1. Металлдардын күкүрт менен түздөн-түз аракеттенишүүсүнөн:



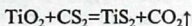
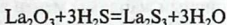
2. Сууда жана кислоталарда ээрибеген сульфиддер, тиешелүү металлдардын туздарынын суудагы эритмеси аркылуу күкүрттүү суутекти өткөргөндө пайда болот.



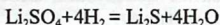
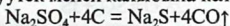
3. Кээ бир металлдардын кычкылдарын күкүрт менен калыбына келтирүүдөн:



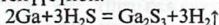
4. Кээ бир металлдардын кычкылдарынын күкүрттүү суутек, күкүрттүү көмүртек менен жогорку температурада акеттенүүсүнөн:



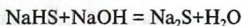
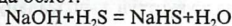
5. Металлдардын сульфаттарын жогорку температурада көмүртек жана суутек менен калыбына келтирүүдөн:



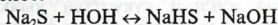
6. Кээ бир элементтердин жогорку температурада күкүрттүү суутек менен аракеттенүүсүнөн:



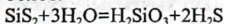
7. Щелочтуу металлдардын гидрокычкылдарынын эритмеси аркылуу күкүрттүү суутекти өткөргөндө аралык зат катары кычкыл туздар пайда болот.



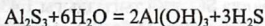
Щелочтуу металлдардын сульфиддери гидролизге учураганда щелочтук чөйрө пайда болот.



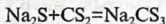
Ал эми металл эместердин сульфиддери гидролизденгенде тиешелүү кислоталар пайда болот.



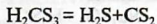
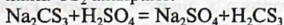
Амфотердик металлдардын ичинен алюминийдин сульфиди гидролизге учурайт:



Негиздик жана кислоталык сульфиддер бири-бири менен аракеттенип тиотузду пайда кылат.



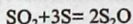
Тиотуздарга дал келүүчү тиокислоталар туруксуз болуп күкүрттүү суутек кислотасына жана тиешелүү сульфидке ажырайт. Мисалы,  $\text{Na}_2\text{CS}_3$  күкүрт кислотасын таасир эткенде тиокислота пайда болуп, ал андан ары  $\text{H}_2\text{S}$  жана  $\text{CS}_2$  ажырайт:



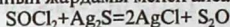
Күкүрттүн кычкылтек менен болгон бирикмелери

Күкүрт кычкылтек менен төмөнкүдөй кычкылдарды пайда кылат:  $\text{S}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_4$ . Күкүрттүн  $\text{S}_2\text{O}$  кычкылы,

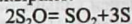
күкүрттүн буусу жана  $\text{SO}_2$  аралаштырып басымды төмөндөткөндө пайда болот.



Төмөнкү реакциянын жардамы менен алса да болот.



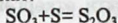
$\text{S}_2\text{O}$ -сары түстөгү газ, бир канча саат комнаталык температурада гана туруктуу, жогорку концентрацияда күкүрттүн (IV) кычкылына жана эркин күкүрткө ажырайт:



$\text{S}_2\text{O}$  кычкылтектин молекуласы менен кадимки температурада аракеттенбейт, сууда ажырайт.

$\text{SO}$ -түссүз газ, кадимки температурада акырындык менен күкүрттү бөлүү менен ажырайт, абадагы кычкылтек менен аракеттенбейт, сууда ажырайт.

$\text{S}_2\text{O}_3$ - көгүш кристалл, күкүрттүн күкүмү менен суусуз  $\text{SO}_3$  аракеттенүүсүнөн алынат.



$\text{S}_2\text{O}_3$  -мында күкүрттүн кычкылдануу даражасынын мааниси +3 барабар болот.

$\text{S}_2\text{O}_7$  май сыяктанган,  $0^\circ\text{C}$  да тоңот, оңой ажырайт айракча суунун катышуусунда.

$\text{SO}_4$ - ак түстөгү катуу зат,  $+30^\circ\text{C}$  да ээрийт жана ажырайт.

Жогоруда аталган күкүрттүн кычкылдары атайын шартта алынат. Күкүрттүн кычкылдарынын ичинен практикалык мааниге ээ болгондору  $\text{SO}_2$  жана  $\text{SO}_3$ .

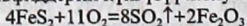
Күкүрттүн (IV) кычкылы – түссүз, кескин жыттуу, абадан 2 эсе оор келген уулуу газ.

Эрүү температурасы  $-75,5^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-10^\circ\text{C}$ , суюк агрегаттык абалда  $\text{SO}_2$  нин тыгыздыгы  $1,43\text{г}/\text{см}^3$ га барабар.

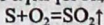
$20^\circ\text{C}$  да 100г сууда 11,5г  $\text{SO}_2$  ээрийт, көлөмү боюнча 1 көлөм сууда 40 көлөм  $\text{SO}_2$  ээрийт.

Күкүрттүн (IV) кычкылы өнөр жайда:

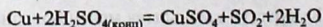
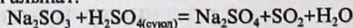
1. Металлдардын сульфиддерин күйгүзүү жолу менен алынат.



2. Күкүрттү атайын мештерде күйгүзгөндө алынат.

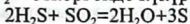


Лабораториялык шартта күкүрт кислотасын сульфиттерге же жезге таасир этүүдөн алынат.

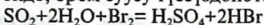


Күкүрттүн (IV) кычкылында күкүрт  $sp^2$  гибридизациялык абалда болот.

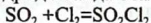
SO<sub>2</sub> - химиялык жактан активдүү болот. Күкүрттүү суутектин суудагы эритмеси аркылуу SO<sub>2</sub> - өткөргөндө күкүрт бөлүнөт:



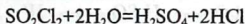
H<sub>2</sub>S - көпчүлүк учурда калыбына келтиргич касиетке ээ. Бром суусу аркылуу SO<sub>2</sub> өткөргөндө, бром суусу түссүздөнөт.



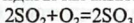
Күндүн нурунун таасири астында хлор менен аракеттенет, күкүрт кислотасынын хлор ангидриди пайда болот.



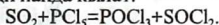
Күкүрт кислотасынын хлорангидриди түссүз, кескин жыттуу суюктук, гидролизденгенде күкүрт кислотасы жана туз кислотасы пайда болот.



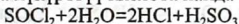
Катализатордун катышуусундагы кычкылтек менен аракеттенет.



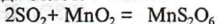
Күкүрттүн (IV) кычкылы фосфордун (V) хлориди менен аракеттенип тионилхлоридди пайда кылат.



Тионилхлорид. SOCl<sub>2</sub>- түссүз, кескин жыттуу суюктук, тионилхлоридде калыбына келтиргич касиет үстөмдүк кылат. Суу менен аракеттенип туз жана күкүрттүү кислота пайда болот.

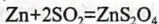


Күкүрттүн (IV) кычкылын MnO<sub>2</sub> аркылуу өткөргөндө марганецтин дитионаты пайда болот.



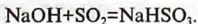
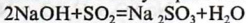
Дитионат кислотасы (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>6</sub>) политиондук кислоталардын катарына кирбейт, себеби мында [SO<sub>3</sub>] бири-бири менен күкүрттүн атому аркылуу байланышкан эмес. Бул кислотада күкүрттүн кычкылдануу даражасынын мааниси +5 барабар.

Цинктин күкүмү сууда SO<sub>2</sub> менен аракеттенип дитионистүү кислотанын (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) тузун пайда кылат.

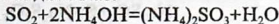


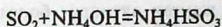
мында күкүрттүн кычкылдануу даражасынын мааниси +3 барабар (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) - кислотасы эки негиздүү, орто күчтүү кислота.

Күкүрттүн (IV) кычкылы щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенип сульфитти жана кычкыл сульфитти пайда кылат

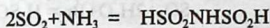
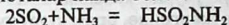


Суунун буусунун катышуусунда газ абалындагы аммиак (NH<sub>3</sub>) менен күкүрттүн (IV) кычкылы аракеттенип аммонийдин сульфитин жана кычкыл сульфитин пайда кылат.

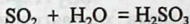




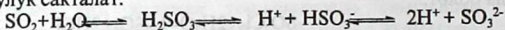
Ал эми реакцияга суу катышпаса анда амидосульфидик жана имидодисульфидик кислоталар пайда болот.



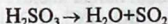
Күкүрттүн (IV) кычкылы сууда эригенде эки негиздүү күкүрттүү кислотаны пайда кылат.



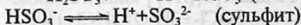
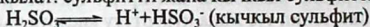
Күкүрттүү кислотанын суудагы эритмесинде төмөнкүдөй тен салмактуулук сакталат.



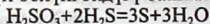
Күкүрттүү кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) эркин абалда бөлүнүп алынбагандыктан жана туруксуз болгондуктан эритмелерде гана кездешет.  $\text{H}_2\text{SO}_3$ нын суудагы эритмесине температураны таасир эткенде ажырайт



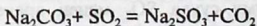
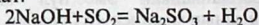
Күкүрттүү кислота эки негиздүү кислота болгондуктан эки түрдүү тузду пайда кылат: сульфитти жана кычкыл сульфитти.



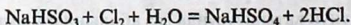
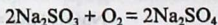
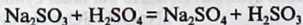
Күкүрттүү кислотанын эритмеси аркылуу күкүрттүү суутекти өткөр-гөндө эритмеде күкүрттүн бөлүнгөндүгү байкалат.



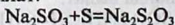
Күкүрттүү кислотанын туздары щелочтордун жана карбонаттардын суудагы эритмелерине күкүрттүн (IV) кычкылын таасир этүүдөн алынат.



Көпчүлүк сульфиттер (щелочтуу, щелочтуу жер металлдардын жана аммонийдин сульфиддеринен башкасы) сууда начар ээрийт. Сульфиттер жана гидросульфиттер күкүрттүү кислота сыяктуу күчтүү калыбына келтиргичтер. Сульфиттер абадагы кычкылтек менен кычкылданат.

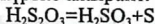


Сульфиттер күкүрттү кошуп алат да, тиокүкүрт кислотасынын тузун (тиосульфатты) пайда кылат.

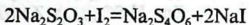
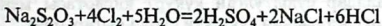




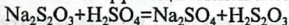
Тиокүкүрт кислотасы ( $H_2S_2O_3$ ) эркин абалда туруксуз келет да күкүрттүү кислотага жана күкүрткө ажырайт.



Тиокүкүрт кислотасынын орто туздары гана белгилүү. Алар тиосульфаттар деп аталып, туруктуу келет да калыбына келтиргич касиетке ээ.

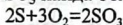


Тиокүкүрт кислотасын төмөнкү реакция менен алса болот.



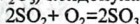
Күкүрттүн (VI) кычкылы - кадимки басымда түссүз газ, кайноо температурасы  $-44,7^\circ C$ .  $SO_3$  төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

1. Күкүрт күйгөндө 4% чейин  $SO_3$  пайда болот.



2. Күкүрттүн (IV) кычкылынын кычкылданышынын эсебинен алынат.

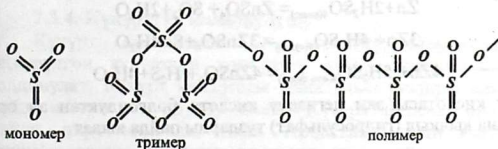
Абада өтө жай кычкылдангандыктан катализатор катары платина жана ванадийдин кычкылы ( $V_2O_5$ ) колдонулат.



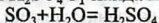
Күкүрттүн (VI) кычкылынын үч модификациясы бар,  $S_2O_6$ ,  $S_3O_9$ , жана  $(SO_3)_x$ .

Күкүрт кислотасы май сыяктанган, түссүз суюктук, тыгыздыгы  $1,83 g/cm^3$ , ээрүү температурасы  $10,31^\circ C$ , ал эми  $279,6^\circ C$  да ажырап кетет.

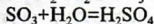
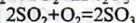
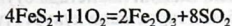
Өнөр жайда күкүрт кислотасы эки жол менен (контактык жана нитроздук) алынат.



$SO_3$  суу менен аракеттенип  $H_2SO_4$  тү пайда кылат.



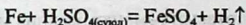
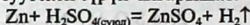
Контактык жолдо төмөнкүдөй химиялык теңдемелерди жазса болот.



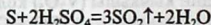
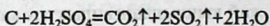
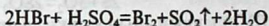
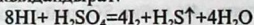
Күкүрт кислотасы эки негиздүү күчтүү кислоталардын катарына кирет.



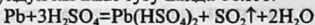
Металлдар суюлтулган күкүрт кислотасы менен аракеттенгенде кислотанын составынан суутекти сүрүп чыгарышат.



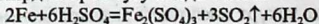
Концентрацияланган күкүрт кислотасы күчтүү кычкылдандыргыч, иоддуу суутекти иодго чейин, бромдуу суутекти бромго чейин, көмүртекти көмүртектин (IV) кычкылына чейин, күкүрттү күкүрттүн (IV) кычкылына чейин кычкылдандырат.



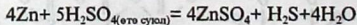
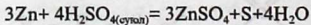
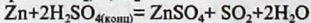
Коргошун концентрацияланган күкүрт кислотасы менен аракеттенгенде коргошундун кычкыл тузу пайда болот.



Темир концентрацияланган күкүрт кислотасы менен аракеттенгенде темирдин орто тузу пайда болот.

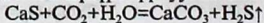


Ал эми активдүү металлдар күкүрт кислотасынын концентрациясына жараша  $\text{SO}_2$ , S,  $\text{H}_2\text{S}$  чейин калыбына келтирет.

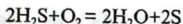


Күкүрт кислотасы эки негиздүү кислота болгондуктан ал орто (сульфат) жана кычкыл (гидросульфат) туздарды пайда кылат.

Күкүрттүн айланышы: жер кыртышынын пайда болуусунун геологиялык доорунда кычкылтектин жетишсиздигинин натыйжасында жана жогорку температуранын таасиринде, күкүрт сульфид-дер түрүндө кездешкен. Биздин планетада суунун пайда болуусу менен сульфиддер карбонаттарга жана күкүрттүү суутекке ажыраган:



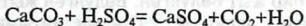
Пайда болгон күкүрттүү суутек абадагы кычкылтек менен кычкылданып, эркин түрдө күкүрт бөлүнгөн.



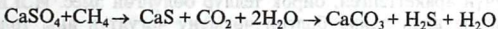
Абадагы ашыкча сандагы кычкылтектин жана суу буусунун катышуусунда күкүрт акырындык менен күкүрт кислотасын пайда кылган.



Пайда болгон күкүрт кислотасы топурактын жана суунун составындагы туздар, айрыкча карбонаттар менен аракеттенип минералдардын катмарын, негизинен гипсти ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) пайда кылат.

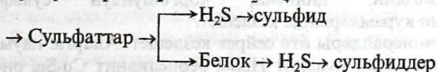
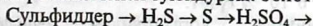


Пайда болгон сульфаттар жердин төмөнкү катмарында жогорку температуранын таасири астында органикалык бирикмелер менен аракеттенет.



Пайда болгон күкүрттүү суутек газ түрүндө бөлүнүп чыгат же жер астындагы сууларда ээрийт. Өсүмдүктөр сульфаттарды топурактан жана суудан алат. Организмдеги татаал биохимиялык процесстерден кийин күкүрт белоктордун составына өтөт. Өсүмдүктөрдүн жана жаныбарлардын жашоо процесси токтогондон кийин атайын микроорганизмдердин катышуусунда белоктор ажырап күкүрт, күкүрттүү суутек түрүндө бөлүнөт.

Жогоруда каралган күкүрттүн жаратылышта айлануу циклин төмөнкү схема менен туюндурсак болот.



### 7.3.4. Күкүрттүн колдонулушу

Күкүрт организмге өтө керектүү элементтердин бири. Өндүрүлгөн күкүрттүн көпчүлүгү күкүрт кислотасын өндүрүүгө колдонулат. Күкүрт кислотасы жана анын туздары химиялык өнөр жайда өзгөчө чоң орунду ээлейт. Күкүрт ширенке өндүрүүчү өнөр жайда, пиротехникада, айыл чарбасында зыян келтирүүчүлөргө каршы колдонулат. Медицинада күкүрттү атайын майлардын (мазь) составына кошуп тери орууларын айыктырууда пайдаланылат. Күкүрттүн көпчүлүк бөлүгү каучукту вулканизациялоодо пайдаланылат.

## 7.4. Селен (Selenium)

**7.4.1. Тарыхый маалымат.** Селен теллурдан кийин ачылган. Селенди биринчи жолу 1817-жылы шведциялык химик Йенс Якоб Берцелиус (1779-1848-жж.) ачкан. Й.Я.Берцелиус Готлиб Ган менен Грипсхольмда күкүрт кислотасын өндүрүүчү өнөр жайда биргеликте иштешкен. Өндүрүлгөн күкүрт кислотасында чөкмө пайда болгон. Чөкмөнүн кээ бир бөлүктөрү кызыл, кээ бир бөлүктөрү ачык-боз түстө болгон. Чөкмөнү бөлүп алып ага температураны таасир эткенде кандайдыр бир жыт бөлүнгөн. Бөлүнгөн жыт Клапрот боюнча теллур бар экендигин далилдейт. Гандын айтымында Фалюнеде күкүрт кислотасын өндүрүү үчүн казылып алынган рудада жыттын бар экендигин байкаган. Чөкмөдөн Й.Я.Берцелиус теллурду бөлүп алуу үчүн аракеттенген, бирок теллур бөлүнгөн эмес. Й.Я.Берцелиус бир канча айда пайда болгон чөкмөнү чогултуп аны толук изилдеген. Натыйжада чөкмөдөн ошол мезгилде белгисиз болгон затты ачкан. Алынган зат касиети боюнча теллурга өтө окшош болгон.

Бөлүнүп алынган затка Й.Я.Берцелиус селен деген ат берген. Селен (Selenium) грек тилинен которгондо «ай» дегенди түшүндүрөт. Себеби ай Жердин спутниги, ал эми селен теллурдун спутниги.

### 7.4.2. Селендин жаратылышта таралышы, алынышы

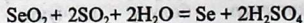
Селен жаратылышта күкүрткө караганда бир канча эсе аз таралган, жер кыртышынын  $6 \cdot 10^{-5}\%$  түзөт.

Селен жездин, цинктин, коргошундун сульфиддик минералдарынын курамдарында кездешет.

Селендин минералдары өтө сейрек кездешет. Аларга: науманнит  $\text{Ag}_2\text{Se}$ , клаусталит  $\text{PbSe}$ , тиманит  $\text{HgSe}$ , берцелианит  $\text{Cu}_2\text{Se}$ , онофрит  $\text{Hg}(\text{Se},\text{S})$  жана халькоменит  $\text{CuSeO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  кирет.

Селендин жогоруда келтирилген минералдары сейрек кездешкенине байланыштуу практикалык маанилери жокко эсе.

Көпчүлүк учурда селен, асыл металлдарды бөлүп алгандан кийинки, күкүрт кислотасын өндүрүүчү өнөр жайлардын калдыктарынан бөлүнүп алынат. Калдыктардагы селендин кычкылдануу даражасынын мааниси +4 болгон абалга чейин жеткирет, андан кийин күкүрттүн (IV) кычкылы менен калыбына келтирет



Селендин жаратылышта 6 стабилдүү изотобу бар  $\text{Se}^{74}(0,87\%)$ ,  $\text{Se}^{76}(9,02\%)$ ,  $\text{Se}^{77}(7,58\%)$ ,  $\text{Se}^{78}(23,52\%)$ ,  $\text{Se}^{80}(49,82\%)$ ,  $\text{Se}^{82}(9,19\%)$ . Жасалма жол менен көптөгөн изотоптору алынган, алардын ичинен өзгөчө мааниге ээ болгону  $\text{Se}^{75}(T_{1/2}=121\text{күн})$ .

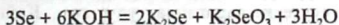
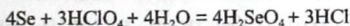
### 7.4.3. Селендин физикалык жана химиялык касиеттери

Селен күкүрткө окшош жөнөкөй зат катары бир канча полиморфтук модификациясы бар. Кадимки температурада гексагоналдык модификациясы туруктуу. Гексагоналдык түзүлүштөгү селен боз түстө болот. Гексагоналдык түзүлүштөгү селендин тыгыздыгы  $4,82 \text{ г/см}^3$ , эрүү температурасы  $221^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $685,3^\circ\text{C}$ . Гексагоналдык түзүлүштөгү селендин кристаллы ийри буйру сызык сыяктанган чексиз чынжырдан пайда болгон.

Суюк агрегаттык абалдагы селенди тез муздатканда кызгылт күрөң түстөгү айнек сыяктанган модификациясы пайда болот. Кызыл селендин кристаллынын түзүлүшү ар түрдүү болушу, циклдик  $\text{Se}_8$  молекуладан турат.

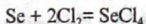
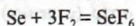
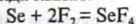
Боз түстөгү селен жарым өткөргүч касиетке ээ, анын электр өткөрүмдүүлүгү жарыктын таасири астында 1000 эсеге жогорулайт.

Селен  $\text{HClO}_4$  жана  $\text{KOH}$  менен аракеттенет.



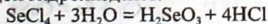
Селендин көпчүлүк химиялык бирикмелердеги кычкылдануу даражасынын мааниси  $-2, +4, +6$ . Кадимки температурада селен туруктуу болот. Ага температураны таасир эткенде гана көптөгөн металлдар жана металл эместер менен аракеттенет. Селен суу, туз кислотасы, суюлтулган азот кислотасы менен аракеттенбейт.

Селен галогендер менен түздөн түз аракеттенет, натыйжада төмөнкүдөй бирикмелерди пайда кылат.

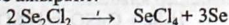


Селендин галогендер менен болгон бирикмелери агрегаттык абалдары менен айырмаланат:  $\text{SeF}_6(\text{газ})$ ,  $\text{SeF}_4(\text{суюк})$ ,  $\text{SeCl}_4(\text{катуу})$ ,  $\text{Se}_2\text{Cl}_2(\text{суюк})$ ,  $\text{SeBr}_4(\text{катуу})$ ,  $\text{Se}_2\text{Br}_2(\text{суюк})$ .

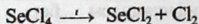
Селендин гексафторидинин молекуласы октаэдрдик түзүлүшкө ээ, мында селен  $sp^3\alpha^2$  гибриддешүү абалда болот. Селендин тетрахлориди сууда оңой гидролизденет.



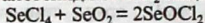
Селендин тетрахлориди ( $\text{SeCl}_4$ ) туруктуу, ал эми  $\text{Se}_2\text{Cl}_2$  бир аз ысытканда  $\text{SeCl}_4$  жана  $\text{Se}$  ажырайт.



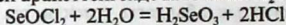
Андан ары температураны жогорулатканда ( $\text{SeCl}_4$ )  $\text{SeCl}_2$  жана  $\text{Cl}_2$  ажырайт.



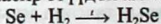
Селендин тетрахлоридин ( $\text{SeCl}_4$ ) селендин (IV) кычкылы менен ысытканда селендин оксогалогениди  $\text{SeOCl}_2$  пайда болот.



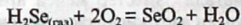
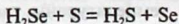
Селендин оксогалогениди ( $\text{SeOCl}_2$ ) уулуу, саргыч түстөгү суюктук, эрүү температурасы  $11^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $178^\circ\text{C}$ .  $\text{SeOCl}_2$  суу менен аракеттенгенде  $\text{HCl}$  жана  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  ажырайт.



Селендин суутек менен болгон бирикмеси селендүү суутек ( $\text{H}_2\text{Se}$ ). Селендүү суутек селен менен суутектин температуранын таасири астында аракеттенүүсүнөн же металлдардын селениттерине суюлтулган кислоталарды таасир этүүдөн алынат.



Селендүү суутек ( $\text{H}_2\text{Se}$ ) түссүз, жагымсыз жытка ээ болгон, күкүрттүү суутекке караганда уулуу газ. Кайноо температурасы -  $66^\circ\text{C}$ , эрүү температурасы -  $41^\circ\text{C}$ . Селендүү суутек күкүрттүү суутекке салыштырганда күчтүү калыбына келтиргич,  $\text{H}_2\text{Se}$  күкүрт менен аракеттенет.

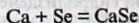
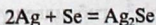
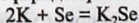


Селендүү суутек күйгөндө селендин (IV) кычкылы жана суу пайда болот.

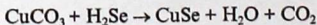
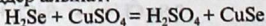
Селендүү суутектин суудагы эритмеси кислоталык чөйрөнү көрсөтөт. Эки түрдүү орто (селенит) жана кычкыл (гидроселенит) тузду пайда кылат.



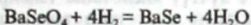
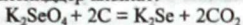
Селениттер көпчүлүк учурда селендин металлдар менен вакуумда жана инерттик атмосферада аракеттенүүсүнөн алынат.



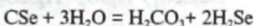
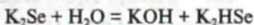
Селендүү суутек кислотасы металлдардын туздары менен аракеттенгенде селениддер алынат.



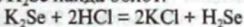
Селенаттарды жана селениттерди көмүртек же суутек менен калыбына келтирүүдө селениддер алынат.



Негиздик селениддер гидролизденгенде тиешелүү гидроксид, ал эми кислоталык селениддер гидролизденгенде селендүү суутек пайда болот.

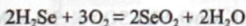
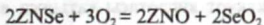
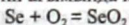


Щелочтуу металлдардын селениддери кислоталар менен аракеттенет, натыйжада  $\text{H}_2\text{Se}$  пайда болот.

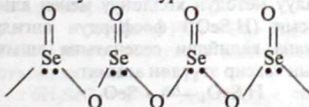


Селендин кычкылтек менен болгон бирикмелери.

Селендин (IV) кычкылы селениди, селениддерди, селендүү суутекти абада же кычкылтектин агымында күйгүзгөндө алынат.



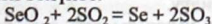
Селендин (IV) кычкылы ак түстөгү катуу полимердик түзүлүшкө ээ болгон зат. Селендин атому  $sp^3$ -гибридешүү абалына ээ болуп, 3 кычкылтектин атому менен курчалган.



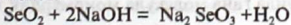
Селендин (IV) кычкылын  $1000^\circ\text{C}$  ысытканда диссоциацияланат.



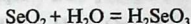
Селендин (II) кычкылы буу түрүндө жогорку температурада гана туруктуу. Селендин (IV) кычкылы күчтүү кычкылдандыргыч, ага калыбына келтиргич катары күкүрттүн (IV) кычкылын таасир эткенде элементардык селен бөлүнөт.



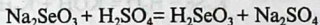
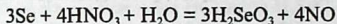
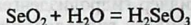
Селендин (IV) кычкылы кислоталык касиетке ээ болгондуктан ал негиздер менен аракеттенет.



Селендин (IV) кычкылы кислоталык касиетке ээ. Сууда салыштырмалуу жакшы ээрийт, Сууда эригенде селендүү кислотаны пайда кылат.



Селениттерге күчтүү кислотаны таасир эткенде жана ошондой эле селендин күкүмүнө азот кислотасын таасир эткенде селендүү кислота пайда болот:

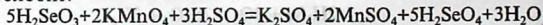


Селендүү кислота ( $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ) гигроскопдук кристалл, кургак абанын агымында нымдуулугун жоготуп  $70^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада селендин (IV) кычкылына ( $\text{SeO}_2$ ) жана сууга ажырайт ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Сууда жакшы эрийт, мисалы  $20^\circ\text{C}$  да 100г сууда 167г  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  эрийт. Анын кычкылдандыргыч касиети төмөн, күчтүү кычкылдандыргычтарды таасир эткенде селен кислотасына  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  чейин кычкылданат.

Эгерде реакцияга күкүрт кислотасы катышпаса анда калийдин селенаты пайда болот.

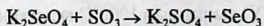
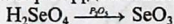


Реакцияга күкүрт кислотасы катышса анда калийдин селенаты пайда болбойт.



Селендүү кислота эки негиздүү кислота болгондуктан орто (селенит) жана кычкыл (гидроселенит) тузун пайда кылат.

Селендин (VI) кычкылы ( $\text{SeO}_3$ ) туруксуз болгондуктан күкүрттүн (VI) кычкылын ( $\text{SO}_3$ ) алуу методун колдонуу менен алынбайт.  $\text{SeO}_3$  алууда селен кислотасын ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ) фосфордун ангидриди менен дегидратациялоодон жана калийдин селенатына ашыкча сандагы күкүрттүн (VI) кычкылын таасир этүүдөн алынат.



$\text{SeO}_3$  түссүз кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Эрүү температурасы  $118,5^\circ\text{C}$ . Атмосфералык басым астында,  $185^\circ\text{C}$  дан жогорку температурада ажырайт.

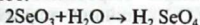
Селендин (VI) кычкылынын эки модификациясы (асбест жана айнек сыяктуу) белгилүү.

Селендин (VI) кычкылы эки тең формасында молекулярдык структурасы бар жана молекуласы тетрамерден  $(\text{SeO}_3)_4$  пайда болгон.

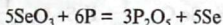
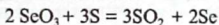
$\text{SeO}_3$  буусунда гана молекула мономердик түрдө болот.



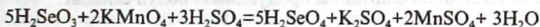
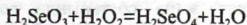
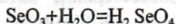
Селендин (VI) кычкылы сууда жакшы эрийт.  $\text{SeO}_3$ нын концентрацияланган суудагы эритмесинде полиселен кислоталарынын аралашмасы бар. Эритмени суюлтуу менен полиселен кислоталары деполимерленип, акыркы продукта катары селен кислотасы пайда болот.



$\text{SeO}_3$ -күчтүү кычкылдандыргыч күкүрттүү  $\text{SO}_2$  чейин, ал эми кызыл модификацияга ээ болгон фосфорду  $\text{P}_2\text{O}_5$  чейин кычкылдандырат.

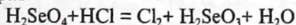


Селен кислотасы ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ). Селендин (VI) кычкылын сууда эритүүдөн жана селендүү кислотаны суутектин перекиси жана перманганат калий менен кычкыл чөйрөдө кычкылдандыруудан алынат.

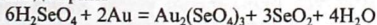


Селен кислотасы ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ) түссүз кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон кислота, сууда жакшы ээрийт. Эрүү температурасы  $62,4^\circ\text{C}$ . Селен кислотасын эритмеден бөлүүдө төмөнкүдөй кристаллогидраттары  $\text{H}_2\text{SeO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  бөлүнүп алынган. Күчтүү кычкылдандыргыч. Селен кислотасынын күкүрт кислотасынан айырмачылыгы:

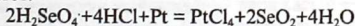
1) Концентрацияланган туз кислотасын эркин абалдагы хлорго чейин кычкылдандырат



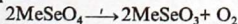
2) Алтын күкүрт кислотасы менен ысытканда эрибейт, бирок селен кислотасында эрийт



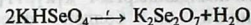
Селен кислотасы менен туз кислотасынын аралашмасы платинаны эритет:



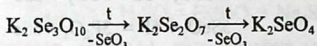
Селен кислотасынын ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ) туздары селенаттар деп аталат. Бир түрдүү металлдардын сульфаттарынын кээ бир касиеттери (суудагы эригичтиги, кристаллохимиялык түзүлүшү, кош туздарды пайда кылуу жөндөмдүүлүгү ж.б.) окшош. Сульфаттарга караганда селенаттар туруксуз келет, ысытканда селенитти пайда кылуу менен кычкылтек оңой ажырайт.



Селен кислотасына  $H_2SeO_4$  селендин (VI) кычкылын эриткенде селендин пироокислоталары  $H_2Se_2O_7$  (эрүү температурасы  $19^\circ C$ ),  $H_2Se_3O_{11}$  (эрүү температурасы  $25^\circ C$  ажыроо менен),  $H_2Se_3O_{10}$  (эрүү температурасы  $39^\circ C$  ажыроо менен) пайда болот. Жогоруда аталган кислоталардын туздары пироселенаттар деп аталат. Калийдин пироселенаты ( $K_2Se_2O_7$ ) калийдин гидроселенатын акырындык менен ысытуудан алынат.



$K_2Se_3O_{10}$  акырындык менен ысытканда акыркы продукт селенат пайда болот.



#### 7.4.4. Селендин колдонулушу

Селен жарым өткөргүч катары радио электро техникада, айнек өндүрүүдө краска катары колдонулат. Селен гидрогенизация, дегидрогенизация процесстеринде катализатордун ролун аткарат. Селендин (IV) кычкылы органикалык синтезде кычкылдандыргыч катары колдонулат жана составында селени бар органикалык бирикмелердин баштапкы продукциясы болуп саналат.

## 7.5. Теллур (Tellurium)

**7.5.1. Тарыхый маалымат.** Теллурду биринчи жолу 1782-жылы тоо инспектору Франц Иозеф Мюллер ачкан. Ф.И. Мюллер ошол убактагы Австро – Венгрия аймагында жайгашкан Семигордогу алтын рудаларын изилдеген. Руданын курамын туюнтуу өтө кыйын болгон, бирок рудадан бөлүнгөн затты «күмөн саналган алтын» деп атаган. Ф.И. Мюллер бөлүп алган затынын жаңы элемент экенине күмөн санап, аны ошол мезгилдеги белгилүү химик – аналитик Торнберн Улаф Бергманга (1735-1784 жж.) жөнөтөт.

Т.У.Бергмандын каза болгондугуна байланыштуу Ф.И.Мюллер жөнөткөн заттын анализи акырына чейин чыкпай калат. Мюллер ачкан элементти көптөгөн окумуштуулар үйрөнүүгө аракет кылышат, бирок 16 жылдан кийин гана немец химиги Мартин Генрих Клопрат (1743-1817 жж) жаңы элемент экендигин далилдеп, ага теллур деген ат берген. «Теллур» латын тилинен (tellus) которгондо «жер» дегенди түшүндүрөт.

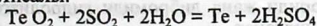
### 7.5.2. Теллурдун жаратылышта таралышы, алынышы

Теллур жер кыртышынын  $1 \cdot 10^{-6}$ гин түзөт. Теллурдун жаратылышта таралган минералдары эки топко бөлүнөт. Биринчи топко металлдардын теллуриддери: клаверит  $AuTe$ , креннерит  $(Au, Ag)Te_2$ , гессит  $Ag_2Te$ , тетрадимит  $Be_2Te_2S$ , теллуировисмутит  $Bi_2Te_3$ , алтаит  $PbTe$ , колорадоит  $HgTe$  кирет. Экинчи топтогу минералдарга эркин абалдагы теллур, теллурдун (IV) кычкылы  $TeO_2$  (теллурид) жана теллуридтер эмонсит, данхемит, монташит ж.б. кирет.

Жогоруда аталган минералдары практикалык мааниге ээ эмес. Теллурдун жаратылыштагы негизги изотоптору  $^{120}Te$ ,  $^{122}Te$ ,  $^{123}Te$ ,  $^{124}Te$ ,  $^{125}Te$ ,  $^{126}Te$ ,  $^{128}Te$ ,  $^{130}Te$  бул изотопторунун ичинен кеңири таралганы болуп  $^{128}Te$  (31,79%) жана  $^{130}Te$  (34,48%) саналат. Жогоруда көрсөтүлгөн изотопторунан башка теллурдун жасалма жол менен алынган изотоптору да белгилүү  $^{127}Te$  ( $T_{1/2}$  105 күн),  $^{130}Te$  ( $T_{1/2}$  33,5 күн).

Теллур негизинен түстүү металлдарды алуудагы жана күкүрт кислотасын өндүрүүдөгү өнөр жайлардын калдыктарын кайрадан иштетүүнүн натыйжасында алынат.

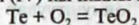
Калдыктардагы теллурдун кычкылдануу даражасын +4 болгон абалга чейин жеткирет да күкүрттүн (IV) кычкылы менен калыбына келтирет. Мисалы:



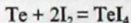
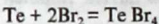
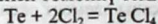
### 7.5.3. Теллурдун физикалык жана химиялык касиеттери

Теллур гексаганалдык түзүлүштөгү металлдык жалтырактыкка ээ болгон, күмүш түстөгү бозумтул, морт зат. Эрүү температурасы  $449^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $990^{\circ}\text{C}$ , тыгыздыгы  $6,25\text{г/см}^3$ . Теллур жарым өткөргүчтүк касиетке ээ.

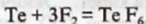
Теллурдун валенттик электрондук конфигурациясы  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$ . Теллурга көбүрөөк мүнөздүү болгон кычкылдануу даражасынын маанилери  $-2$ ,  $+4$ ,  $+6$ . Теллур комнаталык температурада кычкылтекке жана абага туруктуу келет. Теллурду кычкылтек менен ысытканда көгүш жалын чыгарып күйөт, натыйжада теллурдун (IV) кычкылы пайда болот.



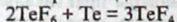
Теллур галогендер менен төмөнкү температурада аракеттенет.



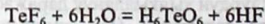
$\text{TeCl}_4$ - ачык сары түстө, эрүү температурасы  $224^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $390^{\circ}\text{C}$ .  $\text{TeBr}_4$  - кызгылт сары түстө, эрүү температурасы  $380^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $421^{\circ}\text{C}$ .  $\text{TeI}_4$  - бозумтул кара түстө, эрүү температурасы  $280^{\circ}\text{C}$ . Теллур фтор менен аракеттенгенде, теллурдун (VI) фториди алынат.



теллурдун (IV) фториди кыйыр жол менен теллурдун (VI) фторидине теллурду  $200^{\circ}\text{C}$  да таасир эткенде алынат.

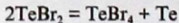
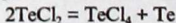


$\text{TeF}_4$  – кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон түссүз зат. Эрүү температурасы  $129,6^{\circ}\text{C}$ .  $\text{TeF}_6$  - түссүз газ, эрүү температурасы  $-38^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $-39^{\circ}\text{C}$ . Кадимки шартта теллурдун фтор менен болгон бирикмелеринин ичинен агрегаттык абалы суюк бирикмеси болуп  $\text{Te}_2\text{F}_{10}$  саналат. Эрүү температурасы  $-34^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $54^{\circ}\text{C}$ . Теллурдун (VI) фторидинин молекуласы  $\text{SP}^3 d^2$  гибриддешүү абалында болот. Теллурдун (VI) фториди оңой гидролизге учурайт.

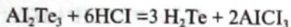
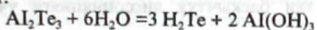


Натыйжада теллур жана плавик кислотасы пайда болот.

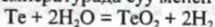
Теллурдун дихлориди жана дибромиди гидролизге учурабайт, ысытканда диспропорцияланат.



Теллур азот, суутек жана көмүртек менен түздөн түз аракеттенбейт, ошондуктан бул элементтер менен болгон бирикмелери кыйыр жол менен алынат. Теллурдун суутек менен болгон бирикмеси теллуриддерге суу жана суюлтулган кислоталарды таасир этүүдөн алынат.

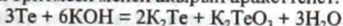


Теллур кадимки температурада суу менен аракеттенет.

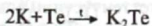
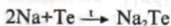


Теллур 30%түү суутектин перкычкылы менен аракеттенип,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  чейин кычкылданат:  $\text{Te} + 3\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_6\text{TeO}_6$

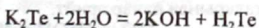
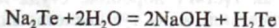
Теллур күкүрт жана селен сыяктуу эле кайнап турган щелочтордун суудагы эритмеси менен акырын аракеттенет.



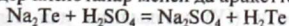
Теллур температуранын таасиринде металлдар менен аракеттенет:



Натрийдин жана калийдин теллуриддери сууда жакшы эрийт. Теллуриддер гидролизге оңой учурайт, натыйжада  $\text{H}_2\text{Te}$  бөлүнүп чыгат.



Щелочтуу металлдардын теллуриддеринин кристаллдары кубдук түзүлүшкө ээ. Теллуриддер кислоталар менен да аракеттенет.

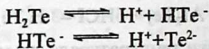


I, II группадагы элементтердин теллуриддери кээде жаратылышта минерал түрүндө кездешет. Мисалы: хессита  $\text{AgTe}$ , колорадоид  $\text{HgTe}$  ж.б.

Сурьманын (Sb), висмуттун (Bi), коргошундун (Pb), калайдын (Sn), индийдин (In), таллийдин (Tl), фосфордун (P) жана кремнийдин (Si) теллуриддеринин кристаллдык торчолорундагы атомдордун ортосунда коваленттик байланыш үстөмдүк кылгандыктан бул бирикмелер металл эместик мүнөзгө ээ болушат. Жогоруда аталган элементтердин теллуриддери минералдык кислоталарда оңой эрийт жана жарым өткөргүч касиетке ээ болушат.

Теллур суутек менен түздөн түз аракеттенбейт. Ошондуктан теллурдуу суутек кыйыр жол менен алынат. Металлдардын теллуриддерине сууну же минералдык кислоталарды таасир эткенде алынат. Бул реакциялар жогоруда келтирилген.

$\text{H}_2\text{Te}$  - түссүз, жагымсыз жытка ээ болгон газ. Эруу температурасы  $-51^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-2^\circ\text{C}$ .  $0^\circ\text{C}$  да ажырайт. Жарык жана нымдуулук ажыроо ылдамдыгын тездетет. Теллурдуу суутектин суудагы эригичтиги күкүрттүү суутекке жакын. Сууда эригенде эки баскычтуу диссоциацияга учурап, кычкыл чөйрөнү көрсөтөт.

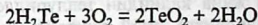
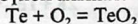


Теллурдуу суутектин кислоталык касиети күкүрттүү суутек жана селендүү суутек кислоталарына салыштырганда жогору. Буга далил катары диссоциация константаларынын маанисин  $K_{\text{H}_2\text{S}} = 9 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_{\text{H}_2\text{Se}} = 1 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_{\text{H}_2\text{Te}} = 2 \cdot 10^{-3}$  карап көрсөк болот.

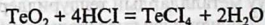
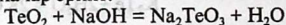
$\text{H}_2\text{Te}$  кислотасынын туздары теллуриддер деп аталат. Щелочтуу металлдардын теллуриддери сууда жакшы эрийт.

Теллурдун кычкылтек менен болгон бирикмелери.

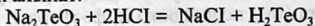
Теллур эки түрдүү кычкылды  $\text{TeO}_2$ ,  $\text{TeO}_3$  пайда кылат. Теллурдун (IV) кычкылы теллурдун жана теллурдуу суутектин кычкылтек менен аракеттенүүсүнөн алынат.



$\text{TeO}_2$  - ак түстөгү порошок, сууда начар эрийт, щелочтордун суудагы эритмесинде жана туз кислотасында оңой эрийт. Азот жана күкүрт кислоталарында начар эрийт.

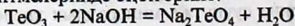


Теллурдун (IV) кычкылына дал келүүчү кислота  $\text{H}_2\text{TeO}_3$  - теллурдуу кислота. Теллурдуу кислота эркин түрдө бөлүнүп алынган эмес. Эритмелерде гана кездешет. Теллурдуу кислотанын туздары теллуридтер деп аталат.  $\text{H}_2\text{TeO}_3$  кислотасы теллуридтерди кычкылдандыруудан алынат.



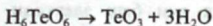
Күкүрттүү ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) кислотага салыштырганда теллурдуу ( $\text{H}_2\text{TeO}_3$ ) кислотасынын диссоциация константасынын мааниси төмөн.

Теллурдун (VI) кычкылынын  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациялары бар. Теллурдун  $\alpha$  модификациясындагы (VI) кычкылы күрөң түстө, тыгыздыгы  $5,08 \text{ г/см}^3$  болгон кристаллдык зат. Щелочтордун суудагы концентрацияланган эритмелеринде оңой эрийт.



Теллурдун  $\beta$  модификациясындагы (VI) кычкылы бозумтул түстө, тыгыздыгы  $6,21 \text{ гсм}^3$ .

Теллурдун  $\beta$  модификациясындагы кычкылы инерттүүлүгү менен айырмаланат, сууда жана щелочтордун суудагы эритмелеринде кыйындык менен эрийт. Теллурдун (VI) кычкылы кыйыр жол менен алынат. Орто теллур кислотасын ( $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ) ысытканда  $\text{TeO}_3$  чейин ажырайт.



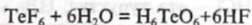
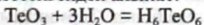
Теллурдун (VI) кычкылынын  $\alpha$  жана  $\beta$  модификациялары бирдей ыкма менен алынбайт.

$\alpha$ - $\text{TeO}_3$  алууда теллур кислотасын  $300^\circ\text{C}$  га чейин ысытканда алынса, ал эми  $\beta$ - $\text{TeO}_3$  атайын ширетилген ампулада күкүрт кислотасынын катышуусунда  $300^\circ\text{C}$ га чейин ысытканда алынат.

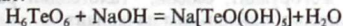
Теллурдун (VI) кычкылы термикалык жактан туруксуз келет да,  $400^\circ\text{C}$ дан жогорку температурада  $\text{TeO}_2$  жана  $\text{O}_2$  ажырайт.



Теллурдун (VI) кычкылына дал келүүчү кислота  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  - теллур кислотасы.  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  теллурдун (VI) кычкылы же теллурдун гексафториди суу менен аракеттенгенден алынат.



Теллур кислотасы ак түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Ысык сууда жакшы эрийт. Теллур кислотасы начар кислота, диссоциация константасынын маанилери  $K_1=2 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_2=5 \cdot 10^{-11}$  барабар. Теллур кислотасын нейтралдаштырганда оксогидроскотеллуруттар пайда болот. Теллур кислотасынын тузу теллуруттар деп аталат.



#### 7.5.4. Теллурдун колдонулушу

Теллур негизинен теллуриддерди синтездөөдө жана алардын куймаларын алууда кеңири колдонулат. Теллуриддер жарым өткөргүч касиетке ээ болгондуктан термогенераторлордо колдонулат. Коргошундун курамында теллурдун болушу анын механикалык касиетин жогорулатат.

Айнек жана керамика өндүрүүчү өнөр жайларда теллур сыр катары кошулат. Натрийдин жана калийдин теллуриддери микробиологияда боек катары колдонулат.

## 8. VII А группасынын элементтери

### 8.1. Галогендерге жалпы мүнөздөмө

Галогендерге Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы VII-группасынын негизги подгруппасынан орун алган элементтер: фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), иод (I), аstat (At) кирет. Галогендердин сырткы электрондук катмарында жети электрон анын экөө s орбиталында, ал эми беш электрон p орбиталында жайгашкан. Валенттик электрондору p орбиталында болгондуктан, булар p (пы) элементтери деп аталат, ал эми жалпы электрондук формуласы  $ns^2 np^5$ . Фтордон аstatка карай атомдук массалары, атомдорунун, иондорунун радиустары чоңоюп, терс электрдүүлүгү, ионизация энергиясы төмөндөйт. Башкача айтканда металл эместик касиети төмөндөп, металлдык касиети байкалат. Мисалы, фтор типтүү металл эмес, ал эми аstatта металлдык кээ бир белгилер бар.

Галогендер ар түрдүү агрегаттык абалда болот. Кадимки шартта фтор жана хлор – газ, бром – суюктук, иод-кристаллдык катуу зат. Агрегаттык абалына карабастан галогендердин молекуласы эки атомдон ( $F_2, Cl_2, Br_2, I_2, At_2$ ) турат.

Галогендердин суутек менен болгон бирикмелери кадимки шартта газ абалында болот. Термикалык туруктуулугу  $HF \rightarrow HI$  карай начарлайт: HF, HCl – өтө туруктуу, HBr – кадимки температурада туруктуу, HI-туруксуз. Галогендердин атомдорунун радиустары чоңойгон сайын суутек менен болгон байланыштын бекемдиги төмөндөйт.  $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$  карай кайноо, эрүү температурасы жогорулайт. Галогендердин суутек менен болгон бирикмелеринин суудагы эритмелери бир негиздүү кислоталар.  $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$  карата кислотанын күчү, калыбына келтиргичтик касиети жогорулайт, себеби, галогендин радиусу чоңоюп суутек менен химиялык байланышы начарлайт.

Щелочтуу металлдардын жана щелочтуу жер металлдарынын галогендеринин суудагы эригичтигинин иодид  $\rightarrow$  бромид  $\rightarrow$  хлорид  $\rightarrow$  фторидге карай төмөндөшү кристаллдык торчонун энергиясына жараша болот. Галогендин радиусу кичирейген сайын кристаллдык торчосунун энергиясы жогорулайт.

Галогендердин кычкылдануу даражасы +1 болгон (фтордон, аstatтан башкасында) курамында кычкылтеги бар кислоталарынын туруктуулугу, кычкылдандыргычтык жана кислоталык касиети  $HClO \rightarrow HBrO \rightarrow HIO$  карай төмөндөйт, HIO амфотердик касиетке ээ. Көпчүлүк бирикмелерде хлордун, бромдун, иоддун кычкылдануу даражалары -1, +1, +3, +5, +7, ал эми фтордун кычкылдануу даражасынын мааниси -1 барабар болот.



## 8.2. ФТОР (Ftourum)

**8.2.1. Тарыхый маалымат.** Фтордуу суутектин суудагы эритмеси – плавик кислотасы XVIII кылымдын башында эле белгилүү болгон. 1780-жылы швед химиги К.В.Шееле плавик кислотасынын составында кандайдыр бир активдүү жаңы элемент бар экендигин айткан. Фторду эркин түрүндө бөлүп алууга көптөгөн окумуштуулар аракеттенишкен. Бирок бир кылым бою фтор жана анын бирикмелери менен иштегендердин далайы майып болуп, кээ бирлери уулануудан каза болушкан. Мисалы: англиялык бир тууган химиктер Томас жана Георг Нокстор күмүштүн жана коргошундун фториддеринен фторду алууга аракеттенишкендиги үчүн өтө жоготууга учурады: Томас уулануудан каза болуп, Георг Нокс денесинен оор жараат алган. Мындай тагдырга Хэмфри Деви, Ж.Гей-Люссак жана Л.Тенарлар да кабылышкан.

Фтордун үстүнөн женишке жетишкен франциялык химик Анри Муассан (1852-1907) болду. Ал фтордуу суутекти  $-23^{\circ}\text{C}$  электролиздегенде, аноддо реакцияга жөндөмдүү болгон газ сымал затты алган. Алынган зат жөнүндө А.Муассан Париж академиясына билдирген. Анын ишин көрүү үчүн дайындалган комиссияга А.Муассан электролиздөөнү өтө тазаланган фтордуу суутек менен жүргүзгөн учурда фтор бөлүнүп чыкпай калат. Фтордун аноддо бөлүнбөгөндүгүнүн себебин ал кийинчерээк тажрыйбада өтө тазаланган фтордуу суутек электр тогун өткөрбөстүгүнөн экендигин далилдеп, электр өткөргүч катары ошол учурда эритмеден тазаланып салынган калийдин фториди болорун аныктаган.

А.Муассан фторду алуу үчүн электролизердун материалын платинадан жасап, ал эми электроддор катары иридий-платина куймасын пайдаланган. Бирок 1 грамм фторду алуу үчүн 5-6 грамм платина сарпталган.

Кийинчерээк аны жезден кураштырылган салыштырмалуу чыдамдуу электролизер менен алмаштырган, жез менен фтор реакцияга кирип, электролизер жездин фторидинин туруктуу кабыкчасы менен капталып электролизер узакка пайдаланылган.

### 8.2.2. Фтордун жаратылышта таралышы, алынышы

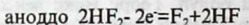
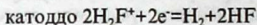
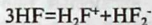
Фтор жаратылышта кенири таралган элементтердин катарына кирип, бирикме (минерал) түрүндө гана кездешет. Жаратылыштагы негизги минералдар болуп плавик шпаты (флюорит)  $\text{CaF}_2$ , криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , ж.б. эсептелет.

Адам баласынын организмде фтор бирикме түрүндө негизинен тиштин эмалында жана сөөктө кездешет.

Жаратылышта фтордун бир изотобу -  $^{19}\text{F}$  кездешет, ал эми жасалма жол менен туруксуз  $^{16}\text{F}$ ,  $^{17}\text{F}$ ,  $^{18}\text{F}$ ,  $^{20}\text{F}$ ,  $^{21}\text{F}$  изотоптору алынган.

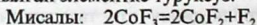
Алардын ичинен салыштырмалуу туруктуусу  $^{18}\text{F}$  (жарым ажыроо убактысы  $T_{1/2}=111$  мин)

Фторду эркин түрдө алуу эки түрдүү ыкма менен:  $\text{HF}+\text{KF}$  эвтоникалык аралашмасынын эритиндиси же оңой балкуучу  $\text{KN}_2\text{F}_3$ ,  $\text{KN}_3\text{F}_4$  ацидокомплексстерин электролиздөө жолу аркылуу ишке ашырылат.  $\text{HF}+\text{KF}$  эвтоникалык аралашмасынан электролизге  $\text{HF}$  учурайт, ал эми  $\text{KF}$  эритиндиси электр өткөрүмдүүлүгүн гана камсыз кылат.



Электролизер болоттон жасалып, анда электрод катары графит колдонулат. Анод менен катоддор бири-бири менен диафрагма аркылуу бөлүнүп турат.

Мындан сырткары кээ бир фториддер бирикмелерди ысытканда алынат: фториддин курамындагы катиондун кычкылдануу даражасы ошол катионду пайда кылган элементке туруксуз.



### 8.2.3. Фтордун физикалык жана химиялык касиеттери

Фтор кадимки шартта агыш-сары түстөгү кескин жыттуу газ,  $-188^\circ\text{C}$  күрөң-сары түстөгү суюктукка айланат, ал эми  $-228^\circ\text{C}$  ачык сары түстөгү моноклиндик структурага ээ болгон кристаллды пайда кылат. Температураны  $-252^\circ\text{C}$  чейин төмөндөткөндө кристалл түссүз абалга өтөт.

Фтор башка галогендерден бир канча өзгөчөлүгү менен айырмаланып турат:

1. Салыштырмалуу атомдук массасы (18,988), атомунун радиусу (0,064нм), ионунун  $\text{F}^-$  радиусу (0,133 нм) башка галогендерге салыштырганда төмөн жана фтордун молекуласындагы байланыштын узундугу  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  байланыш узундугуна салыштырганда кыска.

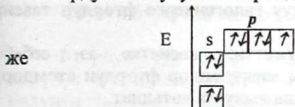
2. Иондоштуруу энергиясы (17,42 эВ) жана салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси Полингдин шкаласы боюнча (4,00) башка галогендерге салыштырганда жогору.

3. Фтордун кычкылдануу даражасынын маанилери 0,-1 ге барабар болот. Фтор дайыма кычкылдандыргычтык касиетке гана ээ болуп, калыбына келтиргичтик касиетке ээ эмес.

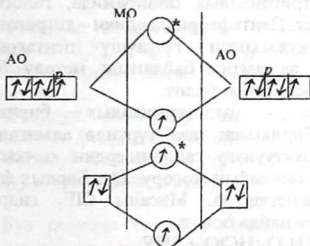
4. Фтордун кычкылдануу даражасынын мааниси башка галогендердикидей +1, +3, +5, +7 болбогону: а) фтордун терс электрдүүлүк маанисинин жогорулуугу; б) ваканттык 2d-

орбиталынын жоктугу менен түшүндүрүлөт. Себеби фтор экинчи мезгилдин элементи ( $n=2, l=0, 1$  анда  $s$  жана  $p$  орбиталдары болот). Фтор кадимки шартта  $F_2$  деген формулага жооп берген молекула түрүндө жашайт. Фтордун молекуласындагы атомдор бири-бири менен уюлсуз коваленттик байланыш аркылуу байланышкан.

Фтордун атомунун электрондук түзүлүшү  $F^{+9} 1s^2 2s^2 2p^5$

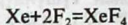


болгондуктан, анын сырткы электрондук конфигурациясын инерттүү газдын (Ne-неон) электрондук конфигурациясына теңөө үчүн бир электрон жетишпейт. Фтордун молекуласын молекулалык орбиталдар методу (МОМ) менен карап көрсөк.



23-сүрөт. Фтордун молекуласынын МО пайда болуу энергетикалык диаграммасы

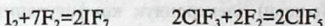
МОМ дон көрүнүп тургандай байланыштыруучу орбиталда бошондотуучу орбиталга караганда 2 электрон көп, ошондуктан фтордун молекуласында байланыштын эселиги 1 ге барабар  $F:F$ . Фтордун молекуласынын диссоциация энергиясы төмөн (159 кДж/моль) болгондуктан ал химиялык жактан активдүү болуп, көптөгөн металлдар жана металл эместер менен аракеттенет. XX кылымдын экинчи жарымына чейин көптөгөн окумуштуулар инерттүү газдар чыныгы химиялык бирикмелерди пайда кыла алышпайт деген ойлорун айтып келишкен. Бирок 1962-жылы америкалык химик Нил Бартлет платинанын фторидин  $PtF_6$  ксенон менен аракеттендирип чыныгы  $XePtF_6$  химиялык бирикмесин алган. Андан кийин фтордун криптон, радон менен фториддерди пайда кылышы аларды өз ойлорунан баш тартууга мажбурлаган. Инерттүү газдын фториддеринен башка бирикмелерди алышкан.



Фтор түздөн-түз гелий, неон жана аргон менен гана аракеттенбейт.

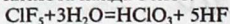
Фтордун галогендер менен болгон бирикмелери - фтордуу галогендер деп аталат жана алар фтордун галогендер менен түздөн-түз аракеттенишүүсүнөн, же фтордуу галогендерге фтордун таасир этүүсүнөн алынат.

Фтордуу галогендер диамагниттик касиетке ээ, себеби галогендердеги жупташпаган жалкы электрондор фтордун атомдору менен коваленттик байланышты пайда кылууга катышат.

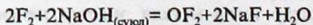


Монофториддердин молекуласынын түзүлүшү - сызыктуу, ал эми трифториддердики – тригоналдык бипирамида, галоген  $\text{SP}^3$  гибридизация абалында болот. Пентафториддердики – тетрагоналдык бипирамида,  $\text{IF}_7$  молекуласынын түзүлүшү пентагоналдык бипирамида, ал эми (ВВ) валенттик байланыш методу боюнча борбордук ион  $\text{SP}^3$  гибридизацияга ээ болот.

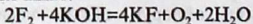
Фтордуу галогендер - экзотермикалык бирикмелер, галогендердин ичинен  $\text{IF}$  бирикмеси таза түрүндө алынган эмес. Фтордуу галогендердин туруктуулугу галогендердин кычкылдануу даражасынын оң мааниси өскөн сайын жогорулайт. Бардык фтордуу галогендер кислоталык касиетке ээ. Мисалы  $\text{ClF}_5$  гидролизге учураганда эки башка кислота пайда болот:



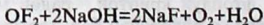
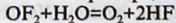
Фтордун кычкылтек менен болгон бирикмелери оңой ажыроочу, туруксуз заттар. Алар төмөнкү температурада гана алынат. Фтордун кычкылтек менен болгон бирикмелери гана  $\text{OF}_2$ ,  $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{O}_3\text{F}_2$  эндотермикалык бирикмелер болуп саналат. Комнаталык температурада  $\text{OF}_2$ - туруктуу, түссүз; фтор жыттанган (уулуу) газ.  $\text{OF}_2$ ни алуу үчүн щелочтордун суюлтулган эритмеси аркылуу фтор өткөрүлөт.



Эгерде щелочтун эритмесинин концентрациясы жогору болсо анда, төмөнкү процесс ишке ашат:



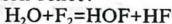
$\text{OF}_2$  суу жана щелочтор менен конпропорцияланат



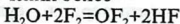
Фтордун кычкылтек менен болгон бирикмелери күчтүү кычкылдандыргычтар.

Фтор суу менен аракеттенгенде пайда болгон продукталардын составы температурага көз каранды.

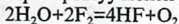
Температура  $0^{\circ}\text{C}$  төмөн болсо.



Температура  $0-90^{\circ}\text{C}$  чейин болсо

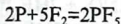
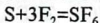


Суунун буусу менен фтор жарылуу менен реакцияга кирет:



Фтордун суу буусу менен аракеттенгендеги реакциясынан көрүнүп тургандай, продукт катары кычкылтектин молекуласынын бөлүнүп чыгышы, фтордун кычкылтекке салыштырганда күчтүү кычкылдандыргыч экендигин далилдейт.

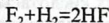
Фтор күкүрт жана фосфор менен  $-190^{\circ}\text{C}$  да аракеттенет:



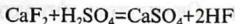
Фтордун күкүрт менен болгон бирикмелери төмөнкүдөй составга ээ:  $\text{S}_2\text{F}_2$ ,  $\text{SF}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ . Жогоруда көрсөтүлгөн күкүрттүн фтор менен болгон бирикмелеринин агрегаттык абалы газ, ал эми  $\text{S}_2\text{F}_{10}$ - суюктук.

Фтордун металлдар жана металл эместер менен болгон бирикмелери фториддер деп аталат.

Фтордун молекуласы суутектин молекуласы менен аракеттенип, фтордуу суутекти пайда кылат.



Бул реакция төмөнкү температурада жарылуу менен жүрөт. Фтордуу суутек – кескин жыттуу, абада түтөөчү түссүз суюктук (эрүү температурасы  $-83,4^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $19,5^{\circ}\text{C}$ ) Өнөр жайда фтордуу суутек күкүрт кислотасына кальцийдин фторидин таасир этүүдөн алынат.



Лабораториялык шартта  $\text{KHF}_2$  термикалык ажыратуудан алынат.



Фтордуу суутектин молекуласы күчтүү полярдуу жана молекуладагы суутектик байланыштын эсебинен көбүнчө молекулалардын ассоциацияланышына ыкталган.

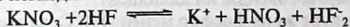


Фтордуу суутектин молекуласынын термикалык жол менен атомдорго ажырашы  $3500^{\circ}\text{C}$  дан жогорку температурада байкалат.

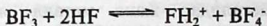
Газ абалындагы фтордуу суутек төмөнкүдөй полимерлердин аралашмасынан турат:  $H_2F_2$ ,  $H_3F_3$ ,  $H_4F_4$ ,  $H_5F_5$ ,  $H_6F_6$ .

Суюк агрегаттык абалдагы фтордуу суутек күчтүү иондоштуруучу эриткич болуп саналат. Суюк фтордуу суутекте IA подгруппасындагы элементтердин сульфаттары, нитраттары, фториддери жакшы ээрийт. Ал эми IIA подгруппасынын элементтеринин ушул эле туздары салыштырмалуу начар ээрийт.

Суюк агрегаттык абалдагы фтордуу суутекте  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $C_2H_5OH$  эригенде, эриген зат  $HF$  молекуласынан протонду кошуп алат. Эритмеде  $HF_2$  ионунун концентрациясы жогорулайт, натыйжада эритме негиздик касиетке ээ болот.



Фторид иондорунун акцептору болгон бирикмелер суюк агрегаттык абалдагы фтордуу суутекте эригенде, эритме кислоталык касиетке ээ, себеби эритмеде  $FH_2^+$  ионунун концентрациясы жогорулайт.

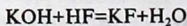
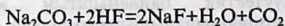
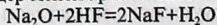


Фтордуу суутек сууда жакшы эрийт. Суудагы эритмеси шлавик кислотасы деп аталат. Плавик кислотасы орто күчтүү кислота.

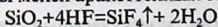
$HF$  - сууда эригенде фтор гидрогенат ионун пайда кылат.



же жалпы түрдө  $2HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HF_2^-$  эритмеде фторогидрогенат ионунан башка комплекстик иондор  $H_2F_3^-$ ,  $H_2F_3^-$  жана башкалар бар. Ошондуктан фтордуу суутек кислотасын нейтралдаштырганда фториддер пайда болбостон, фторогидрогенаттар  $K[HF_2]$ ,  $K[H_2F_2]$ ,  $K[H_3F_4]$  ж. б. пайда болот. Фтордуу суутек кислотасы көпчүлүк учурда негиздик кычкылдар, туздар (карбонаттар), негиздер менен аракеттенет.



Фтордуу суутек кислотасынын өзгөчөлүгү болуп кремнийдин (IV) валенттүү кычкылы менен аракеттениши эсептелет.



Ошондуктан плавик кислотасы айнек идиштеринде сакталбастан каучуктан, фторопласттан, коргошундан жасалган идиштерде сакталат.

#### 8.2.4. Фтордун колдонулушу

Фтордун жана анын бирикмелери өнөр жайда кеңири колдонулат. Мисалы: фтордун органикалык заттар менен болгон бирикмелеринин кээ бирлери өндүрүштө жана үйдө колдонулган муздаткычтардын тоңдургучтары – фреон катары колдонулат. Фреондун бир канча маркалары бар (фреон-14 ( $\text{CF}_4$ ), фреон-12 ( $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ )). Үй муздаткычында фреон-12 колдонулат. Фтордо суутек күйгөн учурда температура  $3700^\circ\text{C}$  жетет. Мындай жогорку температураны кээ бир металлдарды кесүүгө колдонушат.

Фторду жана фтордун галогендеринин кычкылтек менен болгон бирикмелерин ракеталардын күйүүчү майларына кычкылдандыргыч катары кошушат. Фтор фторопластарды алууда да кеңири колдонулат. Мындан башка фтордун кээ бир бирикмелери тиш жуугуч пасталарга да кошулат.

### 8.3. ХЛОП (Chlorum)

**8.3.1. Тарыхый маалымат.** Хлор биринчи жолу эркин абалда 1774-жылы швециялык химик Карл Вильгельм Шееле (1742-1786 жж.) тарабынан бөлүнүп алынган. К.В. Шееле пиролюзит ( $MnO_2$ ) минералына туз кислотасын кошуп ысытканда саргыч-жашыл түстөгү газ бөлүнгөндүгүн байкап, ал газды кээ бир заттар менен да аракеттендирген.



К.В.Шееле бөлүнгөн газды (хлорду) «Флогистонсуз туз кислота» деп атаган. 1807-жылы англиялык химик Гемфри Дэви (1778-1829-жж.) кайнатма туздун балкыган эритиндисиин электролиздегенде, аноддо сары жашыл - түстөгү газдын бөлүнгөндүгүн байкаган, аны Chloric gas же Chlorine (грек тилинен которгондо хлорос – сары-жашыл) деп атаган.

Ал эми 3 жылдан кийин француз химиги Жозеф Луи Гей-Люссак (1778-1850-ж.) хлор деген ат берген. 1811-жылы немец химиги Шейгер - хлорго галоген деген атты сунуш кылган. Хлордун бирикмеси болгон таш тузун өндүрүү боюнча маалыматтар б.э.ч. V кылымда жашаган грек тарыхчысы Геродоттун чыгармаларында жазылган. Натрий хлоридин тазалоо боюнча биринчилерден болуп IX кылымдагы араб алхимиги Джабир ибн-Хайянын (Европага Гебер деген ат менен белгилүү) эмгектеринде жазылган.

#### 8.3.2. Хлордун жер кыртышында таралышы, алынышы

Хлор жер кыртышында таралышы боюнча 11 - элемент, жер кыртышында хлор бирикме түрүндө кездешет. Хлордун негизги минералдары болуп галит (таш тузу)  $NaCl$ , сильвин  $KCl$ , карналит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , канит  $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$  ж. б. эсептелет, ал эми хлор ион түрүндө жаратылыш сууларынын, айрыкча деңиз, океан, шор булактардын сууларынын курамында кездешет.

Кыргызстанда галит ( $NaCl$ ) минералынын запасы абдан көп, айрыкча: Чоңтуз, Кетментөбө, Орнок, Улуутуз, Макмал, Алтындара ж.б. кеңири таралган. Бул туз кендериндеги галит минералынын 64-90%  $NaCl$  түзөт.

Алтындара (Ош областы, Чоңалай району) туз кениндеги табигый шор булактардын курамынын 18-26%  $NaCl$  түзөт.

Хлордун жаратылышта эки изотобу белгилүү  $^{35}Cl$  (73,53%) жана  $^{37}Cl$  (24,47%) бул изотопторунан башка жасалма жол менен 8 изотобу алынган. Алынган изотоптордун ичинен эң туруксузу  $^{32}Cl$  (жарым ажыроо убактысы  $T_{1/2}=0,306$  сек), эң туруктуусу  $^{36}Cl$  (жарым ажыроо убактысы  $T_{1/2}=310$  миң жыл).

**Алынышы:** хлор төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

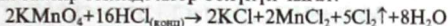


1. Катализатор катары жез же темир колдонулуп хлорду суутекти кычкылдандыруу менен:



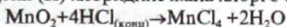
Бул реакциянын жардамы менен хлорду англиялык химик-технолог Генри Дикон (1822-1876-жж.) алган, ошондуктан бул реакция Г. Дикондун реакциясы деп аталат.

2. Калийдин перманганатына концентрацияланган туз кислотасын таасир эткенде хлор бөлүнүп чыгат.

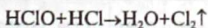


Бул реакция лабораториялык шартта хлорду алууда кеңири колдонулат.

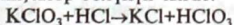
3. Концентрацияланган туз кислотасын марганецтин (IV) кычкылын ( $\text{MnO}_2$ ) таасир эткенде, аралык зат катары марганецтин (IV) хлориди пайда болот. Пайда болгон  $\text{MnCl}_4$  туруксуз зат болгондуктан, марганецтин (II) хлоридине жана хлорго ажырайт.



4. Кальцийдин гипохлоридине туз кислотасын таасир эткенде, аралык зат катары гипохлорит кислотасы пайда болот. Гипохлорит кислотасы менен ашыкча сандагы туз кислотасы аракеттенип хлор бөлүнүп чыгат:



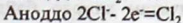
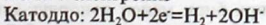
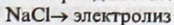
5. Калийдин хлоратына туз кислотасын кошкондо аралык зат катары хлорат кислотасы пайда болот. Хлорат кислотасы туз кислотасы менен аракеттенип, хлор бөлүнүп чыгат:



Өнөр жайда хлор натрийдин хлоридинин концентрацияланган суудагы эритмесин электролиздөөдөн алынат.

Анод электроду графиттен, ал эми катод электроду болоттон жасалат.

Аноддук жана катоддук мейкиндиктер диафрагма аркылуу бөлүнөт. Аноддо хлор, ал эми катоддо суутек бөлүнөт, катоддук мейкиндикте натрийдин 8-10% гидрокычкылы пайда болот:

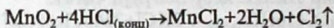


Катоддук мейкиндикте  $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{NaOH}$

Аноддо жалаң гана хлор бөлүнбөстөн кычкылтек да бөлүнүшү мүмкүн, себеби эритмеде  $\text{OH}^-$  группасы бар.

Аноддо:  $\text{OH}^- \rightarrow \text{e}^- + \text{OH}$  ( $2\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2$ )

Россияда 1880-жылы Бондюж заводунда хлор өндүрүүчү өнөр-жайы курулган. Мында хлорду К.В. Шееленин методу менен алышкан:



1900-жылы Донсода заводунда Россияда биринчи жолу электролиз цехи ишке киргизилген, анын кубаттуулугу жылына 6000 тонна болгон.

### 8.3.3. Хлордун физикалык жана химиялык касиеттери

Хлор кадимки шартта саргыч-жашыл түстөгү кескин жыттуу газ. Температураны  $-34,2^\circ\text{C}$  төмөндөткөндө тыгыздыгы  $1,56 \text{ г/см}^3$  болгон сары түстөгү суюктукка өтөт, ал эми  $-101,6^\circ\text{C}$  тоңот.

Агрегаттык абалы суюк болгон хлордун электр өткөрүмдүүлүгү дистирленген сууга салыштырганда  $10^9$ , ал эми күмүшкө салыштырганда  $10^{22}$  эсе төмөн.

Хлор сууда жана органикалык эриткичтерде эрийт. Хлордун суудагы эригичтиги №3 таблицада көрсөтүлгөн.

№3- таблица

Хлордун суудагы эригичтиги

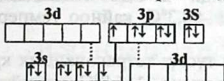
Температура, °C	0	10	20	30	40	60	80	100
Хлордун 100 г $\text{H}_2\text{O}$ эригичтиги, г	1,46	0,997	0,729	0,572	0,459	0,393	0,329	0

Таблицада көрүнүп тургандай хлордун эригичтиги температура жогорулаган сайын төмөндөйт. Хлордун суудагы каныккан эритмесинен  $10^\circ\text{C}$  төмөнкү температурада  $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  жашыл саргыч түстөгү кристалл түшөт. Мындан башка  $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  кристаллогидраты да белгилүү.

Хлордун өзгөчөлүгү

1. Хлордун металл эместик касиети фторго салыштырганда төмөнүрөөк, ал ионизация потенциалынын жана салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн маанисинин төмөндөшү менен мүнөздөлөт.
2. Хлордун атомунун радиусу фторго салыштырганда чоң жана молекуласынын атомдорго диссоциацияланыш энтальпиясы чоң, себеби хлордун атомдорундагы жупташкан электрондор ваканттык d-орбиталынын эсебинен бири-бири менен донордук-акцептордук байланышты пайда кылат. Ошондуктан хлордо байланыштын эселиги 1,12 барабар болот.

Валенттик байланыш методу боюнча хлордун молекуласындагы кошумча  $\pi$ -байланышты төмөнкү схемадан көрсөк болот.

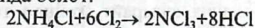


- Хлордун атомунда ваканттык 3d орбиталынын болгондугуна байланыштуу хлордун кычкылдануу даражасынын мааниси  $-1, 0, +1, +3, +4, +5, +6, +7$ ге чейин жетет.
- Хлордун кычкылдандыргычтык касиети фторго салыштырганда төмөн.

Хлордун молекуласы эки атомдон турат, атомдор бири-бири менен уюлсуз коваленттик байланыш аркылуу байланышат. Байланыштын узундугу 0,199 нм. Хлордун валенттик электрондору s орбиталында эки электрон, ал эми p орбиталында беш электрон ( $3s^2 3p^5$ ) жайгашкан. Хлордун молекуласынын диссоциация энергиясы 243 кДж/моль.

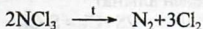
Хлор көптөгөн металлдар жана металл эместер менен аракеттенет,  $N_2, O_2, C$  менен болгон бирикмелери кыйыр жол аркылуу алынат.

Хлордун азот менен болгон бирикмеси (нитриди) аммонийдин хлоридинин суудагы эритмесинин  $CCl_4$  чөйрөсүндөгү хлор менен аракеттенүүсүнөн пайда болот.

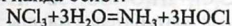


$NCl_3$ - сары түстөгү май сыяктанган учма келген суюктук, эрүү температурасы  $-27^\circ C$ , кайноо температурасы  $70^\circ C$ ,

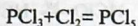
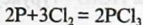
$NCl_3$  -  $70^\circ C$  температурада жарылууну пайда кылат, ал эми комнаталык температурада каныккан углеводороддор (май, каучук ж.б.) менен аракеттенгенде жарылуу пайда болот.  $NCl_3$ - ажыроосу экзотермикалык процесс:



Хлордун нитриди суу менен аракеттенгенде, аммиак жана гипохлорид кислотасы пайда болот.

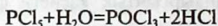
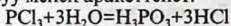


Хлор фосфор менен (III) жана (V) бирикмесин пайда кылат. Хлордун (III) жана (V) бирикмеси хлордун фосфор менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн алынат.



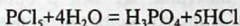
Фосфордун (III) хлориди  $21^{\circ}\text{C}$ да тыгыздыгы  $1,57 \text{ г/см}^3$ ка барабар, эрүү температурасы  $-90,3^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $-75,3^{\circ}\text{C}$  болгон түссүз суюктук.

Фосфордун (V) хлориди түссүз тетрагоналдык кристаллдык зат, тыгыздыгы  $2,11 \text{ г/см}^3$ , басым астында  $166,8^{\circ}\text{C}$ да эрийт, ал эми  $159^{\circ}\text{C}$ да бууланат. Фосфордун (V) хлориди  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CS}_2$ да эрийт. Фосфордун (III) жана (V) хлориддери суу менен аракеттенет.

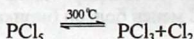


фосфордун  
оксихлориди

Эгерде суу ашыкча алынган болсо, анда фосфор жана туз кислотасы пайда болот.



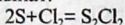
Фосфордун (V) хлориди жогорку температурада диссоциацияланат:



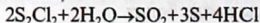
Хлордун күкүрт менен болгон төмөнкүдөй бирикмелери белгилүү:  $\text{Cl}_2\text{S}_2$ ,  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{SCl}_4$ . Бул бирикмелеринин ичинен  $\text{SCl}_4$  саргыч-бозумтук түстөгү суюктук  $-30^{\circ}\text{C}$  ажырайт,  $\text{SCl}_2$  комнаталык температурада анча-мынча ажырайт, кайноо температурасы  $59^{\circ}\text{C}$ , эрүү температурасы  $-123^{\circ}\text{C}$  болгон кызгымтыл түстөгү суюктук.

Хлордун күкүрт менен болгон бирикмелеринин ичинен эң туруктуусу болуп  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  эсептелет. Ал саргыч кызыл түстөгү суюктук,  $25^{\circ}\text{C}$  тыгыздыгы  $1,65 \text{ г/см}^3$  барабар, кайноо температурасы  $137^{\circ}\text{C}$ , ал эми эрүү температурасы  $-82^{\circ}\text{C}$

Хлордун күкүрт менен болгон бирикмеси  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  төмөндөгүдөй реакциянын жардамы менен алынат:

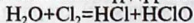


суу менен аракеттенет;

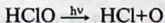


$\text{S}_2\text{Cl}_2$  – органикалык эриткичтерде жакшы эрийт.

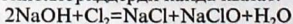
Хлор суу менен аракеттенип эки түрдүү кислотаны пайда кылат.



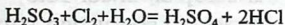
Гипохлорит кислотасы  $\text{HClO}$  - туруксуз болгондуктан жарыктын таасиринде ажырайт:



Хлор щелочтордун суудагы эритмеси менен аракеттенип, хлориддерди жана гипохлориддерди пайда кылат.



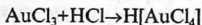
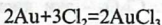
Хлор күчтүү кычкылдандыргыч болгондуктан кээ бир туздарды, кислоталарды кычкылдандырат.



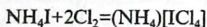
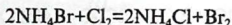
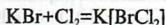
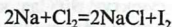
Хлорду ысытылган щелочтун эритмеси аркылуу өткөргөндө хлориддер жана хлораттар пайда болот.



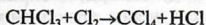
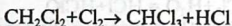
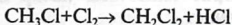
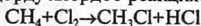
Хлордун туз кислотасындагы эритмеси алтынды (III) хлоридине чейин кычкылдандырат.



Хлор щелочтуу металлдардын, аммонийдин галогендери менен түрдүүчө аракеттенет.



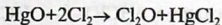
Хлор органикалык бирикмелер менен да аракеттенет. Мисалы: каныккан углеводороддорду хлордоо реакциясын карап көрөлү.



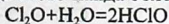
Хлордун төмөнкүдөй кычкылтек менен болгон бирикмелери белгилүү:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . Хлордун бардык кычкылдары ысытканда хлордун жана кычкылтектин молекулаларына ажырайт.

Хлордун (I) кычкылы – сарымтыл-бозгуч түстөгү газ, оңой конденсацияланып, саргыч бозумтул түстөгү суюктукка айланат. Хлордун (I) кычкылы сууда жана  $\text{CCl}_4$  жакшы эрийт. Мисалы  $0^\circ\text{C}$  1 көлөм сууда 200 көлөм  $\text{Cl}_2\text{O}$  эрийт.

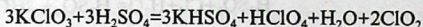
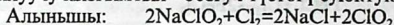
Хлордун (I) кычкылы сымаптын (II) кычкылы аркылуу хлорду өткөргөндөн алынат.



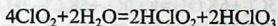
$\text{Cl}_2\text{O}$  - гипохлорид кислотасынын ангидриди болуп саналат, себеби  $\text{Cl}_2\text{O}$  сууда эригенде  $\text{HClO}$  пайда болот.



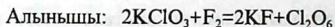
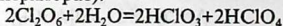
$\text{ClO}_2$  - жашыл-саргыч түстөгү газ, муздаткан абалда оңой жарылуучу кызгымтыл - бозгуч түстөгү суюктукка айланат.



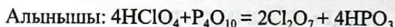
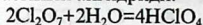
$\text{ClO}_2$  - хлорит жана хлорад кислотасынын ангидриди болуп саналат.



$\text{Cl}_2\text{O}_6$  - комнаталык температурада абада түтөөчү карамтыл-кызгылч түстөгү суюктук.  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  - эки кислотанын ангидриди болуп саналат (хлорат жана перхлорат).

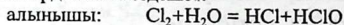


$\text{Cl}_2\text{O}_7$  - түссүз суюктук  $90^\circ\text{C}$  да кристаллдык абалга өтөт.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  - перхлорат кислотасынын ангидриди.



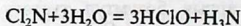
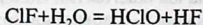
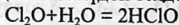
### 8.3.4. Хлордун кычкылтектүү кислоталары

$\text{HClO}$  - гипохлорит кислотасы начар бир негиздүү кислота, эритмелерде гана кездешет.

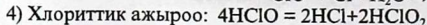
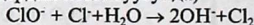
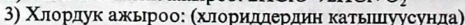
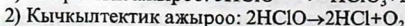
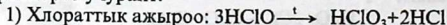


Хлордун көпчүлүк (I) бинардык бирикмелеринин кислоталык мүнөзгө ээ экендигин, суу менен аракеттенгенде кислотанын пайда болушу далилдейт.

Суудагы эритмесинде төмөнкүдөй теңдештик абалга ээ.

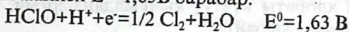


$\text{HClO}$  - диссоциация константасынын мааниси  $25^\circ\text{C}$   $5,01 \cdot 10^{-8}$  барабар.  $\text{HClO}$  - туруксуз кислота болгондуктан, төмөнкүдөй ажыроолорго учурайт:



$\text{HClO}$  ажыроосунун ылдамдыгына таасир этүүчү сырткы факторлор болуп температура жана жарык эсептелет, ал эми кычкыл чөйрөдө  $\text{HClO}$  ажыроосу аз, бирок рН мааниси 6,7 барабар болгондо, ажыроо максималдык абалга жетет, ал эми щелочтук чөйрөдө ажыроонун төмөндөшү байкалган. Кээ бир оор металлдардын (Fe, Ni, Co, Cu, Mn) кычкылдарынын болушу да ажыроого таасирин тийгизет.

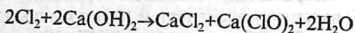
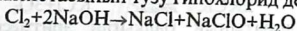
$\text{HClO}$  хлорго салыштырганда күчтүү кычкылдандыргыч, себеби эркин абалдагы хлордун стандарттык редокс-потенциалынын мааниси  $E^0=1,36\text{В}$ , ал эми  $\text{HClO}$ дун кычкыл чөйрөдөгү редокс-потенциалынын мааниси  $E^0=1,63\text{В}$  барабар:



$\text{HClO}$ нун кычкыл чөйрөдөгү кычкылдандыргыч касиетинин жогорулашы суутектин протонунун  $\text{Cl}-\text{O}$  байланышындагы күчтүү уюлдашуусунун таасири менен түшүндүрүлөт.

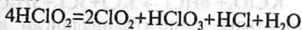
Гипохлорид кислотасы күчтүү кычкылдандыргыч болгондуктан фосфорду фосфор кислотасына, күкүрт жана селенди күкүрт, селен кислотасына чейин кычкылдандырат.

Гипохлорид кислотасынын тузу гипохлорид деп аталат.



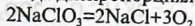
Щелочтук металлдардын гипохлориддеринин туруктуулугу  $\text{K} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Li}$  карай жогорулайт.

$\text{HClO}_2$  - эркин түрдө бөлүнүп алынган эмес, суюлтулган эритмеде тез ажырайт.

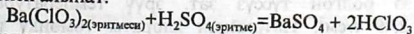


$\text{HClO}_2$  - орто күчтүү кислота ( $K=1 \cdot 10^{-2}$ ) кычкылдандыргыч касиети  $\text{HClO}$  го салыштырганда төмөн, туздары - хлориттер деп аталат. Алар  $\text{HClO}_2$  салыштырганда туруктуу.

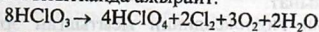
Хлориттерди ысытканда диспропорцияланат жана ажырайт.



$\text{HClO}_3$  - хлорат кислотасы эркин түрдө бөлүнүп алынган эмес, эритмеде кездешет, максималдык концентрациясы 40% ке жетет. Бир негиздүү күчтүү кислота - хлорат кислотасы төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат.



Бул кислотаны ысытканда ажырайт.



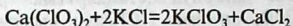
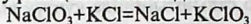
Туздун аталышы хлораттар, хлораттарды щелочтордун ысытылган эритмеси аркылуу хлорду өткөргөндө пайда болот.

Хлораттар кадимки температурага туруктуу келген түссүз кристалдык түзүлүшкө ээ болгон заттар.

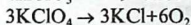
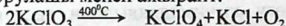
Калийдин хлораты.  $\text{KClO}_3$  - моноклиндик ( $\alpha$ ) жана ромбикалык ( $\beta$ ) түзүлүшкө ээ болгон түссүз зат. Эрүү температурасы  $357^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $2,32\text{г/см}^3$ . Калийдин хлоратын төмөнкү реакциялардын жардамы менен алса болот.

1. Ысытылган КОН эритмеси аркылуу хлорду өткөргөндө пайда болот.  $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

2. Орун алмашуу реакциясы менен да алынат.



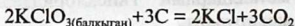
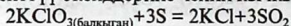
Калийдин хлораты күчтүү кычкылдандыргыч, температуранын жогорулашы менен ажырайт.



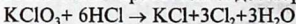
Ал эми катализатордун ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ ) катышуусунда төмөн-күдөй реакция жүрөт:



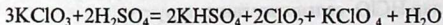
Калийдин хлоратынын балкыган эритмеси күкүрттү жана көмүртекти (IV) валенттүү оксиддерине чейин кычкылдандырат.



$\text{KClO}_3$  туз кислотасы менен аракеттенгенде хлор бөлүнүп чыгат.



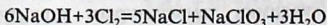
Калийдин хлоратына концентрацияланган күкүрт жана козу кулак кислотасы таасир эткенде хлордун (IV) бөлүнүп чыгат.



Калийдин хлоратынын 100г суудагы эригичтиги температурага көз каранды  $0^\circ\text{C}$  3,3г,  $100^\circ\text{C}$  56,2г.

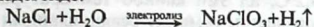
Натрийдин хлораты. ( $\text{NaClO}_3$ ) кубдук жана тригоналдык түзүлүшкө ээ болгон түссүз зат, эрүү температурасы  $263^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $2,49\text{ г/см}^3$ . Натрийдин хлораты төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат.

1. Натрийдин гидроксидинин ысытылган эритмеси аркылуу хлорду өткөргөндө пайда болот.





2. Натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин анод менен катод диафрагмы менен бөлбөй, электролиттин температурасы 70-80 °С электролиздегенде.

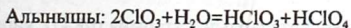
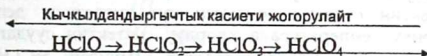


Натрийдин хлораты калийдин хлораты сыяктуу кислоталар менен да аракеттенет.

Натрийдин хлоратынын эригичтиги калийдин хлоратынын эригичтигинен жогору, температуранын жогорулашы менен эригичтиги жогорулайт. Мисалы: 0°C 100г сууда 79,6 г эресе, ал эми 100°C 203,9г эрийт.

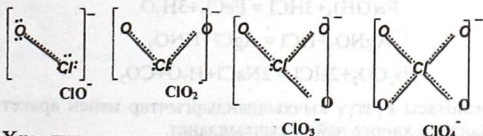
Перхлорат.  $\text{HClO}_4$  хлордун курамында кычкылтеги бар кислоталардын ичинен эң күчтүүсү, түссүз суюктук, 100%  $\text{HClO}_4$  туруксуз, ал эми суудагы эритмеси туруктуу, бирок кычкылдандыргыч касиети  $\text{HClO}_3$  салыштырганда төмөн.

Хлордун кычкылтектүү кислоталарынын, кычкылдандыргычтык жана кислоталык күчү төмөндө көрсөтүлгөндөй өзгөрөт:



Перхлорат кислотасынын туздары перхлораттар деп аталат.

Гипохлорит кислотасынан перхлорат кислотасына карай кислоталык касиетинин жогорулашы кислотанын курамындагы хлордун оксоаниондорунун химиялык түзүлүшүнүн өзгөчөлүгү менен шартталат

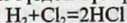


Хлордун кычкылдануу даражасынын мааниси жогорулаган сайын аниондордун туруктуулугу жогорулайт, себеби хлордогу артык баш электрондор байланышка катышат б. а.  $\pi$  - байланышынын ролу жогорулайт.

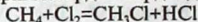
Борбордогу хлордун атому  $sp^3$  гибриддешүү абалына ээ.  $\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$  карата туура эмес тетраэдрдик абалга өтөт. Кислоталык касиетинин жогорулашынын себеби, кычкылтектин саны көбөйгөн сайын электрондук булут борбордук атомго карата көбүрөөк тартылат да, Н - О ортосундагы байланыш барган сайын иондук болот.

**Хлордуу суутек.** HCl - кескин жыттуу, тумчуктуруучу түссүз газ, эрүү температурасы  $-114,2^{\circ}\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $-85^{\circ}\text{C}$ . Хлордуу суутек абадан оор келип, төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат.

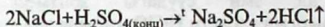
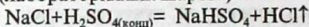
1. Суутек менен хлордун түздөн түз аракеттенишүүсүнөн.



2. Органикалык бирикмелерди хлордоодон.

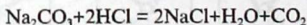
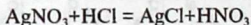
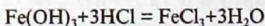
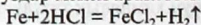


3. Натрий хлоридинин кристаллына концентрацияланган күкүрт кислотасын кошкондо (лабораториялык шартта)

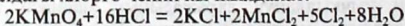


HCl дун молекуласы HF молекуласына салыштырганда аз полярдуу, ошондуктан HF караганда сууда начар эрийт жана молекуласында суутектик байланыш жок. 1л сууда 500л хлордуу суутектин суудагы эритмеси туз кислотасы деп аталат.  $0^{\circ}\text{C}$  дан төмөнкү температурада хлордуу суутектин суудагы эритмелеринен төмөнкүдөй кристаллогидраттар бөлүнгөн:  $\text{HCl}\cdot\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

Туз кислотасы күчтүү кислоталардын катарына (pK~7) кирет да металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарындагы суутекке чейинки көпчүлүк металлдар менен, негиздер, негиздик жана амфотердик оксиддер, туздар менен аракеттенет.



Туз кислотасы күчтүү кычкылдандыргычтар менен аракеттенет да эркин абалдагы хлорго чейин кычкылданат.



Туз кислотасынын туздары хлориддер деп аталат. Көпчүлүк хлориддер сууда жакшы эрийт, ал эми  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  жана  $\text{CuCl}_2$  суудагы эригичтиги төмөн.

### 8.3.5. Хлордун колдонулушу

Хлор жана анын бирикмелери өнөр жайда өзгөчө орунду ээлейт. Хлор көбүнчө органикалык синтезде (поливинилхлоридди, хлорбензолду, дихлорэтанدى ж.б), минералдык сырьедон сейрек жана түстүү металлдарды бөлүп, тазалап алууда кеңири колдонулат. Натрийдин жана кальцийдин гипохлориддери күчтүү кычкылдандыргычтар болгондуктан кагаз, текстиль өнөр жайларында агартуучу заттар катарында пайдаланылат. Калийдин хлораты жарылуучу заттарды алууда жана ширенке өндүрүүчү өнөр жайда кеңири колдонулат.

## 8.4. БРОМ (Bromum)

**8.4.1. Тарыхый маалымат.** Бромду биринчи жолу 1826-жылы француз химиги Антуан Жерон Балар (1802-1876ж.ж. ) ачкан. А.Ж.Балар Монпелье шаарындагы университеттин жана университет астындагы фармакологиялык мектептин профессору Ангааданын перепаратору болуп иштеген. Ангаада химиядан лекция окуган. А.Ж.Балардын биринчи өз алдынча темасы туздун матычтуу эритмелери жана деңиз балырлары жөнүндө болгон. А.Ж.Балар эритмелерге түрдүү реактивдерди таасир эткенде өзгөрүү байкалган эмес, бирок саркындысы аркылуу газ абалындагы хлорду өткөргөндө, эритме кызыл – күрөң түскө өткөн. Ал эми деңиз балырларынан алынган эритме щелочтук чөйрөдө болуп, ага хлор суусун жана крахмалды таасир эткенде эритмеде эки катмар пайда болуп, үстүнкүсү саргыч, ал эми астыңкысы көгүш түстө болгон. А.Ж.Балар эритменин үстүнкү бөлүгүн экстракциялап, аны пиролюзит  $MnO_2$  менен күкүрт кислотасынын катышуусунда калыбына келтиргенде, жыттануучу, оор кызыл-күрөң түстөгү суюктукту алган. Алынган заттын тыгыздыгын, кайноо температурасын жана башка касиеттерин аныктап, анын жаңы элемент экенине ишенген. Ал затты муридом (латын тилинен *muria* - рассол дегенди түшүндүрөт) деп атаган жана деңиз сууларындагы бул өзгөчө зат тууралуу 1825-жылы 30-ноябрда Париж академиясына билдирүү жөнөткөн.

А.Ж.Балардын билдирүүсү боюнча академия комиссия түзүп, комиссиянын мүчөлөрү белгилүү химиктер: Жозефа Гей-Люссак, Луи Никола жана Воклена болушкан.

Комиссия А.Ж. Балардын докладын угуп, жаңы элементтин атын өзгүртүү үчүн көрсөтмө берген.

Бром грек тилинен «*Bromos*» – «жыттануу» дегенди түшүндүрөт.

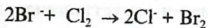
### 8.4.2. Бромдун жаратылышта таралышы, алынышы

Бром массасы боюнча жер кыртышынын  $1,6 \cdot 10^{-4}$  % түзөт. Бромго таандык болгон минералдар: бромаргирит  $AgBr$  жана эмболит  $Ag(Br,Cl)$ . Бул минералдар сейрек кездешкендиктен өнөр жайлык мааниси жок. Бром деңиз сууларынын, жаратылыштагы рассолдордун, жер астындагы суулардын, нефть өндүрүүдөгү кендердин курамында кездешет. Бром изоморфтук аралашма катары галиттин  $NaCl$ , сильвиндин  $KCl$ , карналиттин  $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$  ж.б. составында аз санда кездешет.

Бром жаратылышта эки стабилдүү изотоптон  $^{79}Br$  (50,56%) жана  $^{81}Br$  (49,44%) турат, мындан башка жасалма жол менен атомдук массалары 74-90 болгон изотоптору алынган. Жасалма жол аркылуу алган изотопторунун ичинен узак жашоосу менен өзгөчө мааниге ээ

болгондору болуп  $^{77}\text{Br}$  (57 саат),  $^{80}\text{Br}$  (4,4 саат),  $^{82}\text{Br}$  (35,5саат) саналат. Бул изотоптор илим изилдөө тармактарында, медицинада кеңири колдонулат.

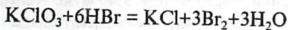
Бромду өнөр жайда алууда негизинен сырьё катары деңиз суулары колдонулат. Бром деңиз сууларындагы көптөгөн химиялык бирикмелердин ичинен тогузунчу орунду ээлейт. Деңиз сууларынын туздук составын эсептегенде бром иону көбүнчө магний, кээде кальций менен байланышат. Бром рассолдун составында ион түрүндө болгондуктан аны элементардык бромго чейин кычкылдандыруу үчүн эң арзан жана ыңгайлуу реагент катары газ абалындагы хлор колдонулат.



Теориялык эсептөө боюнча 1 тонна элементардык бромду алуу үчүн 0,443 тонна хлор сарпталат.

Бромду рассолдун курамынан бөлүп алуу үчүн төмөнкүдөй ыкмалар колдонулат: суу буусу менен тартуу, абанын жардамы менен же кандайдыр бир инерттүү газ аркылуу үйлөтүү, суу менен аралашпаган эриткич аркылуу экстракциялоо, начар эрүүчү бирикме катары чөкмөгө түшүрүү, адсорбция.

Лабораторияда бромду төмөнкү реакциялардын жардамы менен алса болот:



### 8.4.3. Бромдун физикалык жана химиялык касиеттери

Бром кадимки шартта кызгыч-бозумтул, кара түскө жакын кескин жыттуу оор суюктук. Эрүү температурасы  $-7,20^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $58,78^\circ\text{C}$ , тыгыздыгы  $3,12 \text{ г/см}^3$ .

Бром терини, көздү, дем алуу органдарын дүүлүктүрөт, териге тийгенде көпкө чейин айыкпаган жараатты пайда кылат. Бром  $-7,2^\circ\text{C}$  кызгыч-бозумтул түстөгү кристаллды пайда кылат.

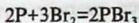
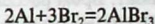
Бромдун молекуласы эки атомдон турат, атомдор бири-бири менен коваленттик байланыш аркылуу байланышат. Бромдун сырткы электрондук катмарындагы эки электрон  $4s$  орбиталында, ал эми беш электрон  $4p$  орбиталында ( $4s^2 4p^5$ ) жайгашкан.

Химиялык активдүүлүгү боюнча бром хлордон кийинки орунда турат. Бромдун бирикмелердеги кычкылдануу даражасынын маанилери  $-1, +1, +3, +5, +7$  барабар. Кычкылдануу даражасынын мааниси  $-1$  жана  $+5$  болгон бирикмелери салыштырмалуу туруктуу болот.

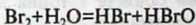
Бром металлдар жана металл эместер менен аракеттенет.

Бром азот менен түздөн-түз аракеттенбейт, бирок азоттун бромиди ( $\text{NBr}_3$ ) бром менен аммиак төмөнкү басым астында аракеттенип туруксуз молекулярдык бирикме түрүндө  $\text{NBr}_3 \cdot 6\text{NH}_3$  алынат. Азоттун бромиди  $-95^\circ\text{C}$  кызыл түстөгү катуу бирикме,  $-70^\circ\text{C}$  жарылуууну пайда кылат.

Бром фосфор жана алюминий менен аракеттенип, (III) валенттүү бромиддерди пайда кылат:

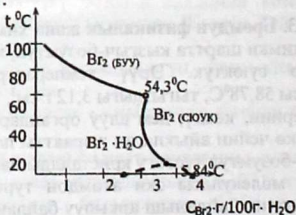


Бром суу менен аракеттенгенде, хлор сыяктуу эле эки түрдүү кислотаны пайда кылат:



Бромдун суудагы эригичтигинин (бром-суу системасы) диаграммасы 24-сүрөттө көрсөтүлгөн.

Диаграммада көрсөтүлгөндөй суюк бром менен бром гидратынын стабилдүү каныгуу чекити  $t = 5,84^\circ\text{C}$ . Бул температурадан төмөн болгондо бром гидраты, ал эми жогорулаганда суюк бромдун эритмеси стабилдүү болот. Экинчи чекит  $-0,3^\circ\text{C}$ . Бул чекитте муз жана бромдун гидраты пайда болот, бирок  $t = -0,58^\circ\text{C}$  суюк бром жана муз болот. Температураны  $-0,58^\circ\text{C}$  дан  $30^\circ\text{C}$  га чейин жогорулатканда бромдун эригичтиги 4,30% тен 3,43% ке чейин төмөндөйт, бирок температураны  $54,3^\circ\text{C}$  чейин жогорулатканда бромдун эригичтиги 3,58% чейин жогорулайт.



24-сүрөт. Бром-суу системасы.

Бромдун суудагы эригичтиги хлор жана бром иондорунун катышуусунда жогорулайт, ал эми сульфат иондорунун катышуусунда төмөндөйт.

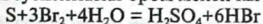
Бромдун суудагы эритмеси толук эмес гидролизденет да, натыйжада электр тогун өткөрөт:



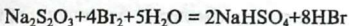
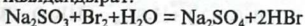
Мындай учурда үч галогенид иону пайда болот:



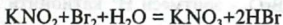
Күкүрттүн суудагы суспензиясы бром менен кычкылданат:



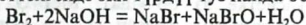
Бром сульфиттердин жана тиосульфаттардын суудагы эритмесин сульфатка чейин кычкылдандырат.



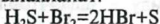
Бром нитриддерди нейтралдык чөйрөдө нитраттарга чейин кычкылдандырат:



Бром щелочтордун суудагы эритмеси менен төмөнкү температурада аракеттенгенде эки түрдүү туз пайда болот:

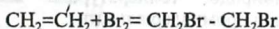
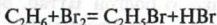


Күкүрттүү суутектин эритмесине бром суусун кошкондо кызыл күрөң түсү жоголуп, эритме ылайланат:



Бул реакцияда бром кычкылданат.

Каныккан жана каныкпаган углеводороддор менен бром ысытканда аракеттенет:



Бром хлор сыяктуу кычкылтек менен түздөн түз аракеттенбейт.

$Br_2O$  (I) туруксуз,  $-50^\circ C$  ажыроочу бозумтул түстөгү суюктук, суу менен аракеттенип  $HBrO$  пайда кылат.

$BrO_3$  (III) -  $80^\circ C$  жогорку температурада ажыроочу ак түстөгү зат.

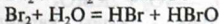
$BrO_2$  (IV) -  $40^\circ C$  жогорку температурада ажыроочу сары түстөгү зат.

$Br_2O_7$  (VII) - бар экендигине божомолдор бар, бирок  $Br_2O_7$  жакшы изилдене элек.

Бромдун хлор сыяктуу эле составында кычкылтеги бар кислоталары белгилүү.

$HBrO$  - начар кислота, күчтүү кычкылдандыргыч.

Алынышы:  $Br_2O + H_2O = 2HBrO$

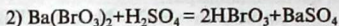
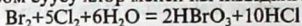


$HBrO$  убакыт өткөн сайын  $HBr$  жана  $HBrO_3$ кө диспропорцияланат:

$HBrO_2$  - суудагы эритмелеринде 4 саатка чейин жашайт. Кислотаны күмүштүн нитратын бром менен суу чөйрөсүндө аракеттендиргенде алынат.

$HBrO_3$  - суудагы эритмелерде жашайт, эритмедеги  $HBrO_3$  концентрациясы вакуумдун жардамы астында 50% чейин жеткирилген.

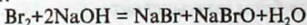
Алынышы: 1) бром суусу хлор менен кычкылданганда



$\text{HBrO}_4$  - суудагы эритмелери белгилүү, эритмедеги  $\text{HBrO}_4$  концентрациясы вакуумдун жардамы астында 80% чейин жеткирилген.

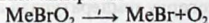
Алынышы:  $\text{KBrO}_4$  - эритмеси  $\text{H}^+$  катионити аркылуу өткөргөндө алынат.

Бромдун кычкылтектүү кислоталарынын туздары кычкылдандыргычтык касиетке ээ болушат.  $\text{MeBrO}$  - (гипобромиддер) щелочтук чөйрөдө туруктуу келген күчтүү кычкылдандыргычтар, гипобромиддерди ысытканда броматтарды пайда кылат. Негизинен гипобромиддери бромду щелочтордун эритмеси аркылуу өткөргөндөн алынат:



Бромиддер ( $\text{MeBrO}_2$ ) - кадимки температурада туруктуу келген кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон заттар. Бромдун щелочтор менен белгилүү рН чөйрөдө, температурада жана концентрацияда аракеттенишүүсүнөн бромиддер алынат.

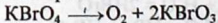
Броматтар ( $\text{MeBrO}_3$ ) - түссүз кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, кадимки температурада туруктуу келген заттар. Щелочтук металлдардын броматтары ажыраганда металлдын бромидине жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



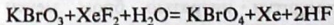
Башка металлдардын броматтары ажыраганда металлдын оксиддерине, бромдун молекуласына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



Перброматтар ( $\text{MeBrO}_4$ ) - кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, кадимки температурада туруктуу келген,  $250^\circ\text{C}$  жогорку температурада ажыроочу заттар.



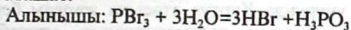
Калийдин перброматы 1968 - жылы калийдин броматын кычкылдандырганда, күчтүү кычкылдандыргыч катары  $\text{XeF}_2$  колдонулганда алынган:



$\text{HBr}$  - түссүз, кескин жыттуу, абада күчтүү түтөөчү газ, эрүү температурасы  $-86,92^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-66,7^\circ\text{C}$ . Термикалык жактан туруктуу, мисалы, диссоциация даражасы  $1000^\circ\text{C}$  да 0,5%, ал эми  $1220^\circ\text{C}$  да 1,1% чейин жетет. Бромдуу суутектин суудагы эригичтиги температуранын жогорулашы менен жогорулайт,  $100^\circ$



сууда  $0^{\circ}\text{C}$ да 221г, ал эми  $100^{\circ}\text{C}$ да 1130г бромдуу суутек эрийт. Бромдуу суутектин суудагы эритмеси бромдуу суутек кислотасы деп аталат. Бромдуу суутек кислотасы бир негиздүү күчтүү кислоталардын катарына кирет. Күчтүү калыбына келтиргич туздарын бромиддер деп аташат.



#### 8.4.4. Бромдун колдонулушу

Бром органикалык заттарды синтездөөдө колдонулат. Бромдун кээ бир бирикмелери дары-дармек катары колдонулса, күмүштүн бромиди жарыкты сезгич зат болгондуктан кино жана сүрөт өндүрүштөрүндө колдонулат.

## 8.5. ИОД (Iodum)

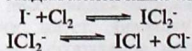
**8.5.1.Тарыхый маалымат.** Иодду биринчи жолу 1811-жылы француз химик-технологу Бернар-Куртуа (1777-1838 жж.) ачкан. Б.Куртуанын атасынын селитра өндүрүүчү заводу болгон. Франциядагы революция учурунда Куртуа атасына жардам берген. Париждеги белгилүү Фуркруанын политехникалык мектебинде химиядан лекция угууга жана лабораторияда иштөөгө уруксат алган. Себеби, ал 3 жыл аптекада иштеген. 1801-жылы Л.Ж.Тенардын ассистенти болгон. Б.Куртуа өз алдынча деңиз балырларынын күлү менен иштеген. Деңиз балырларынын күлүнүн эритмесине концентрацияланган күкүрт кислотасын таасир эткенде кызгылт-көк түстөгү буу бөлүнгөндүгүн байкаган.

1813-жылы жаңы алынган зат жөнүндө биринчи илимий макала жарык көрөт. Көптөгөн өлкөлөрдүн илимпоздору изилдөөлөрдү жүргүзүп, бир жылдан кийин Жозеф Гей-Люссак жана Хемфри Дэви жаңы элемент экенин такташып, Ж.Гей-Люссак иод деген ат берет. Иод грек тилинен которгондо карамтыл-көгүш же кызгылт-көк дегенди түшүндүрөт.

### 8.5.2. Иоддун жаратылышта таралышы, алынышы

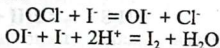
Иоддун жаратылышта өндүрүштүк мааниге ээ болгон минералдык кен байлыктары жок, бирок лаутарит  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  составында көптөгөн иодду кармаган минерал катары белгилүү. Иод жер кыртышынын  $4 \cdot 10^{-5} \%$  түзөт, деңиз сууларынын, нефтинин сууларынын жана кээ бир табигый минералдык суулардын курамында кездешет. Мисалы, 1 тонна кургатылган деңиз капустаасынын (ламинарин) курамында 5 кг иод болсо, ал эми 1 тонна деңиз суусунда 20-30 мг болот. Иоддун жаратылышта 1 изотобу  $^{127}\text{I}$  бар, бирок жасалма жол менен төмөнкү изотоптору  $^{124}\text{I}$ (4,2 күн),  $^{125}\text{I}$ (60 күн),  $^{128}\text{I}$ (25,08 мин),  $^{131}\text{I}$ (8,07 күн),  $^{132}\text{I}$ (2,3 саат) алынган. Украинада биринчи иодду өндүрүүчү завод 1915-жылы Екотеринослав шаарында (азыркы Днепропетровск) курулган. Иодду Кара деңиздин балырларынын күлүнөн өндүргөн.

Иод негизинен нефти жана газ кендери менен байланышкан минералдык суулардын курамынан бөлүнүп алынат. Минералдашкан суулардын курамында иод ион түрүндө кездешет. Иод минералдашкан суунун курамынан иод иону жана элементардык иод түрүндө бөлүнүп алынат. Минералдашкан суунун курамынан иод ионун кычкылдандыруу үчүн кычкылдандыргыч катары хлор, гипохлориддер, нитриттер, озон колдонулат. Иоддун хлор менен кычкылданышы бир канча стадия менен ишке ашат:

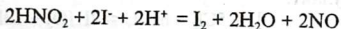




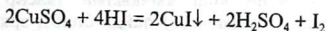
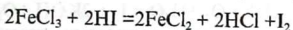
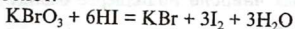
Гипохлорит иону кычкылдандыргыч катары колдонулганда төмөнкүдөй реакция жүрөт:



Кычкылдандыргыч катары  $\text{HNO}_2$  колдонулганда төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



Лабораториялык шартта иодду төмөнкү реакциялардын жардамы менен алса болот.



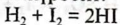
### 8.5.3. Иоддун физикалык жана химиялык касиеттери

Иод кадимки шартта начар металлдык жалтырактыкка ээ болгон бозумтул-кара түстөгү кристаллдык зат. Ысытканда иод оңой бууланып, кызгылт-көк түстөгү бууну пайда кылат. Эрүү температурасы  $113,6^\circ\text{C}$ , ал эми кайноо температурасы  $185,5^\circ\text{C}$ .

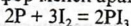
Иоддун молекуласы эки атомдон турат. Атомдор бири-бири менен коваленттик байланыш аркылуу байланышкан. Иод сууда начар эрийт,  $0^\circ\text{C}$  да  $0,162$  г/л, ал эми  $25^\circ\text{C}$  да  $0,3395$  г/л. Иоддун суудагы эригичтиги иодиддердин катышуусунда жогорулайт. Мисалы,  $10\%$ түү  $\text{KI}$  эритмесинде  $160$  г  $\text{I}_2$  эрийт. Сууга салыштырганда  $\text{KI}$  эритмесинде  $500$  эсеге көп эрийт.

Иод химиялык активдүүлүгү боюнча бромдон кийинки орунда турат. Иод көпчүлүк химиялык бирикмелерде  $-1, +1, +3, +5, +7$  кычкылдануу даражасын көрсөтөт, булардын ичинен кычкылдануу даражасынын мааниси  $-1, +5$  болгон бирикмелери туруктуу.

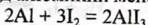
Иод суутек менен температуранын таасири астында аракеттенет, бирок реакция акырына чейин жүрбөйт:



Ысыткан учурда иод фосфор менен аракеттенет:

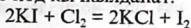


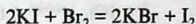
Суунун катышуусунда иод алюминий менен оңой аракеттенет:



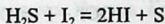
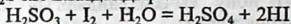
Суу бул реакцияда катализатордун кызматын аткарат.

Иодиддердин суудагы эритмеси аркылуу хлордун жана бромдун молекулаларын өткөргөндө иод кычкылданат:

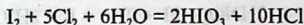




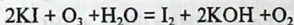
Иод  $H_2SO_3$  жана  $H_2S$  кычкылдандырат:



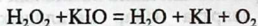
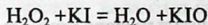
Хлордун суудагы жана щелочтогу эритмелери менен аракеттенгенде йоддун кычкылдануу даражасынын мааниси +5,+7 чейин жогорулайт:



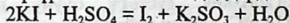
Нейтралдык чөйрөдө иодиддерге озонду таасир эткенде эркин түрдө иод бөлүнөт:



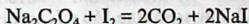
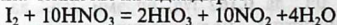
Ал эми суутектин кош кычкылын таасир эткенде иоддун кычкылтектүү кислотасынын тузу пайда болот, эркин түрдө галоген бөлүнбөйт:



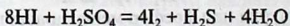
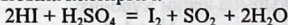
Концентрацияланган күкүрт кислотасы иодиддерди кычкылдандырат



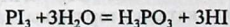
Концентрацияланган азот кислотасы иодду иодад кислотасына чейин кычкылдандырат. Козу кулак кислотасынын туздарын иод көмүр кычкыл газына чейин кычкылдандырат:



HI - кескин жыттуу, түссүз газ. Эрүү температурасы  $-50,8^\circ C$ , кайноо температурасы  $-35,4^\circ C$ , 1 л сууда 500л иоддуу суутек эрийт. Иоддуу суутектин суудагы эритмеси, туз кислотасына жана бромдуу суутек кислотасына салыштырганда күчтүү кислота. Иоддуу суутек кислотасы күчтүү калыбына келтиргич:

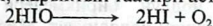


Иоддуу суутек төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

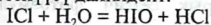


Иоддуу суутек кислотасынын туздары - иодиддер көпчүлүгү сууда жакшы эрийт, кээ бир иодиддердин эригичтиги начар ( $AgI$ ,  $Hg_2I_2$ ,  $PbI_2$ ,  $CuI$ ).

Иоддун кычкылдарынын ичинен туруктуу кычкыл катары -  $I_2O_5$  саналат. Түссүз кристалл,  $300^{\circ}C$  ажырайт, ал эми калган кычкылдары туруксуз; алынышы  $HIO_3$  суусун жок кылуу жолу менен алынат.  $HIO$  иод сыяктуу кислота суудагы суюлтулган эритмелерде белгилүү күчтүү кычкылдандыргыч, жарыктын таасири астында ажырайт:



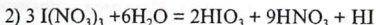
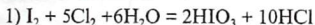
Иоддун (I) бинардык бирикмесинин кислоталык касиетке ээ болушун суу менен аракеттенүүсү далилдейт.



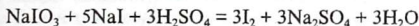
Иоддун (III) кычкылы белгисиз, ага дал келүүчү  $IO_2^-$  аниону туруксуз, оной диспропорцияланат, иоддун (III) бирикмелеринин ичинен бул бирикмелери  $I(ClO_4)_3$ ,  $I(NO_3)_3$  ж.б. туруктуу.

$HIO_3$  – иодад кислотасы түссүз айнек сымал, кристаллдык түзүлүшкө ээ, эрүү температурасы  $110^{\circ}C$ .

Алынышы:



$HIO_3$  иодад кислотасынын тузу иодат деп аталат. Иодаттар  $400^{\circ}C$  да ажырайт, күчтүү кычкылдандыргычтар, иодаттар менен иодиддер кислотанын катышуусунда аракеттенгенде иод бөлүнүп чыгат:



$HIO_4$  – иод кислотасы түссүз кристалл, эрүү температурасы  $122^{\circ}C$ .  $HIO_4$  төмөнкүдөй туздарды пайда кылат: метапериодаттар  $MIO_4$ , ортопериодаттар  $M_3IO_5$ , парапериодаттар  $M_3H_2IO_6$

#### 8.5.4. Иоддун биологиялык мааниси жана бирикмелеринин колдонулушу

Иод организмде микроэлемент катары өтө чоң функцияны аткараарын жана организмде иоддун жетишсиз болушунан богок жана башка ооруларынын болушун бүгүнкү күндө илим далилдөөдө.

Б.э.ч. 1567-жылы кытайлык кодексте богок оорусу менен ооруган жарандарды деңиз балырлары менен дарылоону сунуш кылышкан.

1854-жылы эле француз химик-аналитик Шатен богок оорусу иодго түздөн-түз көз каранды экендигин айткан, бирок француз академиясы Шатендин оюн четке каккан. Жарым кылымдан кийин немец окмуштуулары Эйген Бауман (1846-1956) жана Вильгельм Фридрих Оствальд (1853-1932 ж) өздөрүнүн экспериментинде калкан сымал безинде иоддун көп болушу жана иоддун катышуусунда гормондун синтезделишин, иод жетишсиз болгондо калкан безинин

ооруга чалдыгышын далилдешкен. Иоддун антисептикалык касиетин хирургияда биринчи болуп француз врачы Буанэ колдонгон, ал эми 1865-1866 жылдары улуу орус хирургу Н.И.Пирогов иоддун эритмелерин жарааттарды дарылоого колдонгон.

Иод жана иоддун бирикмелери химиялык өнөр жайда, фармацевтикада кеңири колдонулат. Мисалы синтетикалык каучукту алууда иод катализатордук ролду аткараса, ал эми иоддун бирикмелери жарык сезгич фотоэмульцияларды даярдоодо да колдонулат.

## 9. VIII А группанын элементтери

### 9.1. VIII А группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө

Бардык мезгилдер VIII А группанын элементтери менен аяктайт. Бул группадан орун алган элементтердин атомдорунун электрондук катмарлары толук электрон ( $1s^2, ns^2, np^6$ ) менен толгон.

VIII А группанын элементтерин (гелийден башкасы) сырткы электрондук катмарында 8 электрон ( $ns^2, np^6$ ) бар. Ошондуктан булар s жана p элементтерине кирет.

Гелийден радонго карата атомдорунун радиустары чоңоюп, кайноо, эрүү температуралары, суудагы эригичтиги, суюк абалдагы тыгыздыгы, химиялык активдүүлүгү жогорулайт, ал эми ионизация потенциалы төмөндөйт.

Гелийде  $1s$  орбиталынан  $2s$  орбиталына, неондо  $2p$  орбиталынан  $3s$  орбиталына электрондун өтүүсүнө өтө чоң энергия талап кылынат. Мындай энергияны пайда болгон бирикмедеги химиялык байланыштын энергиясы компенсациялай албайт. Ошондуктан гелий жана неон инерттүү, ал эми аргондон баштап баштапкы кванттык санына таандык болгон кванттык  $d$  орбиталы бар. Аргон башка оор асыл газдардан айырмаланып андагы  $3d$  орбиталы кайносимметриялуу. Мына ошондуктан аргон валенттик бирикмелерди пайда кылбайт. Башка оор асыл газдар ваканттык  $d$  орбиталдын эсебинен химиялык бирикмелерди пайда кылат.

## 9.2. Гелий (Helium)

**9.2.1. Тарыхый маалымат.** 1868 – жылы астрономдор француз П.Ж. Жансен жана англичан Д.Н. Локьер бири бири менен байланышпай туруп күндүн тутулуусуна байкоо жасашкан учурда күн таажысынан ачык сары түстөгү D сызыкты табышкан. Бул сызык ошол убакыттагы белгилүү болгон элементтерге таандык болгон эмес. Ошондуктан 1871- жылы Локьер күндө жаңы элемент бар деп айткан жана ага Helios (грекче) күн деп ат койгон. 1885- жылы англиялык окумуштуу У. Рамзай радиоактивдүү рудалардан бөлүнгөн газдардан гелийге таандык болгон ачык сары түстөгү D сызыгын тапкан.

### 9.2.2. Гелийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Гелий абанын жана жаратылыш газдарынын курамдарында кездешет. Гелий космостук материяда суутектен кийинки орунда турат. Гелий өнөр жайда курамында гелий кармаган жаратылыш газдарын абдан муздатуу методу менен алынат.

### 9.2.3. Гелийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Гелий түссүз, кыйындык менен суюктукка айлануучу инерттүү газ. Эрүү температурасы  $-269^{\circ}\text{C}$ ,  $2,5 \cdot 10^6$  Па басымда кайноо температурасы  $-272^{\circ}\text{C}$ . Ионизация энергиясы 24,59 эВ. Гелийдин жаратылышта эки изотобу  $^3\text{He}$ ,  $^4\text{He}$  белгилүү, мындан башка жасалма жол менен үч изотобу  $^5\text{He}$  (жарым ажыроо убактысы  $2,4 \cdot 10^{-21}$  сек.),  $^6\text{He}$  (жарым ажыроо убактысы 0,83 сек.),  $^8\text{He}$  (жарым ажыроо убактысы 0,18 сек) алынган. Гелий химиялык жактан инерттүү. Гелий башка газдарга салыштырганда сууда начар эрийт. Мисалы  $0^{\circ}\text{C}$  да 1л сууда 10 мл He эрийт. Өтө каттуу дүүлүктүргөн учурда гелий молекулалык ионду  $\text{He}^+$  пайда кылат. Бул молекулалык ион кадимки шартта туруксуз, ошондуктан электронду кошуп алып эки нейтралдык атомго ажырайт. Гелий VIII A группанын элементтеринин ичинен өзгөчө орунду элейт: биринчиден кыйындык менен суюктукка өтөт, экинчиден өтө жогорку басымда ( $25 \cdot 10^3$  Па жакын) каттуу абалга өтөт, үчүнчүдөн суюк абалдагы гелий өзгөчө касиетке ээ. Гелий 2,172K ге чейинки температурада түссүз, суюк, жеңил суюктук He I мына ушул температурада фазалык өтүүнүн негизинде He II өтөт. He II суюктугу өзгөчө касиетке ээ: илешимдүүлүгү жок, мына ошондуктан кванттык суюктук деп аталат.

### 9.2.4. Гелийдин колдонулушу

Газ абалындагы гелий инерттүү атмосфераны түзүү үчүн металлдарды ширетүүдө, тамак-аш продуктыларын консервациялоодо ж. б.



колдонулат. Ал эми суюк абалдагы гелий илимий изилдөө лабораторияларында муздаткыч ташыгыч катары колдонулат.

### 9.3. Неон (Neon)

**9.3.1. Тарыхый маалымат.** Неонду биринчи жолу 1898- жылы англиялык химик жана физик Уильям Рамзай (1852- 1916) ачкан. У.Рамзай 1897- жылы Торонтодо «ачылбаган газ» деген темадагы докладдын жасаган. Докладда жөнөкөй газдын тыгыздыгы суутек боюнча 10, ал эми салыштырмалуу атомдук массасы 20 га барабар экендигин жана анын гелий менен аргондун ортосунан орун аларын алдын ала айткан. Бул газ туралуу Рамзайга чейин эки жыл мурун француз химики Лекок де Буабодран да айткан.

Рамзай жана анын кызматчылары суюк абаны акырындык менен буулантып ар бир фракциясын өз алдынча изилдешкен. Абанын эң жеңил жана өтө төмөнкү температурада кайноочу фракциясына спектралдык анализ жасаганда азоттун, гелийдин жана аргондун спектрлеринен айырмаланган ачык кызыл же кызыл сары түстөгү спектр байкалган. Неон байыркы грек тилинен алынып « жаңы » дегенди түшүндүрөт.

#### 9.3.2. Неондун жаратылышта таралышы, алынышы

Неон атмосферадагы абанын көлөмү боюнча  $1,82 \cdot 10^{-3} \%$  түзөт.  $1 \text{ м}^3$  абанын курамында  $18,2 \text{ см}^3$  неон бар. Жер кыртышынын  $7 \cdot 10^{-9} \%$ , деңиз сууларынын  $2 \cdot 10^{-8} \%$  неон түзөт. Неонду алуунун негизги булагы катары аба колдонулат. Өтө төмөнкү температурада абаны бөлүү процессинде биринчи фракцияда гелий жана неон  $3 - 10\%$  ын, ал эми калганын азот түзөт. Андан ары тазалоонун натыйжасында гелий жана неон алынат.

#### 9.3.3. Неондун физикалык жана химиялык касиеттери

Неон түссүз кыйындык менен суюктукка өтүүчү инерттүү газ. Эрүү температурасы  $-248,6^\circ\text{C}$ , кайноо температурасы  $-245,9^\circ\text{C}$ . Неон валенттик байланыштагы бирикмени пайда кылбайт, себеби анын ионизация потенциалынын мааниси ( $21,57\text{эВ}$ ) өтө жогору. Неондун үч стабилдүү изотобу  $^{20}\text{Ne}$ ,  $^{21}\text{Ne}$ ,  $^{22}\text{Ne}$  бар. Гелийден айырмачылыгы неондун атомунун полярдуулугу жогору б.а молекула аралык байланышты пайда кылууга жөндөмдүү. Гелийге салыштырганда эригичтиги жана адсорбциялануу жөндөмдүүлүгү жогору. Суу менен клатраттык  $8\text{Ne} \cdot 46\text{H}_2\text{O}$  бирикмени пайда кылат.

### 9.3.4. Неондун колдонулушу

Неон электровакуумдук техникада чыңалуу стабилизаторлорун толтурууда, фотоэлементтерде жана башка приборлордо колдонулат. Түрдүү типтеги неондук лампалар белгилүү. Жасалма аба катары неон жана гелийдин аралашмасы жогорку басымда иштеген адамдарга колдонулат.

## 9.4. Аргон (Argon)

**9.4.1. Тарыхый маалымат.** 1785-жылы англиялык химик жана физик Г. Кевендиш абанын курамында химиялык жактан туруктуу келген кандайдыр бир газ бар экендигин айткан, бирок далилдей алган эмес.

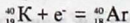
1892- жылы англиялык физик Дж. Рэлей (1842-1919) абанын курамында азоттон оор келген белгисиз газ бар экендигин айткан. Дж. Рэлей аргондун ачылуу тарыхында өзгөчө орунду ээлеген.

### 9.4.2. Аргондун жаратылышта таралышы, алынышы

Аргон VIII А группанын элементтеринин ичинен жер кыртышында эң кеңири таркалган. Абада массасы боюнча аргон 1,286 % ды түзөт. Деңиз (1л сууда 0,3см<sup>3</sup>) жана ичимдик (1л сууда 0,55см<sup>3</sup>) суулардын курамдарында да кездешет. Аргон суюк абадан жана аммиакты синтездегендеги калдык газдардан алынат.

### 9.4.3. Аргондун физикалык жана химиялык касиеттери

Аргон түссүз инертүү газ. Кайноо температурасы -185,9<sup>0</sup>С, эрүү температурасы -184,3<sup>0</sup>С. Аргон валенттик типтеги бирикмени пайда кылбайт, ионизация энергиясы 15,76 эВ барабар. Аргондун үч стабилдүү изотобу <sup>36</sup>Ar, <sup>38</sup>Ar, <sup>40</sup>Ar бар. Бул изотопторунун ичинен жер кыртышында эң кеңири таралганы <sup>40</sup>Ar. Ал жаратылыш шартында калийдин изотобунун <sup>40</sup>K ажырашынан пайда болот.



Аргон суу, фенол, толуол менен клатраттык бирикмени пайда кылат. Аргондун гидратын (Ar•6H<sub>2</sub>O) 1896-жылы Р. Вийяр 0<sup>0</sup>С да 1,5•10<sup>7</sup> Па басымда алган. Аргондун кристаллогидраты атмосфералык басымда ажырайт.

### 9.4.4. Аргондун колдонулушу

Инерттүү атмосфера түзүү үчүн металлургиялык жана химиялык процесстерде, электротехникада, ядролук энергетикада кеңири колдонулат.

## 9.5. Криптон ( Krypton)

**9.5.1. Тарыхый маалымат.** Уильямс Рамзай криптонду биринчилерден болуп клеветит минералынан бөлүнгөн газдан байкаган. Рамзай абанын оор фракциясына спектралдык анализ жасаганда сары жана жашыл сызыкты байкаган, бул сызыктар ошол убакытта белгилүү болгон элементтерге таандык болгон эмес. Криптон грек тилинен алынып «ачык эмес» дегенди түшүндүрөт.

### 9.5.2. Криптондун жаратылышта таралышы, алынышы

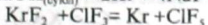
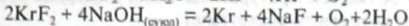
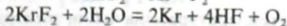
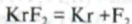
Криптон жер кыртышында сейрек жана чачыранды газ. Атмосферада массасы боюнча  $3 \cdot 10^{-4} \%$  ды түзөт. Криптон өтө муздатылган суюк абаны фракциялык дистилляциялоодон алынат.

### 9.5.3. Криптондун физикалык жана химиялык касиеттери

Криптон түссүз инерттүү газ. Эрүү температурасы  $-157^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $-153^{\circ}\text{C}$ . Газ абалындагы криптон абадан 2,87 эсе, ал эми суюк абалдагы криптон суудан 2,14 эсе оор. Жаратылышта криптондун 6 стабилдүү изотобу ( $^{78}\text{Kr}$ ,  $^{80}\text{Kr}$ ,  $^{82}\text{Kr}$ ,  $^{83}\text{Kr}$ ,  $^{84}\text{Kr}$ ,  $^{86}\text{Kr}$ ) бар. Бул изотоптордон башка жасалма жол менен 18 изотобу алынган.

Криптон сууда, этанолдо начар эрийт, клатраттык ( $8\text{Kr} \cdot 46\text{H}_2\text{O}$ ,  $2,14\text{Kr} \cdot 12 \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ) жана сольваттык бирикмелерди пайда кылат. Химиялык жактан пассивдүү кислоталар, щелочтор менен аракеттенбейт. Криптон гелийге, неонго, аргонго салыштырганда фтор менен аракеттенет да, криптондун дифторидин пайда кылат.

Криптондун дифториди термикалык жактан туруксуз келген бөлмө температурасында ажыроочу газ. Реакцияга жөндөмдүү келип, суу, щелочтордун суудагы эритмеси, металл эместердин фториддери, ксенон менен аракеттенет.



### 9.5.4. Криптондун колдонулушу

Криптон электровакуумдук техникада лампаларды толтуруу үчүн колдонулат.

## 9.6. Ксенон (Хепон)

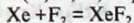
**9.6.1. Тарыхый маалымат.** Гелий, неон аргон, криптон ачылгандан кийин Морис Уильям Траверс суюк абадан көбүрөөк алганга мүмкүнчүлүгү болгон. Траверс менен Рамзай алынган суюк абадан гелийди, суутекти, неонду, кычкылтекти, азотту жана аргонду буулантып айдагандан кийин калган оор фракциясын башка идишке сордуруп алганда газын бөлүнгөндүгүн байкашкан. Бөлүнгөн газ электрдик разрядында көгүш жарык чыгарган. Ксенонго спектралдык анализ жасаганда спектр сызыгынын кызгылт сарыдан кызгылт көккө чейинки областты камтыйт. Ксенон грек тилинен алынып «чоочун» дегенди түшүндүрөт.

### 9.6.2. Ксенондун жаратылышта таралышы, алынышы

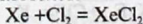
Ксенон абанын курамында жана урандын минералында кездешет. Абада өтө аз учурайт  $1\text{м}^3$  абада  $0,08\text{мл}$  ксенон бар. Ксенонду алууда негизинен аба колдонулат. Ксенонду өтө муздатылган суюк абаны фракциялык дистилляциялоодон алышат.

### 9.6.3. Ксенондун физикалык жана химиялык касиеттери

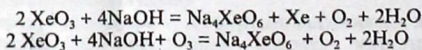
Ксенон түссүз асыл газ. Эрүү температурасы  $-112^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы  $-108^{\circ}\text{C}$ , сууда начар эрийт, ал эми органикалык эриткичтерде жакшы эрийт. Ксенондун 9 стабилдүү изотобу  $^{124}\text{Xe}$ ,  $^{126}\text{Xe}$ ,  $^{128}\text{Xe}$ ,  $^{129}\text{Xe}$ ,  $^{130}\text{Xe}$ ,  $^{131}\text{Xe}$ ,  $^{132}\text{Xe}$ ,  $^{134}\text{Xe}$ ,  $^{136}\text{Xe}$  бар. Ксенондун клатраттык жана сольваттык бирикмелери белгилүү. Ксенон криптонго салыштырганда реакцияга жөндөмдүү, кислоталар жана щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенбейт. Күчтүү кычкылдандыргычтар менен аракеттенет. Ксенон реакциянын шартына жараша фтор менен (II, IV, VI) бирикмелерин пайда кылат.



$-230^{\circ}\text{C}$  дан бөлмө температурасына чейин электрдик разрядын таасиринде хлор менен аракеттенет.



Ксенондун (VI, VIII) кычкылдары белгилүү. Ксенондун (VI) кычкылы, бөлмө температурасында туруктуу, ак түстөгү зат. Муздак сууда жакшы эрийт, кислоталык касиетке ээ. Щелочтор менен аракеттенет, озон менен аракеттенгенде кычкылданат.



Ксенондун (VIII) кычкылы түссүз термикалык жактан туруксуз келген газ. Күчтүү кычкылдандыргыч, суу менен аракеттенет.

#### 9.6.4. Ксенондун колдонулушу

Ксенон электровакуумдук техникада жана медицинада баш мээни рентгеноскопиялык, анын радиоактивдүү  $^{133}\text{Xe}$  – изотобу өпкөнүн жана жүрөктүн функционалдык иш аракетин изилдөөлөрдө колдонулат.

### 9.7. Радон (Radon)

9.7.1. **Тарыхый маалымат.** Радондун биринчилерден болуп химиялык элемент катары Рамзай изилдеген. Ага мүнөздүү болгон спектрдик сызыкты тактаган, атомдук массасын аныктаган жана мезгилдик таблицадан ордун тапкан.

#### 9.6.2. Радондун физикалык жана химиялык касиеттери

Радон асыл газ, түссүз, радиоактивдүү сууда начар эрийт, органикалык эриткичтерде жакшы эрийт. Клатраттык бирикмени пайда кылат. Радондун 19 изотобу белгилүү, жасалма жол менен 16 изотобу алынган. Химиялык реакцияга жөндөмдүүлүгү ксенондон жогору, бирок радиоактивдүү болгондуктан химиялык касиети аз окуп үйрөнөлгөн. Эрүү температурасы –  $71,0^{\circ}\text{C}$ , кайноо температурасы –  $61,9^{\circ}\text{C}$ .

#### 9.7.3. Радондун колдонулушу

Радон ваннасы медицинада жүрөк кан тамыр, тери ошондой эле нерв системасынын көпчүлүк ооруларын даарылоодо колдонулат. Радон жаратылыш сууларынын курамдарында да кездешет.

## Мазмуну

Кириш сөз.....	3
1 – бөлүм. Суутек.....	4
2 – бөлүм. I A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	16
Литий.....	18
Натрий.....	29
Калий.....	44
Рубидий.....	58
Цезий.....	67
Франций.....	75
3 – бөлүм. II A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	76
Бериллий.....	77
Магний.....	86
Кальций.....	96
Стронций.....	108
Барий.....	118
Радий.....	130
4 – бөлүм. III A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	131
Бор.....	132
Алюминий.....	143
Галлий.....	152
Индий.....	159
Таллий.....	165
5 – бөлүм. IV A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	171
Көмүртек.....	172
Кремний.....	182
Германий.....	190
Калай.....	198
Коргошун.....	208

6- бөлүм. V A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	223
Азот.....	224
Фосфор.....	246
Мышьяк.....	265
Сурьма.....	273
Висмут.....	286
7- бөлүм. VI A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	296
Кычкылтек.....	298
Күкүрт.....	308
Селен.....	324
Теллур.....	331
8- бөлүм. VIIA группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	336
Фтор.....	337
Хлор.....	344
Бром.....	356
Иод.....	362
9- бөлүм. VIIIA группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	367
Гелий.....	368
Неон.....	369
Аргон.....	370
Криптон.....	371
Ксенон.....	372
Радон.....	373
Колдонулган адабияттар.....	376



963722