

24.1 (когр)

С 89

Т.А. Абдулазизов
И.Э. Эргенов
М.А. Шайимкулова
Т.А. Мамытов

СУУТЕК жана I A, II A
группаларынын
ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Органикалык эмес химия
боюнча окуу куралы

Ош 2008

24.1 (коп)

C 89

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

СУУТЕК жана I A, II A
группаларынын
ЭЛЕМЕНТТЕРИНИН ХИМИЯСЫ

Органикалык эмес химия
боюнча окуу куралы

4581

БИБЛИОТЕКА 08
Ошского государственного
университета
ИНВ № 925682

Ош 2008

УДК 546
ББК 24.1
С 89

Сын пикир жазган:
Исмаилов М.И. – химия илим. кандидаты, доцент

Суутек жана I A, II A группаларынын элементтеринин химиясы:
С 89 Органикалык эмес химия боюнча окуу куралы
Т.А. Абдулазизов, И.Э. Эргешов. М. А. Шайимкулова,
Т.А. Мамытов. – Ош: 2008. -124 б.

ISBN 978 – 9967- 03 – 432 - 7

Бул окуу куралында суутек жана I A, II A группаларынын элементтеринин физикалык, химиялык касиеттери, өнөр жайда жана лабораториялык шартта алуу ыкмалары, ачылыш тарыхы ж. б. у. с. маселелер каралган. Бул окуу куралы жогорку окуу жайларынын химия, биология адистиктери боюнча билим алып жаткан студенттерге, мектеп мугалимдерине жана жалпы химияга кызыккан окурмандарга арналат.

С 1704000000 – 08
ISBN 978 – 9967- 03 – 432 – 7

УДК 546
ББК 24.1

@ Автордук
коллектив, 2008

Кириш сөз.

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасындагы I жана II группаларынын негизги подгруппаларынан орун алган элементтер (I A, II A группасы) жана алардын негизги бирикмелери өзгөчө мааниге ээ. I A, II A группасынын элементтери (суутектен башкасы) жумшак металлдар, химиялык жактан активдүү, жаратылышта негизинен минерал түрүндө учурайт. Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдары күчтүү калыбына келтиргичтер, бирикмелери айыл чарбасында, химиялык өнөр жайларда, медицинада ж.б. өзгөчө мааниге ээ.

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.

Магнийдин органикалык лиганда менен болгон комплекстик бирикмеси фотосинтез процессин ишке ашырууда чоң мааниге ээ.

Бул окуу куралында элементин ачылыш тарыхы, жаратылышта таралышы, алынышы, физикалык, химиялык касиети жана анын бирикмелеринин алыныштарына, касиеттерине тереңирээк токтолуп окурманга жеткиликтүү тилде жазууга далалат кылынган. Окуу куралында химиялык теңдемелер тексттен бөлүнүп жазылган.

Бул окуу куралы органикалык эмес химия курсунун. I A, II A группаларынын элементтерин окуп үйрөнүүдө студенттерге, окуучуларга жана аларды окутуучу мугалимдерге аздыр көптүр өзүнүн оң таасирин тийгизип, көмөк көрсөтөт деген пикирдебиз.

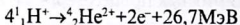
1- бөлүм.

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 составынан бөлүп алган, суу суутектин кычкылтек менен болгон химиялык бирикмеси деп айткан.

1.2. Суутектин жаратылышта таралышы, алынышы

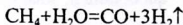
Суутек жаратылышта негизинен бирикме түрүндө тирүү организмдердин (өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын ж.б.) жаратылыш газынын, суунун, нефтинин, кээ бир минералдардын составында кездешет. Суутек жер кыртышында эркин абалда өтө сейрек болот: вулкандык газдардын курамында, органикалык заттардын калдыктарынын 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 ядросунун пайда болушу учурундагы ядролук реакцияда пайда болот. Реакция бир канча баскычта жүрөт жана ал жалпысынан төмөндөгүдөй жазылат:



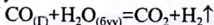
1г суутектин протону күйгөндө 1г таш көмүр күйгөндөгү энергияга салыштырганда 20млн эсе көп энергия бөлүнүп чыгат.

Суутек өнөр-жайда төмөнкү жолдор менен алынат.

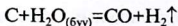
1. Катуу отундарды, жаратылыш газын суу буусунун жардамы менен конверсиялоодон.



2. Ис газын суу буусу менен каталикалык конверсиялоодон.

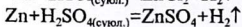
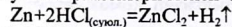


3. Жогорку температурада суу буусун көмүр менен калыбына келтирүүдөн.

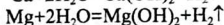
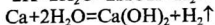
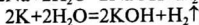
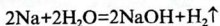


Лабораториялык шартта төмөнкү жолдор менен алынат.

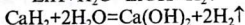
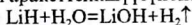
1. Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алган металлдардын туз, күкүрт кислоталарынын суюлтулган эритмелери менен аракеттенүүсүнөн.



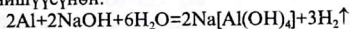
2. Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдардын суу менен аракеттенишүүсүнөн.



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

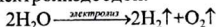


4. Амфотердик металлдардын щелочтордун суудагы эритмелери менен аракеттенишүүсүнөн.



натрий тетрагидроксо
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 $+1$ ге 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 (F_2 , Cl_2) молекуласы сыяктуу уюлсуз коваленттик байланыш аркылуу байланышат.

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

Ошондуктан суутек I жана VIII группада жайланышкан.

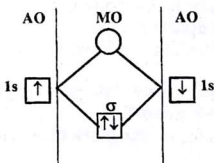
Суутек мезгилдик системадагы элементтерден айырмаланып, ядрого жакын жайгашкан $1s$ орбиталдагы жалкы электрону менен химиялык байланышка катыша алат.

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_1H жана ^5_1H 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 жылуулукту жакшы өткөрөт. Суюк абалдагы суутек түссүз, тунук келген, электр тогун өткөрбөгөн суюктук. Суюк суутектин -253°C дагы тыгыздыгы $0,0708\text{кг/л}$. Катуу абалдагы суутектин кристаллдык торчосу гексагоналдык түзүлүшкө ээ.

Суутек кадимки шартта 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 карап көрсөтүүгө болот.



1-сүрөт. Суутектин молекуласы
МОМ боюнча

Суутектин молекуласынын диссоциация энергиясы жогору. 2500°C да молекуланын (H_2) атомдорго (H) ажырашы бир аз байкалат. 5000°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.

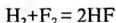
Орто-формасы $o\text{-H}_2$, мында эки протон өз огунун айланасында бирдей багытта айланат ($\uparrow\uparrow$).

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.

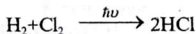
Химиялык реакцияга суутектин молекуласына караганда атомардык суутек жөндөмдүүрөөк. Атомардык суутек бөлмө температурасында кычкылтек, көпчүлүк металл жана металл эместер менен аракеттенишет. Күчтүү кычкылдандыргычтар катарына кирген калийдин перманганатын (KMnO_4) калыбына келтирет.

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

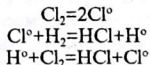
Кадимки шартта суутектин молекуласы туруктуу болгонуна байланыштуу, салыштырмалуу анча деле активдүү эмес, ошондуктан -250°C дан бөлмө температурасына чейин фтор менен гана аракеттенишет.



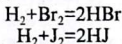
Металлдар жана металл эместер менен температуранын таасиринде гана аракеттенишет. Хлор менен жарыктын таасиринде аракеттенишет:



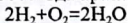
Бул реакция механизми боюнча чынжырлуу реакцияга кирет. Жарыктын таасиринде хлордун молекуласы ажыроого дуушар болот:



Иод, бром менен 350°C - 500°C да катализатордун (Pt) катышуусунда аракеттенишет.



Суутек кычкылтек менен 500°C да аракеттенишет.

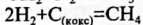
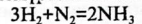


Бул реакция да механизми боюнча чынжырлуу реакцияга кирет.

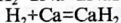
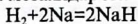
Күкүрт менен 150°C - 200°C да аракеттенишет.



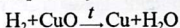
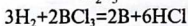
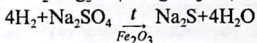
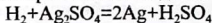
Жогорку температурада жана катализаторлордун катышуусунда суутек азот, көмүртек менен аракеттенишет.



Жогорку температурада металлдар менен аракеттенишет.

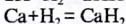
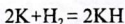


Суутек калыбына келтиргич касиетке да ээ.

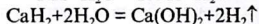
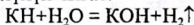


Металлдар жана металл эместер менен суутек бирикмени пайда кылат. Суутектин бинардык бирикмелери жалпысынан 3 топко бөлүнүшөт: туз сымал (иондук), металл сымал жана учма.

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



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



Туз сымал гидриддер (LiНден 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 составы стехиометриялуу эмес, көпчүлүк учурда жалпысынан ЭН_2 жана ЭН формуласына жооп беришет. Кээ бир учурларда ЭН_3 түрүндөгү гидриддер да кездешишет.

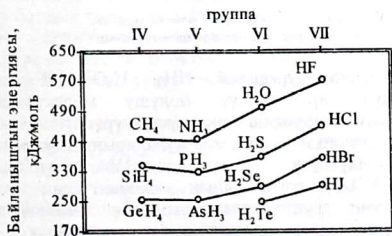
d- жана f-элементтеринин гидриддериндеги байланыштын мүнөзү боюнча эки теория бар. Бул теориялардын биринде суутек гидриддин кристаллдык торчосунда H^+ түрүндө болуп өзүнүн электронун металлдын өткөрүү зонасына берет. Экинчи теорияда суутек металлдын өткөрүү зонасынан бир электронду кошуп алып, гидриддин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

	ScH_2	YH_2	LaH_2	TiH_2	ZrH_2
ΔH°_{298} , кДж/моль	-69	-186	-208	-144	-169

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



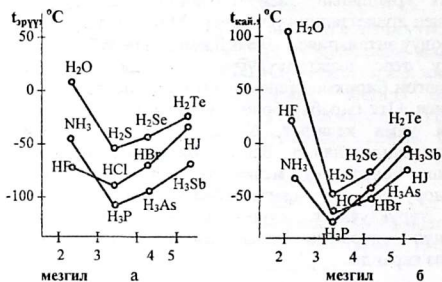
2-сүрөт. Учма суутектик бирикмелердин байланышынын энергиясы

2-сүрөттө көрсөтүлүп тургандай группаларда жогорудан төмөн карай экинчи элементтин атомунун радиусу чоңоюп, салыштырмалуу терс электрдүүлүгүнүн мааниси төмөндөйт. Бул

эки фактор Н-Э ортосундагы байланыштын начарлашына өз таасирин тийгизет.

Мезгилдерде солдон оңго 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_4) жана күкүрттүү суутекти (H_2S) салыштырганда метандан күкүрттүү суутек туруксузураак келет.

Учма гидриддердин кайноо жана эрүү температуралары 3-сүрөттө көрсөтүлгөн.



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

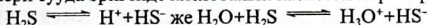
3-сүрөттө көрүнүп тургандай NH_3 , H_2O , HF кайноо температураларынын ар түрдүү болушу молекулалардын ортосундагы суутектик байланыш менен түшүндүрүлөт.

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.

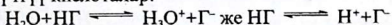


VIIA группасынын элементтеринин суутек менен болгон бирикмелери сууда эригенде кислоталык касиетти көрсөтүшөт.



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 (HF башкасы) күчтүү кислоталар.



HCl – HBr – 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° , 300°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 составында 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 составында 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°C дан 4°C га чейин жогорулатканда тыгыздыгы жогорулайт. Бирок суунун тыгыздыгы 4°C да максималдык абалга жетет, температураны андан ары жогорулатканда тыгыздыгы төмөндөйт.

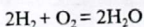
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы VI-группанын негизги подгруппасынан орун алган элементтердин суутек менен болгон бирикмелеринин кайноо, эрүү температуралары төмөнкүдөй

	H ₂ Te	H ₂ Se	H ₂ S	H ₂ O
Молекулалык массасы	129	80	34	18
Кайноо температурасы, °C	-4	-42	-61	100
Эрүү температурасы, °C	-51	-64	-82	0

H₂Te → H₂S 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.

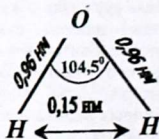
Суунун жылуулук сыйымдуулугу чоң. Анын мааниси бир деп кабыл алынган. Спирттин жылуулук сыйымдуулугу 0,3; кумдун жылуулук сыйымдуулугу 0,2; темирдин жылуулук сыйымдуулугу 0,1 барабар.

Суу өтө туруктуу бирикме, температуранын натыйжасында кайнап бууга айланат, буу конденсацияланып кайра сууну пайда кылат. Бирок буу 1000°Cда ажырабаганы байкалган. Төмөнкү температурада тонуп 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.



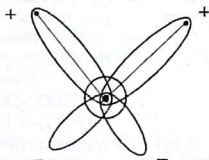
Суунун молекуласынын ассоциацияланышы молекулалардын өз ара бири-бири менен суутектик байланыш аркылуу байланышынан ишке ашат. Суунун молекуласы үч бурчтук түзүлүшкө ээ. Үч бурчтуктун чокусунда кычкылтектин атому орун алган. Кычкылтектин атому менен суутектин атомдорунун аралыктары (O-H) 0,1нм жакын, ал эми суутектин атомдорунун аралыгы 0,15 нм.

Кычкылтектин атому sp³-гибридешүү абалында болгондуктан тетраэдрдик түзүлүшкө жакын, бурч 104,5° түзөт.



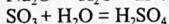
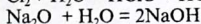
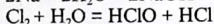
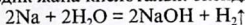
Кычкылтектин атомунун салыштырмалуу терс электрдүүлүк мааниси чоңураак болгондуктан суутектин атомдорунун электрондук булуттарынын тыгыздыгы кычкылтектин атомунун

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.



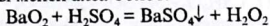
Суу туздар менен кристаллогидраттарды пайда кылат. Кадимки шартта кээ бир газдар менен суу кошулуп гидраттарды пайда кылат. Мисалы: $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_6 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_3\text{H}_8 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$;

Жогоруда аталган гидраттар 0°C дан 24°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

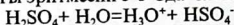
H_2O_2 – суудан башка кычкылтектин суутек менен болгон дагы бир бирикмеси болуп суутектин перкычкылы саналат. Суутектин перкычкылы абадагы кычкылтектин катышуусунда жаратылышта көптөгөн заттардын кычкылданышынан аралык зат катары пайда болот. Лабораториялык шартта суутектин перкычкылын төмөнкү реакциянын жардамы менен алса болот.



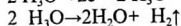
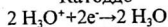
Реакцияда көрүнүп тургандай барийдин перкычкылына суюлтулган күкүрт кислотасын таасир эткенде барийдин сульфаты

чөкмөгө түшөт. Натыйжада эритмеде суутектин перкычкылы пайда болот. Бул реакцияны 1818-жылы Тенар ачкан.

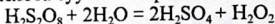
Өнөр жайда суутектин перкычкылы 40-68%түү күкүрт кислотасынын суудагы эритмесин 5-8°Cда электролиздегенде.



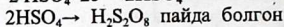
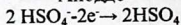
Катоддо



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

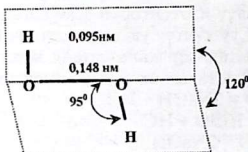


Аноддо



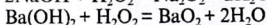
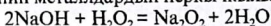
Суутектин перкычкылы сироп сыяктанган суюктук, тыгыздыгы $1,44 \text{ г/см}^3$, эрүү температурасы $0,44^\circ\text{C}$, кайноо температурасы $150,2^\circ\text{C}$.

Суутектин перкычкылынын структурасы сызыктуу эмес

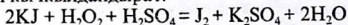


Кычкылтектин (O-O) атомдорунун ортосундагы байланыштын энергиясы (O→O) суудагы (O→H) энергиясына салыштырганда төмөн.

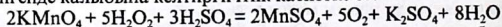
Суутектин перкычкылында молекулалар бири-бири менен суутектик байланыш аркылуу байланышат. Суутектин перкычкылынын суудагы эритмеси начар кислоталык касиетке ээ. $\text{H}_2\text{O} \dots \text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{OH}_3^+ + \text{HO}_2^-$. Ошондуктан негиздер менен аракеттенип металлдардын перкычкылын пайда кылат.



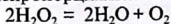
Суутектин перкычкылы күчтүү кычкылдандыргычтык касиетке ээ. Йодиддерди эркин иодго чейин, нитриддерди нитратка чейин ж.б. оной кычкылдандырат.



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°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.

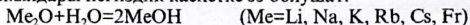
Гелийди синтездөөдө суутектин изотоптору тритий жана дейтерий чоң мааниге ээ. Суутектин бирикмелери да кеңири колдонулат жана ар бири өзгөчө мааниге ээ. Мисалы, d-металлдарынын гидриддери бул металлдын күкүмүн алууга колдонулса, ал эми металл эместердин гидриддери, мисалы NH_3 минералдык жер семирткичтерди алууда колдонулат. Суутектин жаратылыштагы негизги бирикмеси суу- жашоонун булагы.

2 – бөлүм. IA группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө

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 торчодогу 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 гидриддердин, кычкылдардын, фториддердин пайда болуу жылуулуктары төмөндөйт. Ал эми пайда болуу жылуулугу ионизация энергиясы менен байланышкан жана бир канча факторлордон көз каранды.

Щелочтуу металлдардын гидриддеринин пайда болуу жылуулугу литийден цезийге карай жогорулайт. 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 $+21^\circ\text{C}$ 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 кездешпешпейт.

БИБЛИОТЕКА
Ошского государственного
университета

ИНВ № 925682

ЛИТИЙ (Lithium)

2.1.1. 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 составындагы 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 составында щелочтуу металл бар деген ойдо болгон, бирок ошол убакта щелочтуу металлдардан натрий жана калий гана белгилүү болгон эле. Минералдын составындагы 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. Составында литий бар минерал ташка окшош болгондуктан, Берцелиус жаңы ачылган элементтин атын «литий» деп атоону 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 боеоорун аныктаган. Арфведсон бир канча минералдардын составында литий бар экендигин аныктаган. 1825-жылы Йенс Якоб Берцелиус литий Германиядагы минералдык суулардын составында 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.

2.1.2. Литийдин жаратылышта таралышы, алынышы

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

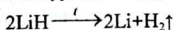
амблигонит – $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$;

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

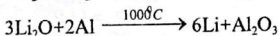
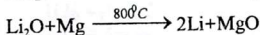
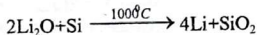
лепидолит – $K_3Li_3Al_3[Al(Si_3O_{10})_2(OH, F)_4]$ ж.б.

Литий төмөнкү жолдор менен алынат.

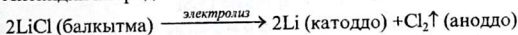
1. Литийдин гидридин LiH $850^\circ C$ да же вакуумда $450^\circ C$ да ысытканда литийге жана суутекке ажырайт.



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



3. Литийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөөдө.



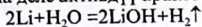
2.1.3. Литийдин физикалык жана химиялык касиеттери

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

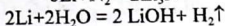
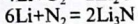
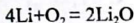
Литий экинчи мезгилдин биринчи элементи, сырткы электрондук катмарында бир электрон бар. Ал электрон $2s^1$ орбиталында жайгашкан. Химиялык бирикмелерде литийдин кычкылдануу даражасынын мааниси $+1$ ге барабар. Башка щелочтуу металлдарга салыштырганда химиялык жактан активсиз келет. Мунун себеби валенттик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

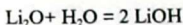
Литийдин негизги өзгөчөлүгүнүн бири комплекстик бирикмени пайда кылууга болгон жөндөмдүүлүгү, себеби анын стандарттык электроддук потенциалынын терс мааниси ($-3,02V$) башка щелочтуу металлдарга салыштырмалуу төмөн.

Литий суу менен анча деле активдүү аракеттенбейт.



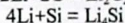
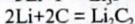
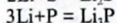
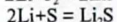
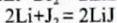
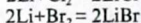
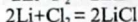
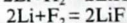
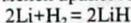
Литий абада тез эле өзүнүн металлдык жалтырактыгын жоготот, себеби, абадагы азот, кычкылтек жана суунун буусу менен аракеттенишет:



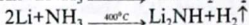
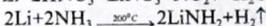
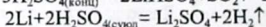
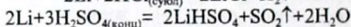
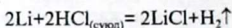


Пайда болгон заттар (Li_2O , Li_3N , LiOH) жабылган кабыкчанын составында болот.

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

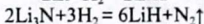
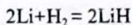


Литий минералдык кислоталар менен аракеттенет да тиешелүү туздарды пайда кылат.

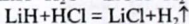
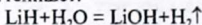


Литийдин көптөгөн органикалык жана органикалык эмес бирикмелери белгилүү. Бул бирикмелерде литийдин кычкылдануу даражасынын мааниси дайыма +1ге барабар.

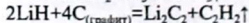
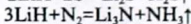
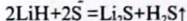
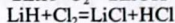
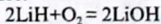
Литийдин гидриди – LiH . Газ абалындагы литийдин гидриди суутекти литий же литийдин нитриди аркылуу $700^\circ\text{--}800^\circ\text{C}$ да өткөргөндө алынат.



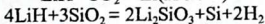
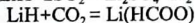
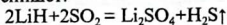
Литийдин гидриди ак түстөгү жеңил, эрүү температурасы 680°C , тыгыздыгы $0,82\text{г/см}^3$ болгон зат. Бөлмө температурасында суу жана кислоталар менен аракеттенишет:



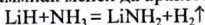
Жогорку температурада литийдин гидриди төмөнкү металл эместер менен аракеттенишет:



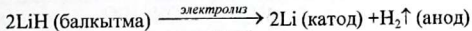
Металл эместердин кычкылдары менен да жогорку температурада аракеттенишет:



Литийдин гидриди аммиак менен да аракеттенишет:

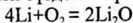


Литийдин гидридинин балкытмасын электролиздегенде катоддо литий, ал эми аноддо суутек бөлүнүп чыгат:

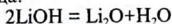


Литийдин кычкылы - Li_2O , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

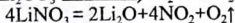
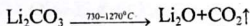
1. Литий кычкылтек менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн.



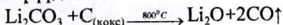
2. Литийдин гидрокычкылын 800–1000°Сда суутектин атмосферасында ысытканда.



3. Литийдин карбонатын жана нитратын термикалык ажыратуудан.

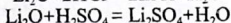
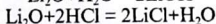
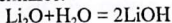


4. Литийдин карбонатын жогорку температурада көмүртек менен калыбына келтирүүдөн.

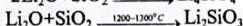
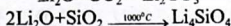
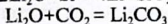
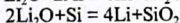
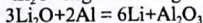
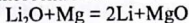


Литийдин кычкылы кубдук кристаллдык торчого ээ болгон, кыйындык менен эрүүчү, гигроскопдук ак түстөгү зат. Тыгыздыгы 2,013 г/см³, эрүү температурасы 1760°С.

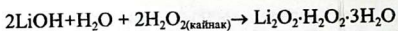
Литийдин кычкылы бөлмө температурасында суу жана кислоталар менен аракеттенишет.



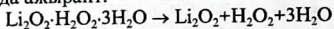
Литийдин кычкылы жогорку температурада металлдар жана металл эместер менен аракеттенишет.



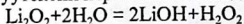
Литийдин перкычкылы - Li_2O_2 , этанолдо төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат:



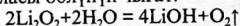
$\text{Li}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – бул кристаллогидратты вакуумда P_4O_{10} дун үстүндө сактаганда ажырайт:



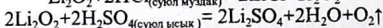
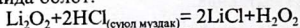
Литийдин перкычкылы ак түстөгү, ысытканда ажыроого учуроочу зат. Сууда толук гидролизденет, кислоталар менен аракеттенишет, абадагы көмүр кычкыл газын сиңирүүгө жөндөмдүү. Литийдин перкычкылы гидролизденгенде литийдин гидрокычкылы жана суутектин перкычкылы пайда болсо:



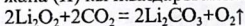
Ал эми ысык сууда литийдин гидрокычкылы жана кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат:



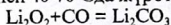
Суюлтулган минералдык кислоталар менен аракеттенишип температурага жараша суутектин перкычкылы, кычкылтек жана тиешелүү туздар пайда болот:



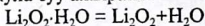
Көмүртектин (IV) жана (II) кычкылдары менен аракеттенет.



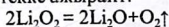
Бул реакция 200°C дан жогорку температурада жүрсө, ал эми көмүртектин кычкылы менен $40-70^\circ\text{C}$ да жүрөт.



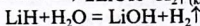
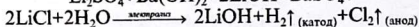
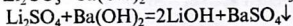
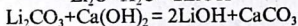
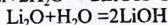
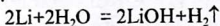
0°C дан жогорку температурада литийдин перкычкылынын составындагы бир молекула суу ажырайт.



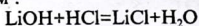
Бирок $200-400^\circ\text{C}$ да литийдин перкычкылы литийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт.

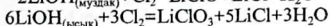
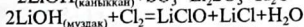
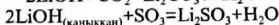
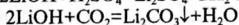
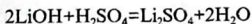


Литийдин гидрокычкылы (LiOH) төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

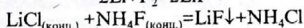
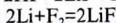
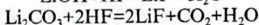
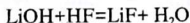


Литийдин гидрокычкылы ак түстөгү, балкыганда суутектин атмосферасында гана ажыроочу зат. Сууда жакшы эрийт, суудагы эритмеси негиздик касиетке ээ, кислоталар жана кислоталык кычкылдар, галогендер менен аракеттенишет. Эрүү температурасы 471°C , тыгыздыгы 146г/см^3 :

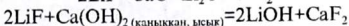
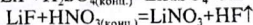
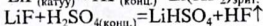
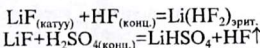




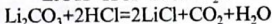
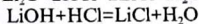
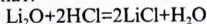
Литийдин фториди (LiF) литийдин гидроксиди менен же карбонатына плавик кислотасын таасир этип, 98°C да кургатканда, металлдык литий фтордун молекуласы менен, концентрацияланган литийдин хлоридинин суудагы эритмеси аммонийдин фторидинин концентрацияланган суудагы эритмеси менен аракеттенүүсүнөн алынат.



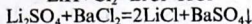
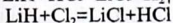
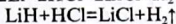
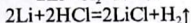
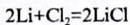
Литийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү микрокристалл, эригенде жана кайнаганда ажырабайт. Эрүү температурасы 870°C, кайноо температурасы 1681°C, тыгыздыгы 2,63 г/см³. Сууда начар эрийт, кристаллогидратты пайда кылбайт. Кислоталар, щелочтуу металлдардын гидроксиддерин жана кычкылдары менен аракеттенишет.



Литийдин хлориди - LiCl, литийдин кычкылынын, гидроксиди менен жана карбонатынын туз кислотасы менен аракеттенишүүсүнөн алынат:

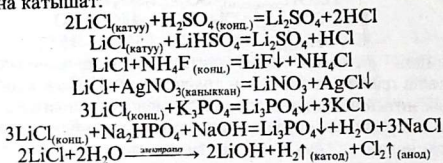


Ошондой эле металлдык литий, литийдин гидриди, хлордун молекуласы жана туз кислотасы менен аракеттенгенден, литийдин сульфатынын суудагы эритмесине барийдин хлоридинин эритмесин таасир этүүдөн алынат:

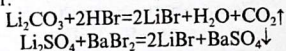


Литийдин хлориди кубдук түзүлүштөгү, ак түстөгү зат, сууда жакшы эрийт, бирок гидролизге учурабайт, эрүү температурасы

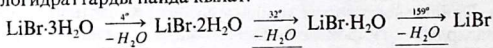
610°C, кайноо температурасы 1380°C, тыгыздыгы 2,07г/см³. Концентрацияланган кислоталардын таасиринде ажырайт, алмашуу реакциясына катышат:



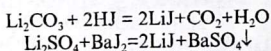
Литийдин бромиди - LiBr, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



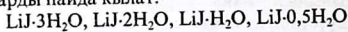
Литийдин бромиди кубдук түзүлүшкө ээ болгон, өтө гигроскоптук зат. Тыгыздыгы 3,46г/см³, эрүү температурасы 550°C, кайноо температурасы 1290°C. Литийдин бромиди төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:



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

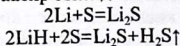


Литийдин иодиди гигроскоптук зат болгондуктан төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:

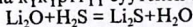


Литийдин сульфиди - Li₂S, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

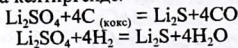
Металлдык литийге жана литийдин гидридине жогорку температурада күкүрттүү таасир эткенде.



Литийдин кычкылына күкүрттүү суутекти таасир эткенде.

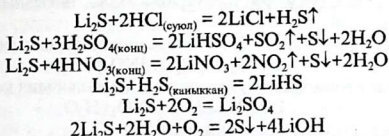


Жогорку температурада литийдин сульфатын көмүртек жана суутек менен калыбына келтиргенде.

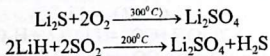


Литийдин сульфиди кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, агыш-сары түстөгү зат. Тыгыздыгы 1,70г/см³, эрүү температурасы

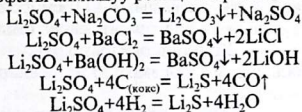
900-975°C, сууда эрийт. Кислоталар жана металл эместер менен аракеттенет.



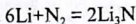
Литийдин сульфаты – Li_2SO_4 ак түстөгү, балкыганда ажырабаган гигроскоптуу зат. Төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



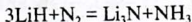
Литийдин сульфаты алмашуу реакцияларына катышат.



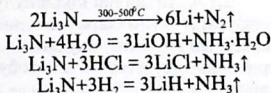
Литийдин нитриды – Li_3N , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:



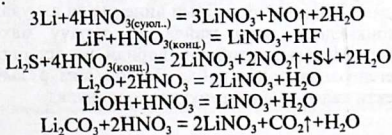
Литийдин гидриды жогорку температурада азот менен аракеттенгенде алынат:



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

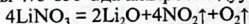


Литийдин нитраты – LiNO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

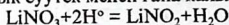


Литийдин нитраты тригоналдык кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон түссүз зат, эрүү температурасы 253°C , тыгыздыгы $2,38\text{г/см}^3$, сууда жакшы эрийт.

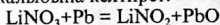
Литийдин нитраты $475-650^{\circ}\text{C}$ да ажыроого дуушар болот:



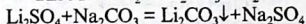
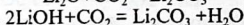
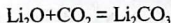
Эритмеде атомардык суутек менен гана калыбына келет:



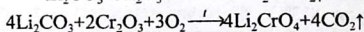
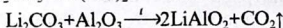
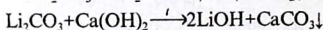
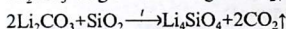
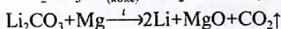
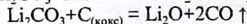
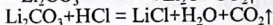
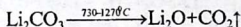
400°C да коргошун калыбына келтирет:



Литийдин карбонаты – Li_2CO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамы менен алынат:

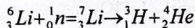


Литийдин карбонаты тыгыздыгы $2,11\text{г/см}^3$ болгон моноклиндик кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Эрүү температурасы 618°C , сууда начар эрийт. Кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Кислоталар, металлдар, металл эместер жана алардын кычкылдары менен аракеттенишет:



2.1.4. 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.

НАТРИЙ (Natrium)

2.2.1. Тарыхый маалымат. Натрийдин бирикмеси болгон кайнатма туз (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.

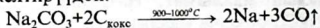
1807-жылдын 19-ноябрында Лондондогу падышалык коомдун жыйынында Хэмфри Деви өзү ачкан эки элемент: натрий жана калий тууралуу билдирүү жасаган. Ал бул металлдарды электр тогунун жардамында бөлүп алган. Деви булардын касиетин окуп үйрөнүп оңой кычкылдана тургандыгын байкаган. Бул ачылыштан бир жылдан 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.

2.2.2. Натрийдин жаратылышта таралышы, алынышы

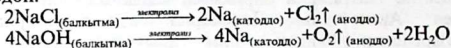
Натрий жер кыртышында таралышы боюнча алтынчы элемент. Эркин абалында кездешпейт. Негизги минералдары: галит (таш тузу) – NaCl , чили селитрасы – NaNO_3 , криолит – $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ж.б. Натрий мындан сырткары деңиз жана минералдык суулардын курамында ион түрүндө кездешет. Атмосферанын үстүңкү 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.



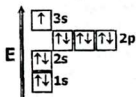
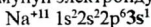
2) Натрийдин хлоридинин же гидроксидинин балкытмасын электролиздөөдөн.



2.2.3. Натрийдин физикалык жана химиялык касиеттери

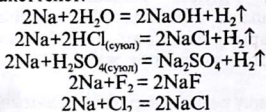
Натрий күмүш түстөгү, жумшак металл. Эрүү температурасы $97,83^\circ\text{C}$, кайноо температурасы 886°C . Натрийдин карамтыл-кызыл түстөгү буусунда натрийдин молекулалары (Na_2) үстөмдөк кылат. Жаратылыштагы натрий бир гана изотоптон (^{23}Na) турат, ал эми жасалма жол менен 13 изотобу алынган. Алардын ичинен өзгөчө мааниге ээ болгон ^{22}Na изотобунун жарым ажыроо убактысы 2,58 жыл. Бул изотоп позитрондун булагы катарында колдонулат. Ал эми ^{24}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

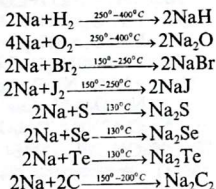


болгондуктан, анын сырткы электрондук конфигурациясын инерттүү газдын (Ne) электрондук конфигурациясына теңөө үчүн бир электрон ашыкча. Ошондуктан көпчүлүк бирикмелеринде натрийдин кычкылдануу даражасынын мааниси +1ге барабар. Натрий күчтүү калыбына келтиргич, химиялык реакцияга жөндөмдүү, суу, минералдык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

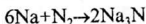
Бөлмө температурасында суу, фтор, хлор, минералдык кислоталар менен аракеттенет:



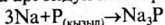
Ал эми жогорку температурада төмөндөгүлөр менен аракеттенет:



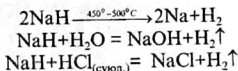
Натрий азот менен 100°C да электрдик разряддын таасиринде аракеттенет:



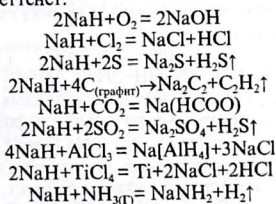
Фосфор менен 200°C да аргондун атмосферасында аракеттенет:



Натрий гидриди (NaH), ак түстө, ысытканда ажырайт, бирок ашыкча сандагы суутектин басымынын таасиринде ажырабастан эрийт, эрүү температурасы 638°C . Күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар менен аракеттенет:

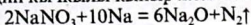


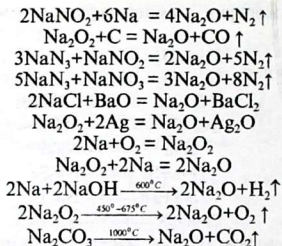
Металл эместер, туздар, кислоталык кычкылдар менен жогорку температурада аракеттенет:



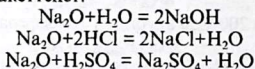
Натрийдин кычкылтек менен болгон бирикмелери. Натрий кычкылтек менен төмөнкүдөй кычкылдарды: Na_2O , Na_2O_2 , NaO_2 , NaO_3 пайда кылат.

Натрийдин кычкылы – Na_2O 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:

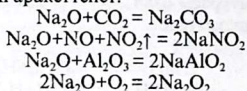




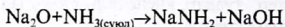
Натрийдин кычкылы комнаталык температурада суу жана кислоталар менен аракеттенет:



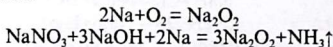
Жогорку температурада кислоталык, амфотердик кычкылдар жана кычкылтек менен аракеттенет:



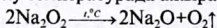
Төмөнкү температурада -50°C да суюк аммиак менен аракеттенет:



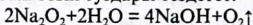
Натрийдин перкычкылы (Na_2O_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



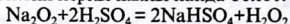
Натрийдин перкычкылы микрокристаллдык түзүлүштөгү, агыш сары түстөгү зат, жогорку температурада ажырайт:



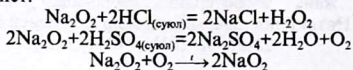
Na_2O_2 суу менен аракеттенгенде ажырайт, суудагы ажыроосун жездин, никелдин, кобальттын туздары тездетет.

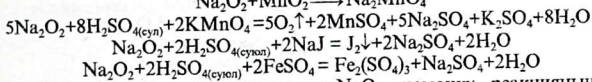
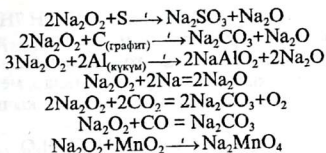


Күкүрт кислотасы менен аракеттенгенде натрийдин кычкыл сульфаты жана суутектин перкычкылы пайда болот.

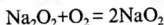


Na_2O_2 кислоталар, металлдар, металл эместер жана кычкылдар менен аракеттенет.

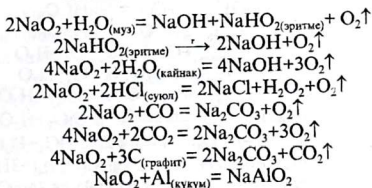
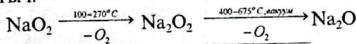




Натрийдин надперкычкылы - NaO_2 , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:

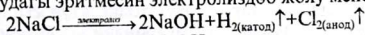


Аны ысытканда ажыроого дуушар болот, суу, кислоталар, көмүртектин моно жана ди кычкылдары менен аракеттенет, күчтүү кычкылдандыргыч.

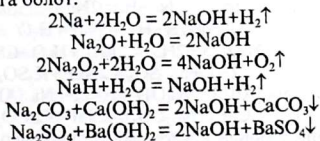


Натрийдин озонити - NaO_3 , туруксуз зат.

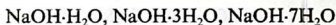
Натрийдин гидрокычкылы - NaOH , өнөр жайда натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөө жолу менен алынат:



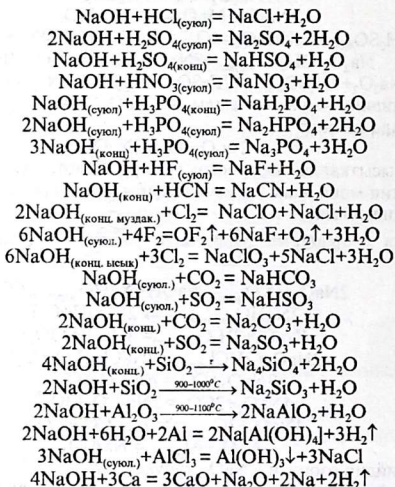
Лабораториялык шартта NaOH ты төмөнкү реакциялардын жардамында алууга болот:



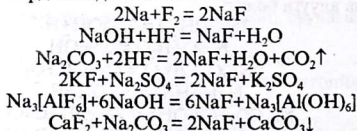
Натрийдин гидрокычкылы ак түстөгү, өтө гигроскоптуу зат. Эрүү температурасы $318,5^\circ\text{C}$, кайноо температурасы 1390°C . Сууда жана спиртке жакшы эрийт. Натрийдин гидрокычкылы төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат:



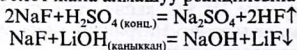
Натрийдин гидрокычкылы өтө күчтүү негиз, суудагы эритмесинде же балкытмасында толук диссоциацияга учурайт. Натрийдин гидрокычкылы көпчүлүк кислоталар, металлдар, металл эместер, кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенет:



Натрийдин фториди – NaF, кубдук же тетраэдрдик түзүлүштөгү түссүз кристаллдык зат. Эрүү температурасы 993⁰C, кайноо температурасы 1705⁰C. Натрийдин фториди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

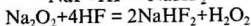
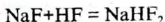


Натрийдин фториди кислоталарды, негиздерди таасир этүүдөн ажыроого дуушар болот жана алмашуу реакциясына катышат:

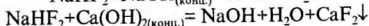
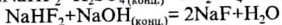
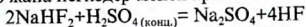




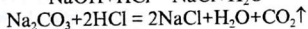
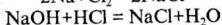
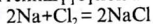
Натрийдин гидродифториди да белгилүү. Ал натрийдин фторидине же натрийдин перкычкылына плавик кислотасын таасир этүүдөн алынат:



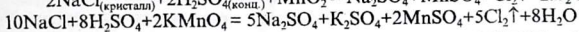
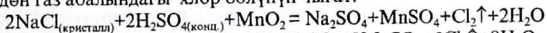
Ал кислоталар жана негиздер менен аракеттенишет:



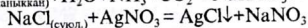
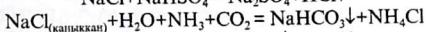
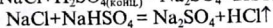
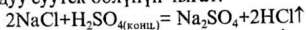
Натрийдин хлориди – NaCl , кубдук кристаллдык түзүлүштөгү түссүз зат, эрүү температурасы 801°C , кайноо температурасы 1400°C . Металлдык натрий менен хлордун түздөн-түз аракеттенүүсүнөн, натрийдин гидроксиди менен, карбонатынын түз кислотасы менен аракеттенишүүсүнөн алынат:



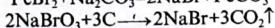
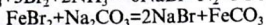
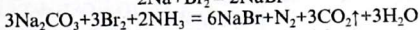
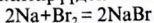
Натрийдин хлоридинин кристаллына концентрацияланган күкүрт кислотасынын катышуусунда MnO_2 же KMnO_4 түз таасир этүүдөн газ абалындагы хлор бөлүнүп чыгат:



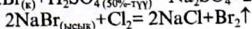
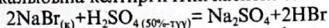
Натрийдин хлоридине күкүрт кислотасын кошкондо газ абалындагы хлордуу суутек бөлүнүп чыгат:

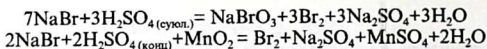


Натрийдин бромиди – NaBr , түссүз, кристаллдык түзүлүштөгү зат. Металлдык натрий бром суусу менен аракеттенгенде, натрийдин карбонатынын аммиактагы эритмеси бром менен аракеттенгенде, темирдин (II) бромиди натрий карбонаты менен аракеттенгенде, натрийдин броматын температуранын таасиринде көмүртек менен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



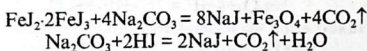
Натрийдин бромиди эрүү температурасында ажыроого дуушар болбойт, күчтүү калыбына келтиргичтик касиетке ээ:



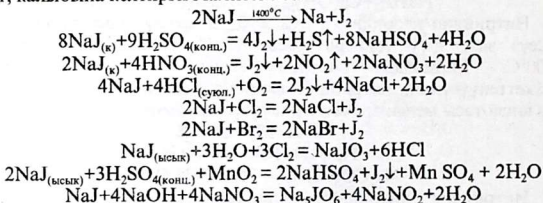


Натрийдин бромидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү: $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaBr} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Натрийдин иодида – NaI , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

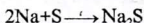


Натрийдин иодида ак түстө, эригенде ажырабайт, сууда жакшы эрийт, калыбына келтиргич касиетке ээ:

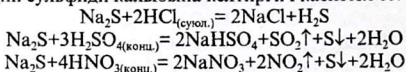


Натрийдин сульфиди – Na_2S , ак түстөгү, экзотермикалык жактан туруктуу, сууда жакшы эрип гидролизге толук ажыроочу зат. Ал төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

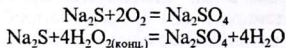
$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 \xrightarrow{550-600^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$, бул реакцияга катализатор катары Fe_2O_3 колдонулат.



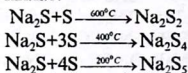
Натрийдин сульфиди калыбына келтиргич касиетке ээ:



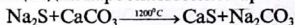
Абадагы кычкылтек менен жогорку температурада, ал эми суутектин перкычкылы менен бөлмө температурасында эле кычкылданат:



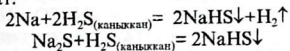
Күкүрт менен жогорку температурада аракеттенишип полисульфиддерди пайда кылат:



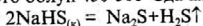
1200°C да ал кальцийдин карбонаты менен аракеттенет:



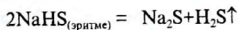
Натрийдин гидросульфиди - NaHS , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



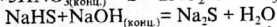
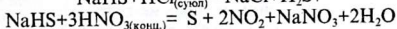
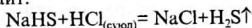
Натрийдин гидросульфиди катуу абалда ак түстө, ал эми суюк абалга өткөндө кара түстө болуп $450-500^\circ\text{C}$ да ажырайт.



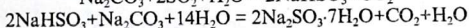
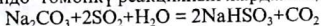
Натрийдин гидросульфидинин эритмеси кайнатканда да ажырайт.



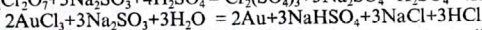
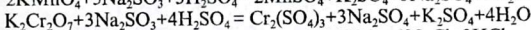
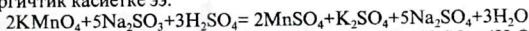
Муздак сууда жакшы эрийт, кислоталарды, гидрокычкылдарды таасир эткенде ажырайт.



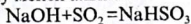
Натрийдин сульфити - Na_2SO_3 , 40°C дан төмөнкү температурада суудагы эритмелерден кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ түрүндө төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



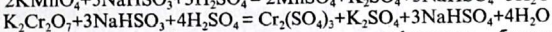
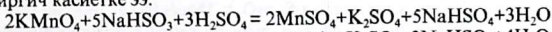
Суусуз Na_2SO_3 ак түстөгү күкүм же гексагоналдык призма түрүндөгү түзүлүшкө ээ. Сууда жакшы эрийт. Спиртте начар эрийт. Кээ бир кычкылдандыргычтарга салыштырганда калыбына келтиргичтик касиетке ээ.



Натрийдин гидросульфити - NaHSO_3 , натрийдин гидрокычкылында күкүрттүн (IV) кычкылынын каныккан эритмесин буулантуу жолу менен алынат:

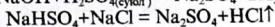
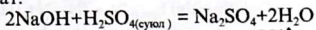


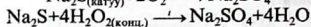
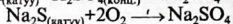
Натрийдин гидросульфити сууда жакшы эрийт, бирок спиртте начар эрийт. Натрийдин гидросульфити KMnO_4 же $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ сыяктуу күчтүү кычкылдандыргычтарга салыштырганда калыбына келтиргич касиетке ээ.



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

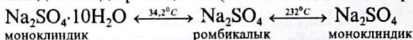
Натрийдин сульфаты - Na_2SO_4 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:





Натрийдин сульфаты – жаратылышта тенардит – Na_2SO_4 , мирабалит – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, 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:

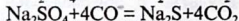
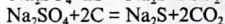
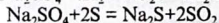
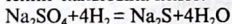


моноклиндик

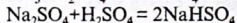
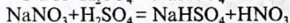
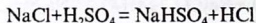
ромбикалык

моноклиндик

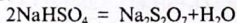
Натрийдин сульфаты жогорку температуранын таасири астында суутек, көмүртек, күкүрт, ис газы, менен аракеттенип натрийдин сульфидине чейин калыбына келет.



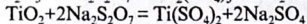
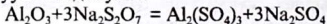
Натрийдин гидросульфаты – NaHSO_4 , төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



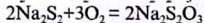
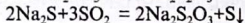
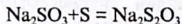
Натрийдин гидросульфатын $250\text{--}320^\circ\text{C}$ да вакуумда ысытканда пиросульфатка айланат.



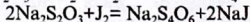
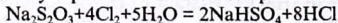
Натрийдин пиросульфаты сууда жакшы эрийт. Натрийдин пиросульфаты кислоталарда кыйындык менен эрүүчү металлдардын кычкылдарын бузууга колдонулат.



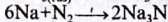
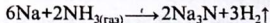
Натрийдин тиосульфаты – $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



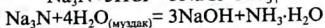
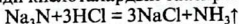
Натрийдин тиосульфаты калыбына келтиргичтик касиетке ээ:



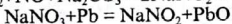
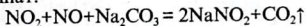
Натрийдин нитриди – Na_3N , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



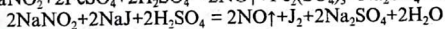
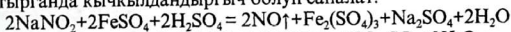
Натрийдин нитриди кислоталардын таасиринде ажырайт:



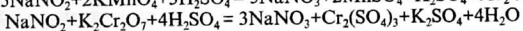
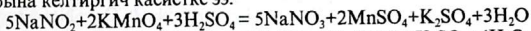
Натрийдин нитрити - NaNO_2 , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



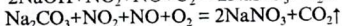
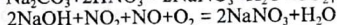
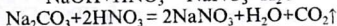
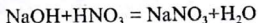
Натрийдин нитрити түссүз, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Сууда, спиртте, эфирде жакшы эрийт. Натрийдин нитрити темирдин (II) туздарына, натрийдин иодидине салыштырганда кычкылдандыргыч болуп саналат.



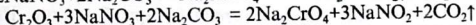
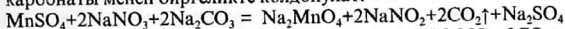
Ал эми күчтүү кычкылдандыргычтарга салыштырганда калыбына келтиргич касиетке ээ:



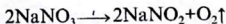
Натрийдин нитраты - NaNO_3 натрийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмесин азот кислотасы менен нейтралдаштыруу жолу менен, же болбосо азоттун кычкылдарынын аралашмаларын абанын катышуусунда натрийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмеси аркылуу өткөргөндө алынат:



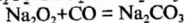
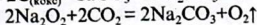
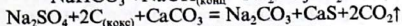
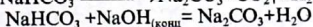
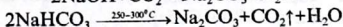
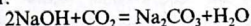
Натрийдин нитраты ак түстөгү гигроскоптук зат. Натрийдин нитраты кычкылдандыргыч катары балкытмаларда натрийдин карбонаты менен биргеликте колдонулат:



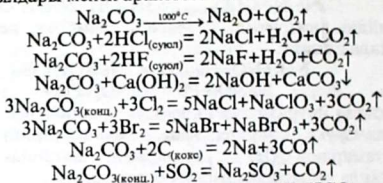
Натрийдин нитраты болжол менен 380°C да ажыроого дуушар болот:



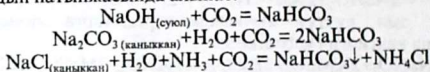
Натрийдин карбонаты - Na_2CO_3 , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



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

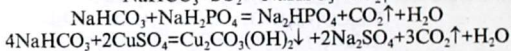
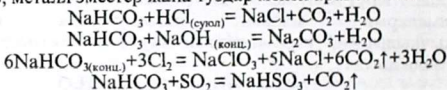


Натрийдин гидрокарбонаты – NaHCO_3 , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



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

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



2.2.4. Натрийдин колдонулушу. Металлдык 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.

КАЛИЙ (Calium)

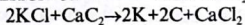
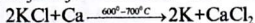
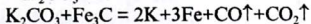
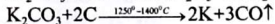
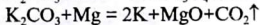
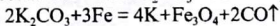
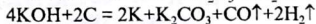
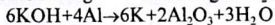
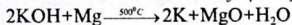
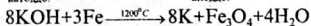
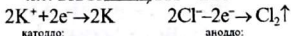
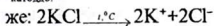
2.3.1. Тарыхый маалымат. Калийди биринчи жолу Хемфри Деви 20-ноябрь 1807-жылы Лондондо окуган лекциясында калийдин гидрокычкылынын балкытмасын электролиздегенде металлдын пайда болгондугун айткан. «Калий» деген сөз араб тилинен алынып «ал-кальюн»-өсүмдүк күлү дегенди түшүндүрөт. Калийдин гидрокычкылы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

2.3.2. Калийдин жаратылышта таралышы, алынышы

Калий химиялык жактан активдүү болгондуктан жаратылышта эркин түрүндө кездешпейт, бирок калийдин бирикмелери кеңири тараган. Калийдин негизги минералдары: сильвин – KCl , карналлит – $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, калий селитрасы (индия селитрасы) – 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.

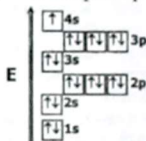
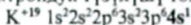
Электролиздөөдө: $2\text{KOH} \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^-$



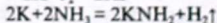
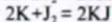
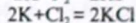
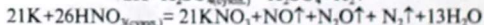
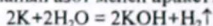
2.3.3. Калийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Калий натрийге окшош, күмүш сымал ак түстөгү жалтырак, жумшак, парамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасы $63,5^{\circ}\text{C}$, кайноо температурасы 776°C , 20°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}K , ^{41}K туруктуу изотобунан жана ^{40}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

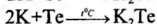
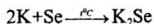


болгондуктан сырткы электрондук конфигурациясын инерттүү газдын электрондук конфигурациясына теңөө үчүн бир электрон ашыкча болот. Көпчүлүк химиялык бирикмелерде калийдин кычкылдануу даражасынын мааниси $+1$ ге барабар. Калий күчтүү калыбына келтиргич, суу, суюлтулган кислоталар, металл эместер, аммиак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



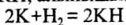
Жогорку температурада ($100-200^{\circ}\text{C}$ да) күкүрт, селен, теллур менен аракеттенет:



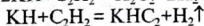
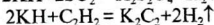
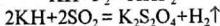
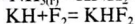
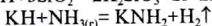
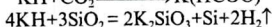
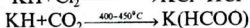
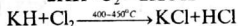
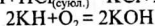
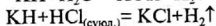
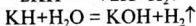
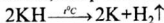


$3\text{K} + \text{P}_{(\text{кызыл})} = \text{K}_3\text{P}$ бул реакция аргондун атмосферасында ишке ашат.

Калийдин гидриди – KH , алынышы:

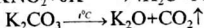
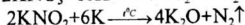
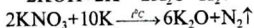
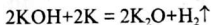


KH ак түстөгү зат, ысытканда ажырайт, бирок ашыкча сандагы суутектин басымынын таасиринде ажырабастан эрийт, эрүү температурасы $\approx 400^{\circ}\text{C}$. күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар, аммиак, кычкылтек, хлор ж.б. менен аракеттенишет:

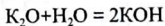


Калий кычкылтек менен төмөнкүдөй составдагы бирикмелерди пайда кылат: K_2O , K_2O_2 , KO_2 , KO_3 .

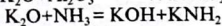
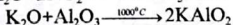
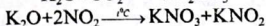
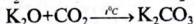
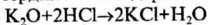
Калийдин кычкылы – K_2O , төмөнкүдөй реакциялардын жардамында алынат:



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

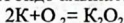


Калийдин кычкылы суюлтулган кислоталар, металл эместердин кычкылдары жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенишет:

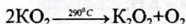


Калийдин перкычкылы – K_2O_2 , төмөнкүдөй реакциялардын жардамында алынат:

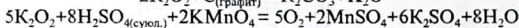
1. Калийдин аммиактагы эритмеси аркылуу 50°C да кычкылтектин агымын өткөргөндө алынат:



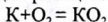
2. Калийдин надперкычкылын 290°C да вакуумда ысытканда алынат:



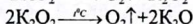
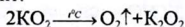
Калийдин перкычкылы (K_2O_2) сары түстөгү, кристаллы кубдук түзүлүштөгү, эрүү температурасы 490°C болгон зат. Суу, кислоталар, металлдар жана металл эместер менен аракеттенишет. Кычкылдандыргычтык жана калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ.



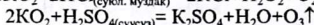
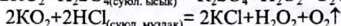
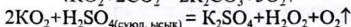
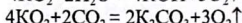
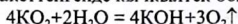
Калийдин надперкычкылы - KO_2 , сары түстөгү, эрүү температурасы 440°C болгон гигроскоптук зат. KO_2 металлдык калийди ашыкча сандагы кычкылтек менен алюминий же күмүш тигелде күйгүзүүдөн төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:



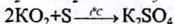
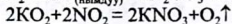
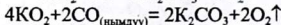
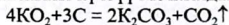
Калийдин надперкычкылын вакуумда ысытууда калийдин кычкылына чейин ажырайт:

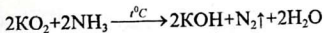


Калийдин надперкычкылы суу, суюлтулган кислоталар, көмүр кычкыл газы менен аракеттенгенде кычкылтек бөлүнүп чыгат:

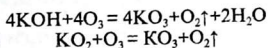


Калийдин надперкычкылы күчтүү кычкылдандыргыч:

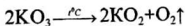




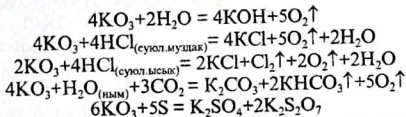
Калийдин озонити – KO_3 , төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:



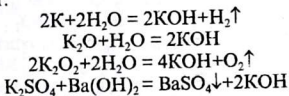
Калийдин озонити муздак температурада туруктуу, бир аз ысытканда калийдин надперкычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт.



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



Калийдин гидрокычкылы – KOH , төмөнкүдөй реакциянын жардамында алынат:

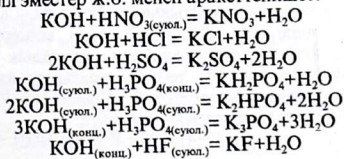


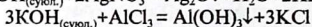
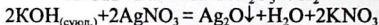
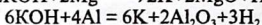
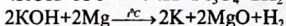
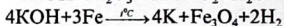
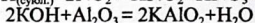
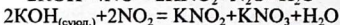
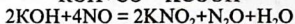
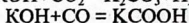
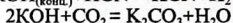
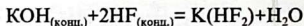
Жогорудагы реакциялар бөлмө температурасында жүрөт. Ал эми калийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздегенде катоддук мейкиндикте калийдин гидрокычкылы пайда болот.



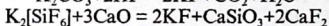
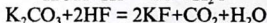
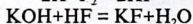
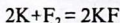
Калийдин гидрокычкылы ак түстөгү, ромбикалык түзүлүштөгү гигроскоптук кристаллдык зат, эрүү температурасы 300°C , кайноо температурасы 1324°C , сууда, спиртте жана эфирде жакшы эрийт. Калийдин гидрокычкылынын суудагы эритмеси күчтүү негиздик касиетке ээ.

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:



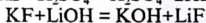
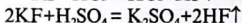
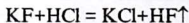


Калийдин фториди-KF, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



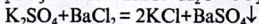
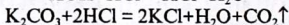
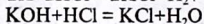
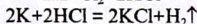
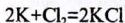
Калийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл, эрүү температурасы 880°C , кайноо температурасы 1500°C .

Калийдин фториди сууда эрийт, кислоталар, негиздер менен аракеттенет:

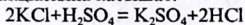


Калийдин фторидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү: $\text{KF} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{KF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

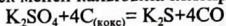
Калийдин хлориди - KCl, төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



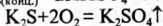
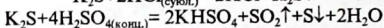
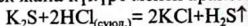
Калийдин хлориди жаратылышта сильвин - KCl, сильвинит - KCl·NaCl, карналлит - KCl·MgCl₂·6H₂O минералдары түрүндө кездешет. Калийдин хлориди түссүз кристаллдык түзүлүштөгү зат. Балкып эрүү жана кайноо температурасында ажырабайт. Сууда жакшы эрийт, гидролизге учурабайт. Кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Алмашуу реакциясына катышат:



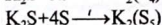
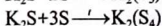
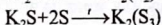
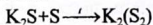
же 900°C да көмүртек менен калыбына келтирүүдөн алынат:



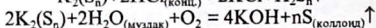
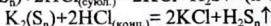
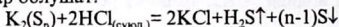
Калийдин сульфиди термикалык жактан абдан туруктуу келген, сууда жакшы эрүүчү, ак түстөгү зат. Реакцияга жөндөмдүү, кислоталар, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенишет.



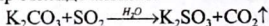
Калийдин сульфиди күкүрт менен аракеттенишип полисульфиддерди пайда кылат:



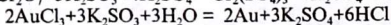
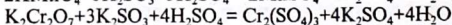
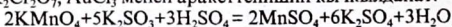
Калийдин полисульфиддеринин $\text{K}_2(\text{S}_n)$ баары термикалык жактан туруктуу келген катуу абалындагы заттар. Сууда жакшы эришет. Абада кычкылданат, кислоталарды таасир эткенде ажыроого дуушар болушат:



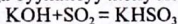
Калийдин сульфити- K_2SO_3 , калийдин карбонатына күкүрттүн (IV) кычкылын таасир эткенде алынат:



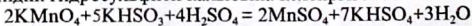
Калийдин сульфити моноклиндик түзүлүштөгү ак түстөгү кристалл, ысытканда ажыроого дуушар болот, сууда жакшы эрийт, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, AuCl_3 менен аракеттенишип кычкылданат.



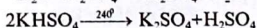
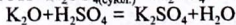
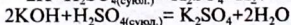
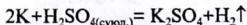
Калийдин гидросульфити- KHSO_3 , калийдин гидрокычкылын күкүрттүн (IV) кычкылы менен каныккан эритмесин, SO_2 нин же суутектин атмосферасында буулантуу жолу менен алынат:

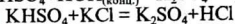
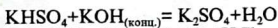


Калийдин гидросульфити калыбына келтиргич касиетке ээ:

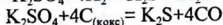
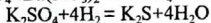
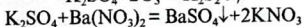
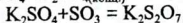
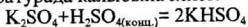


Калийдин сульфаты- K_2SO_4 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

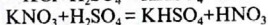
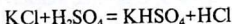




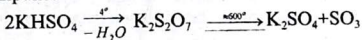
Калийдин сульфаты термикалык жактан туруктуу келген ак түстөгү зат, сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. Орун алмашуу реакциясына катышат. Суутек же көмүртек менен жогорку температурада калыбына келет:



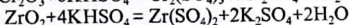
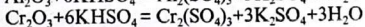
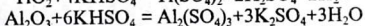
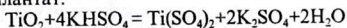
Калийдин гидросульфаты- KHSO_4 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



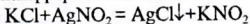
Калийдин гидросульфаты сууда жакшы эрий турган, түссүз моноклиндик жана ромбикалык түзүлүштөгү кристалл. 210°C да балкып эрийт, температураны андан ары жогорулатканда пиросульфатка, андан ары $\approx 610^\circ\text{C}$ да сульфатка жана күкүрттүн (VI) кычкылына ажырайт:



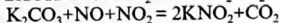
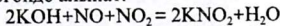
Калийдин гидросульфаты сууда кыйындык менен эрий турган кычкылдарды: TiO_2 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZrO_2 ж.б. сууда оңой эрүүчү сульфаттарга айлантат:



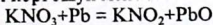
Калийдин нитрити- KNO_2 , калийдин хлориди менен күмүштүн нитритинин аракеттенишүүсүнөн алынат:



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

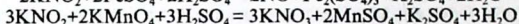
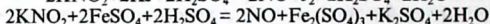
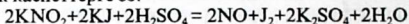


Калийдин нитратын коргошун менен кошо ысытканда алынат:

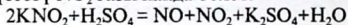


Калийдин нитрити саргыч келген призмалык түзүлүштөгү кристалл, сууда эрийт, ал эми спиртте кыйындык менен эрийт.

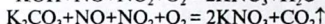
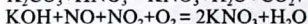
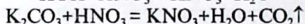
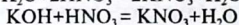
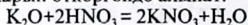
Калийдин нитрити кычкылдандыргыч жана калыбына келтиргичтик касиеттерге ээ:



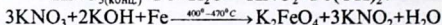
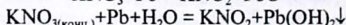
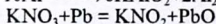
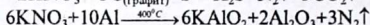
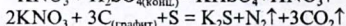
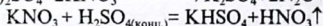
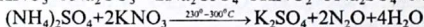
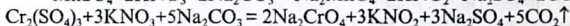
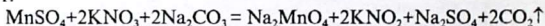
Калийдин нитритине суюлтулган күкүрт кислотасын таасир эткенде күрөң түстөгү NO_2 газы пайда болот:



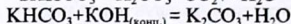
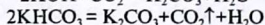
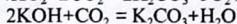
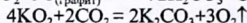
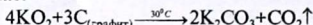
Калийдин нитраты - KNO_3 , калийдин кычкылынын, гидрокычкылынын жана карбонатынын азот кислотасы менен аракеттенүүсүнөн жана калийдин гидрокычкылынын, карбонатынын суудагы эритмеси аркылуу азоттун кычкылдарын (NO , NO_2) аралашмаларын өткөргөндө алынат:



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

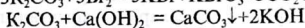
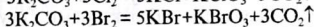
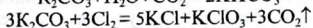
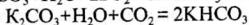
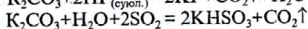
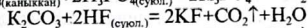
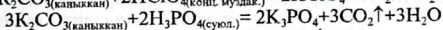
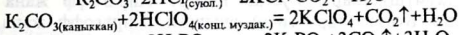
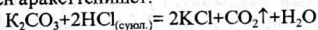


Калийдин карбонаты- K_2CO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



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:

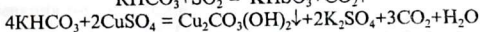
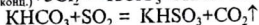
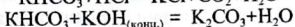
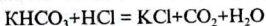


Калийдин гидрокарбонаты - KHCO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



$\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{KHCO}_3$ 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:



2.3.4. Калийдин колдонулушу

Металлдык калий натрийге салыштырганда аз колдонулат. Аны фотоэлектрдик элементтерди жасоодо пайдаланылат. Калийдин бирикмелери айыл-чарбасында, химиялык өнөр-жайларда эң кенири 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.

РУБИДИЙ (Rubidium)

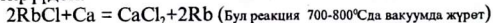
2.4.1. Тарыхый маалымат. Рубидий биринчи жолу 1861-жылы немец окумуштуулары Густав Роберт Кирхгофф жана Роберт Вильгельм Бунзен тарабынан ачылган. Кирхгофф жана Бунзен Розенден (Саксония) жөнөтүлгөн лепидолит минералынын үлгүлөрүнүн спектралдык анализинде карамтыл-кызыл түстөгү өзгөчө сызыктын бар экендигин 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 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 келөмдүү жумуштан кийин Бунзен рубидийдин тартратын калыбына келтирүү жолу менен биринчи жолу металлдык рубидийди алган.

2.4.2. Рубидийдин жаратылышта таралышы, алынышы

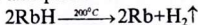
Рубидий тектердин жана минералдардын курамында кездешет, бирок концентрациясы өтө аз санда болот. Лепидолит минералынын составында гана Rb_2O 0,2%ти, кээде 1-3%ти түзөт. Рубидий аз санда деңиз сууларында болот. Деңиз балырларынын, чайдын, кофенин жана кант кызылчасынын составында рубидий табылган. Тамекинин жалбырагынын күлүнүн курамында 0,004% рубидий бар.

Рубидий төмөнкү жолдор менен алынат.

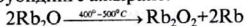
1. Рубидий хлоридин металлдык кальций менен калыбына келтирүүдөн:



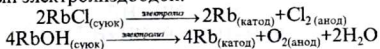
2. Рубидийдин гидриди - RbH 200°C дан жогорку температурада рубидийге жана суутекке ажырайт:



3. Рубидийдин кычкылы 400° - 500° Сда рубидийдин перкычкылына жана рубидийге ажырайт.



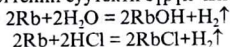
4. Рубидийдин гидроккылынын жана хлоридинин балкытмаларын электролиздөөдөн.



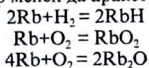
2.4.3. Рубидийдин физикалык жана химиялык касиеттери

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

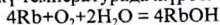
Рубидий химиялык жактан активдүү металл болгондуктан абада кычкылдануудан сактоо үчүн вакуумда же парафиндин, вазелиндин астында сакталат. Рубидий суу, суюлтулган туз кислотасы менен аракеттенип суутекти сүрүп чыгарат:



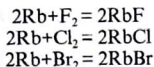
Рубидий металл эместер менен да аракеттенишет:



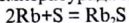
бул реакция төмөнкү температурада жүрөт:



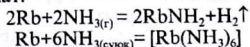
Рубидий галогендер менен бөлмө температурасында гана аракеттенишет:



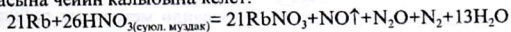
Күкүрт менен жогорку температурада аракеттенет:



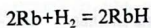
Рубидий аммиак менен 40 - 60° Сда аракеттенгенде аммиактын составынан суутекти сүрүп чыгарат, ал эми -40° Сда комплекстик бирикмени пайда кылат:



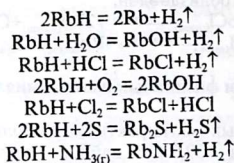
Азот кислотасынын суюлтулган эритмеси менен рубидий төмөнкү температурада аракеттенгенде азот $+2$, $+1$, 0 кычкылдануу даражасына чейин калыбына келет:



Рубидийдин гидриди - RbH , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

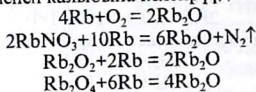


Рубидийдин гидриди ак түстөгү зат. Күчтүү калыбына келтиргич, суу, кислоталар, аммиак, хлор, кычкылтек менен аракеттенишет. 200°Cдан жогорку температурада рубидийге жана суутекке ажырайт:

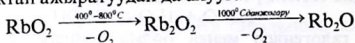


Рубидий кычкылтек менен төмөндөгүдөй бирикмелерди пайда кылат: Rb_2O , Rb_2O_2 , RbO_2 , RbO_3 .

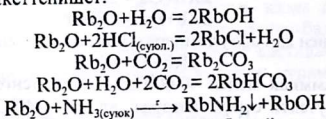
Рубидийдин кычкылы (Rb_2O) металлдык рубидий ашыкча сандагы кычкылтек менен кычкылданышынан ошондой эле нитратын, перкычкылын, надперкычкылын күмүш тигелде металлдык рубидий менен калыбына келтирүүдөн алынат:



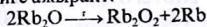
Рубидийдин кычкылын рубидийдин надперкычкылын термикалык жактан ажыратуудан да алууга болот:



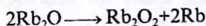
Рубидийдин кычкылы агыш-сары түстөгү зат, эрүү температурасы 505°C, негиздик касиетке ээ. Суу жана кислоталар, аммиак менен аракеттенишет:



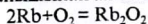
400°-550°Сда рубидийдин кычкылы рубидийдин перкычкылына жана металлдык рубидийге ажырайт:



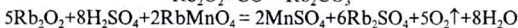
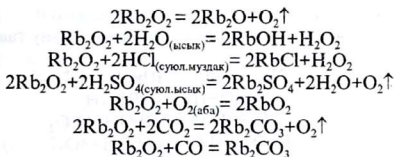
Рубидийдин перкычкылы- Rb_2O_2 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



-50°Сда суюк аммиактын чөйрөсүндө металлдык рубидийдин кычкылтек менен кычкылданышынан алынат:

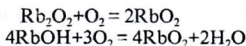


Рубидийдин перкычкылы термикалык жактан туруктуу, эрүү температурасында ажырабайт. Суу жана кислоталардын таасиринде ажырайт. Кычкылдандыргыч-калыбына келтиргич касиетке ээ. Рубидийдин перкычкылы 1010⁰Сдан жогорку температурада рубидийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:

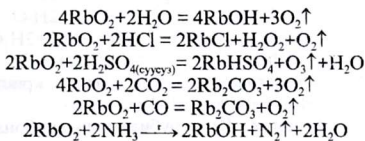


Рубидийдин надперкычкылы - RbO_2 же Rb_2O_4 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

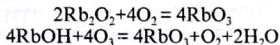
Рубидийдин перкычкылын кычкылдандыруудан, гидро-кычкылынын балкытмасы аркылуу кычкылтектин агымын өткөрүүдөн алынат:



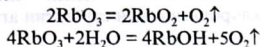
Рубидийдин надперкычкылы иондук түзүлөшкө ээ - Rb^+ жана 2O^- , суу, кислоталар, көмүртектин моно жана дикычкылдары, аммиак менен аракеттенишет. Өтө күчтүү кычкылдандыргыч болуп саналат:

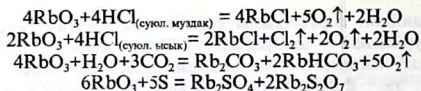


Рубидийдин озониди - RbO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



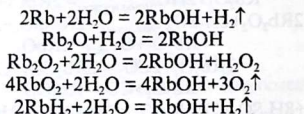
Рубидийдин озониди иондук түзүлүшкө (Rb^+ жана O_3^-) ээ. Калийдин озонидине караганда туруктуу, күчтүү кычкылдандыргыч. Рубидийдин озониди суу, кислоталар, көмүрөктин дикычкылы, күкүрт, аммиак менен аракеттенет. 60⁰-90⁰Сда рубидийдин озониди рубидийдин перкычкылына жана кычкылтеке ажырайт:



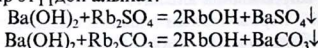


Рубидийдин гидрокычкылы – RbOH , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

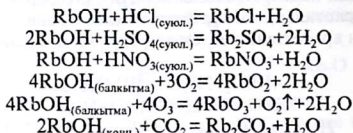
Металлдык рубидийге же рубидийдин кычкылына, перкычкылына, надперкычкылына, гидридине сууну таасир этүүдөн алынат:



Барийдин гидрокычкылына рубидийдин сульфатын, карбонатын таасир этүүдөн алынат:

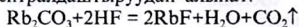


Рубидийдин гидрокычкылы ак түстөгү аморфтук катуу, сууда жакшы эрүүчү зат. Суудагы эритмеси күчтүү негиздик чөйрөгө ээ. Кислоталар, кислоталык кычкылдар, кычкылтек, озон менен аракеттенишет:



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

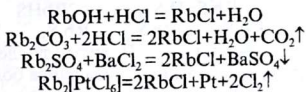
Рубидийдин фториди – RbF , рубидийдин карбонатын плавик кислотасы менен нейтралдаштыруудан алынат:



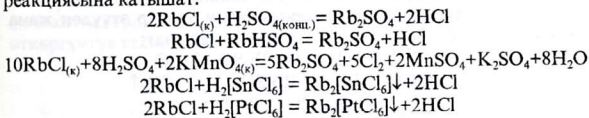
Рубидийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристаллдык зат. Ал өтө гигроскоптуу зат болгондуктан төмөнкүдөй кристаллогидраттарды пайда кылат: $2\text{RbF} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{RbF} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Рубидийдин фториди плавик кислотасы менен төмөнкүдөй бирикмелерди пайда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

Рубидийдин хлориди – RbCl , рубидийдин гидрокычкылын, карбонатын, туз кислотасы менен нейтралдаштыруудан, рубидийдин гексохлорплатинатын суутектин агымында ысытуудан

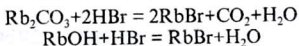
жана рубидийдин сульфатына барийдин хлоридин таасир этүүдөн алынат:



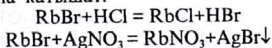
Рубидийдин хлориди түссүз, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, сууда жана концентрацияланган туз кислотасында жакшы эрүүчү зат. Начар калыбына келтиргич касиетке ээ. Орун алмашуу реакциясына катышат:



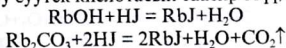
Рубидийдин бромиди - RbBr , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



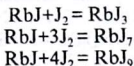
Рубидийдин бромиди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристаллдык зат. Рубидийдин бромиди сууда жакшы эрийт, алмашуу реакциясына катышат:



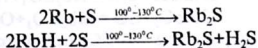
Рубидийдин иодиди - RbI , рубидийдин гидроксиди, карбонатына иоддуу суутек кислотасын таасир этүүдөн алынат:



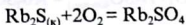
Рубидийдин иодидине иодду таасир эткенде полииодиддер (RbI_3 , RbI_7 , RbI_9) алынат:

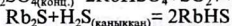
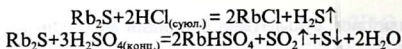


Рубидийдин сульфиди - Rb_2S , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

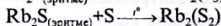
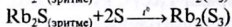
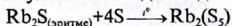


Рубидийдин сульфиди термикалык жактан туруктуу келген, түссүз, кубдук кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон, сууда жакшы эриген зат. Нымдуу абада кычкылданат, реакцияга жөндөмдүү, типтүү калыбына келтиргич. Күчтүү кислоталардын таасиринде ажырайт:

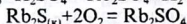
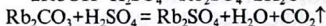
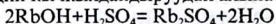




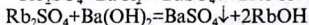
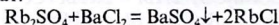
Рубидийдин Rb_2S_5 , Rb_2S_4 , Rb_2S_3 , Rb_2S_2 сыяктуу полисульфиддери белгилүү. Полисульфиддер рубидийдин сульфидине күкүрттү кошуп кайнатканда пайда болот:



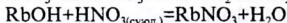
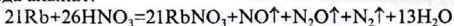
Рубидийдин сульфаты - Rb_2SO_4 , рубидийдин гидрокычкылына карбонатына, хлоридине күкүрт кислотасын таасир этүүдөн жана рубидийдин сульфидин кычкылдандыруудан алынат:



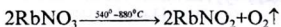
Рубидийдин сульфаты сууда жакшы эрийт. Алмашуу реакциясына катышат:



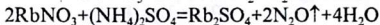
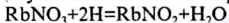
Рубидийдин нитраты - RbNO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



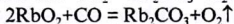
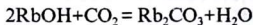
Рубидийдин нитраты жогорку температурада ажыроого дуушар болот:



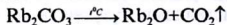
Рубидийдин нитраты сууда жакшы эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт, кычкылдандыргыч, эритмеден суутектин атому гана калыбына келтире алат:



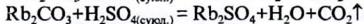
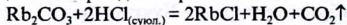
Рубидийдин карбонаты Rb_2CO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Рубидийдин карбонаты 900°C дан жогорку температурада ажыроого дуушар болот:



Кислоталардын таасиринде ажырайт:



2.4.4. Рубидийдин колдонулушу

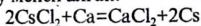
Рубидийдин кошулмалары медицинада кеңири колдонулат. Металлдык рубидий фотоэлементти жасоодо пайдаланылат. Рубидийдин бирикмелеринин ичинен анын карбонатын катализатор катары 1921-жылы немец физиктери Фишер жана Тропш жасалма нефть-синтолду алууда колдонушкан. Рубидийдин карбонаты аминокислоталардын 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.

ЦЕЗИЙ (Cesium)

2.5.1. 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 гидрокчылынын металлдык магний менен калыбына келтирүү жолу менен алган, бирок бул методдо цезийдин практикалык чыгышы 50%тен ашкан эмес.

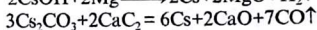
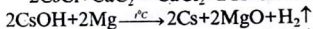
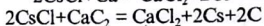
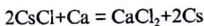
Металлдык цезийди алуу өтө оор маселелердин бири катары каралып, 1911-жылы француз химиги Акспилем бул маселени чечкен. Ал цезийдин хлоридин металлдык кальций менен вакуумда калыбына келтирүү жолу менен алган:



2.5.2. 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:

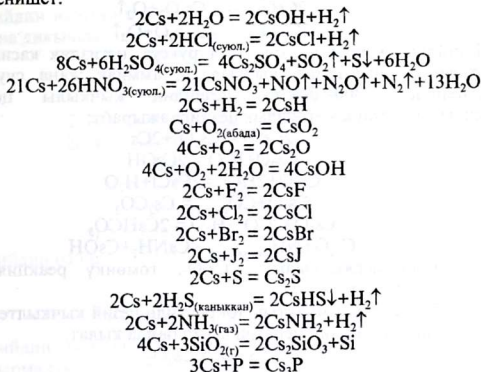


2.5.3. Цезийдин физикалык жана химиялык касиеттери

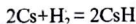
Цезий щелочтуу металлдардын ичинен эң жумшак металл, тыгыздыгы $1,87\text{г/см}^3$, эрүү температурасы $28,45^\circ\text{C}$, кайноо температурасы 690°C . Цезийдин жаратылышта бир гана туруктуу изотобу ^{133}Cs белгилүү. Бирок, жасалма жол менен атомдук массалары 123төн 144кө чейин болгон 22 изотобу алынган. Үчөөнүн – ^{134}Cs , ^{137}Cs жана ^{135}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,

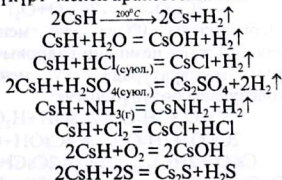
аммиак, металл эместер, күкүрттүү суутек ж.б. менен аракеттенишет:



Цезийдин гидриди - CsH, төмөнкү реакциянын жардамында алынат:



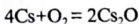
Бул реакция 300-350⁰Сда жана басымдын астында жүрөт. Цезийдин гидриди ак түстөгү, кубдук кристаллдык түзүлүштөгү, тыгыздыгы 3,41г/см³ болгон зат. Ал башка щелочтуу металлдардын гидриддерине салыштырганда туруксуз келет. Күчтүү калыбына келтиргич болуп саналат. Ал суу, минералдык кислоталар, аммиак, хлор, кычкылтек, күкүрт менен аракеттенишет:



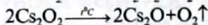
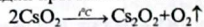
Цезий кычкылтек менен бир нече бирикмелерди пайда кылат: Cs₂O, Cs₂O₂, CsO₂, CsO₃.

Цезийдин кычкылы төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

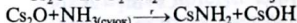
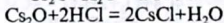
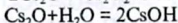
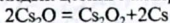
1. Төмөнкү температурада цезий менен кычкылтектин аракеттенүүсүнөн.



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

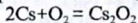


Цезийдин кычкылы жарыкта туруксуз, негиздик касиетке ээ, кислоталар, кислоталык кычкылдар, аммиак жана суу менен аракеттенишет. 300-500⁰Сда цезийдин кычкылы цезийдин перкычкылына жана металлдык цезийге ажырайт:

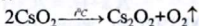


Цезийдин перкычкылы - Cs_2O_2 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

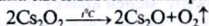
1. -50⁰Сда суюк аммиактын чөйрөсүндө цезий кычкылтек менен аракеттенишип цезийдин перкычкылын пайда кылат.



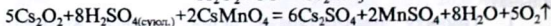
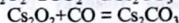
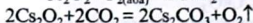
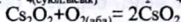
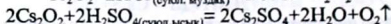
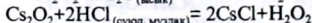
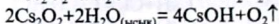
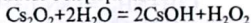
2. Цезийдин надперкычкылы 400-640⁰Сда ажыраганда цезийдин перкычкылы пайда болот.



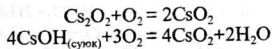
Цезийдин перкычкылы ак түстөгү термикалык жактан туруктуу, жогорку температурада гана ажыроого дуушар болгон зат. Сууну же кислоталарды таасир этүүдөн ажырайт, кычкылдандыргыч-калыбына келтиргич касиетке ээ. 640⁰-980⁰Сда цезийдин кычкылына жана кычкылтекке ажырайт:



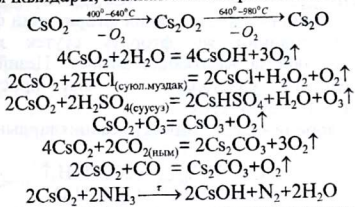
Цезийдин перкычкылы 0⁰Сда суу менен аракеттенгенде суутектин перкычкылы жана цезийдин гидрокычкылы пайда болсо, ал эми жогорку температурада суу менен аракеттенгенде кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат:



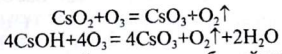
Цезийдин надперкычкылы - Cs_2O_2 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



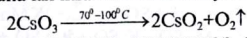
Цезийдин надперкычкылы суу, кислоталар, озон, көмүртектин моно жана дикычкылдары, аммиак менен аракеттенишет:



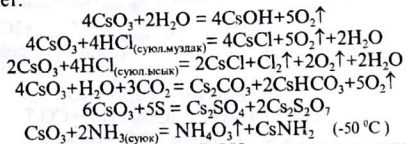
Цезийдин озониди - CsO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



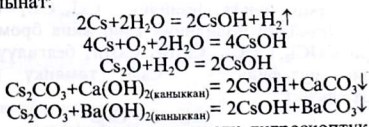
Цезийдин озониди калийдин жана рубидийдин озониддерине салыштырмалуу туруктуу, бирок $70-100^\circ\text{C}$ да цезийдин надперкычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



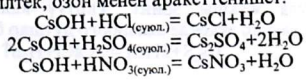
Күчтүү кычкылдандыргыч суу, кислоталар, күкүрт ж.б. менен аракеттенишет:

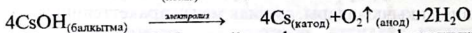
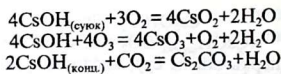


Цезийдин гидрокычкылы - CsOH , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



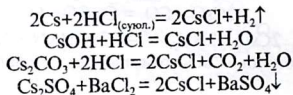
Цезийдин гидрокычкылы ак түстөгү гигроскопдук зат, сууда жакшы эрийт, күчтүү негиз, кислоталар жана кислоталык кычкылдар, кычкылтек, озон менен аракеттенишет:



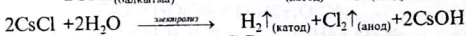
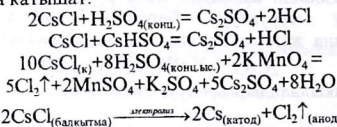


Цезийдин фториди - CsF , цезийдин фторидинин фторгидридин аммонийдин фторидинин же фтордуу суутек кислотасынын атмосферасында 200°C да ысытканда алынат. Цезийдин фториди кубдук түзүлүштөгү кристаллга ээ. Эки кристаллогидраты белгилүү: $2\text{CsF} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $3\text{CsF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

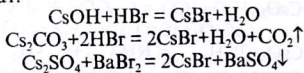
Цезийдин хлориди - CsCl , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



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

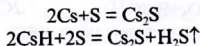


Цезийдин бромиди - CsBr , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

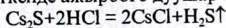


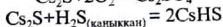
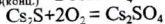
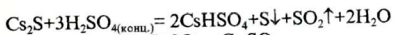
Цезийдин бромиди түссүз, кристаллдык түзүлүштөгү зат, сууда жана спиртте жакшы эрийт. Цезийдин CsJ_3 , CsJ_4 - полииодиддери да белгилүү. Цезийдин йодидинин хлор жана бром менен болгон бирикмелери: CsJCl_2 , CsJCl_4 , CsJBr_2 , CsJBr_4 белгилүү.

Цезийдин сульфиди - Cs_2S , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



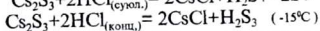
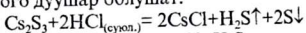
Цезийдин сульфиди термикалык жактан туруктуу келген, түссүз кристалл, сууда жакшы эрийт. Типтүү калыбына келтиргич, кислоталарды таасир эткенде ажыроого дуушар болот:



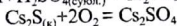
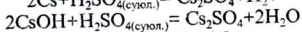
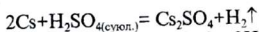


Цезийдин сульфидинин ак түстөгү кристаллогидраты $\text{Cs}_2\text{S} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ белгилүү.

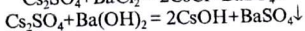
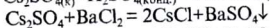
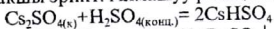
Цезийдин полисульфиддери: Cs_2S_2 , Cs_2S_3 , Cs_2S_5 , Cs_2S_6 . Полисульфиддерде күкүрттүн атомдорунун саны өскөн сайын термикалык туруктуулугу төмөндөйт. Алар кислоталардын таасиринде ажыроого дуушар болушат:



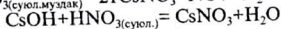
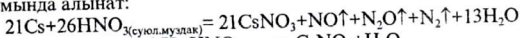
Цезийдин сульфаты - Cs_2SO_4 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



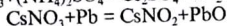
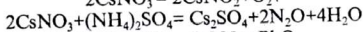
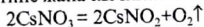
Цезийдин сульфаты ак түстөгү, кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. Сууда жакшы эрийт. Алмашуу реакциясына катышат.



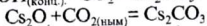
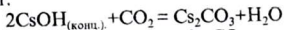
Цезийдин нитраты - CsNO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



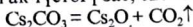
Цезийдин нитраты ак түстөгү зат. Сууда жакшы эрийт. Ал 585° - 850°C да цезийдин нитритине жана кычкылтекке ажырайт.



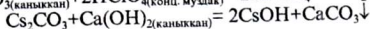
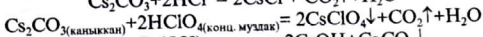
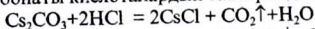
Цезийдин карбонаты - Cs_2CO_3 , төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Цезийдин карбонаты ак түстөгү зат, 620° - 1000°C да ажырайт.



Цезийдин карбонаты кислоталардын таасиринде ажырайт:

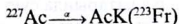


2.5.4. Цезийдин колдонулушу

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

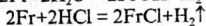
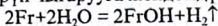
ФРАНЦИЙ (Francium)

2.6.1. Тарыхый маалымат. Франций жөнүндө биринчи маалымат 1913-жылы англиялык химик Дж.Кренстон тарабынан жарык көргөн. Ал актинийдин ^{228}Ac изотобу менен иштеп, андан α -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 α -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.



2.6.2. Францийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Франций ак түстөгү, оңой эрүүчү, радиоактивдүү металл. Анын эң узак жашоочу изотобу ^{223}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- бөлүм. II-A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.

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 эфиринин 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

Бериллий (Beryllium)

3.1.1.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 атоону 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.

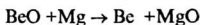
3.1.2. Бериллийдин жаратылышта таралышы, алынышы

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

Берил ($\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$), хризоберилл ($\text{Be}[(\text{AlO}_2)]$), фенакит (BeSiO_4), гельвин ($\text{Mn}_8[(\text{BeSiO}_4)_6 \text{S}_2]$).

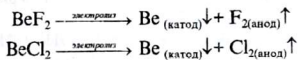
Бериллий төмөнкү жолдор менен алынат.

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





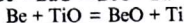
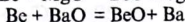
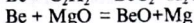
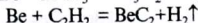
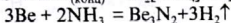
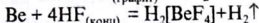
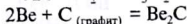
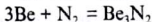
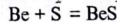
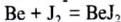
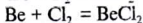
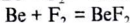
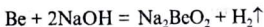
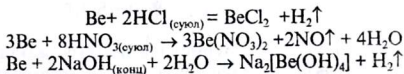
2. Бериллийдин фторидинин жана хлоридинин балкытмасын электролиздөөдөн.



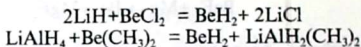
3.1.3. Бериллийдин физикалык жана химиялык касиеттери

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.

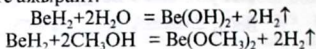
Бериллийдин эрүү температурасы 1284°C , кайноо температурасы 2967°C га барабар. Металлдык бериллий диамагниттик касиетке ээ. Бериллий калыбына келтиргич, суюлтулган кислоталар, концентрацияланган щелочтор, суу, аммиак, металл эместер жана металлдардын кычкылдары менен жогорку температурада аракеттенишет.



Бериллийдин гидриди (BeH_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

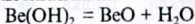


Бериллийдин гидриди ак түстөгү катуу зат, эфирде начар эрийт. Сууда жана спиртте ажырайт.

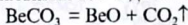


Бериллийдин кычкылы (BeO) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

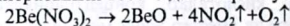
1. Бериллийдин гидрокычкылынын $200-800^\circ\text{C}$ да ажыроосунан



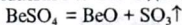
2. Бериллийдин карбонатынын 180°C да ажыроосунан.



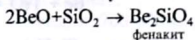
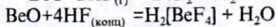
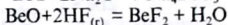
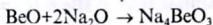
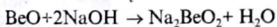
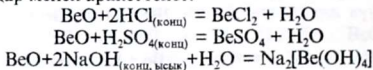
3. Бериллийдин нитратынын 1000°C да ажыроосунан.



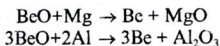
4. Бериллийдин сульфатынын $547-600^\circ\text{C}$ да ажыроосунан.



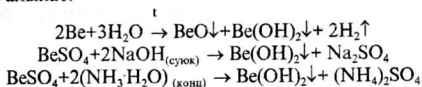
Бериллийдин кычкылы термодинамикалык жактан туруктуу келген, ак түстөгү зат. Бериллийдин кычкылы амфотердик касиетке ээ. Концентрацияланган кислоталар, щелочтор, кислоталык жана негиздик кычкылдар менен аракеттенет.



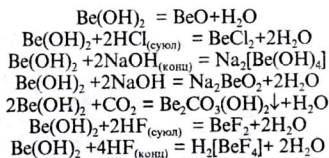
Жогорку температурада бериллийдин кычкылы металлдар менен аракеттенет.



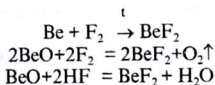
Бериллийдин гидрокычкылы ($\text{Be}(\text{OH})_2$) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



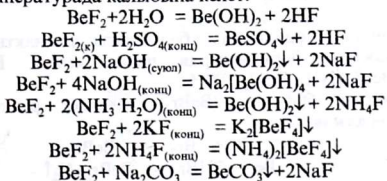
Бериллийдин гидрокычкылы аморфтук же кристаллдык зат, ысытканда ажырайт. Сууда эрийт, амфотердик касиетке ээ, суюлтулган кислоталар, щелочтор менен аракеттенет.

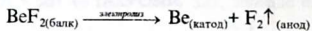
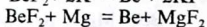
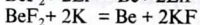
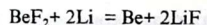


Бериллийдин фториди (BeF_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



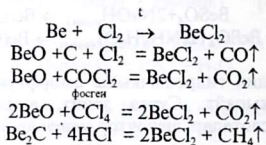
Бериллийдин фториди өтө гигроскоптук, аморфтук, түссүз зат. Термикалык жактан туруктуу, кайнак сууда жана концентрацияланган күкүрт кислотасында ажырайт. Щелочтор, аммиактын гидрокычкылы, щелочтуу металлдардын, аммонийдин фториддери менен аракеттенишет. Литий, калий, магний менен жогорку температурада калыбына келет.



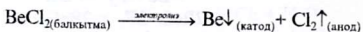
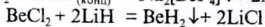
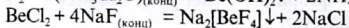
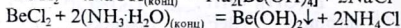
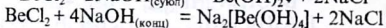
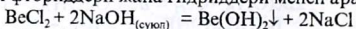


Бериллийдин фториди кристаллогидраттарды ($\text{BeF}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) пайда кылат.

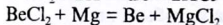
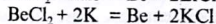
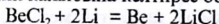
Бериллийдин хлориди (BeCl_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



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

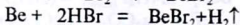
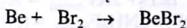


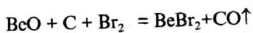
Составында суусу жок бериллийдин хлориди полимердик түзүлүшкө ээ. Суусуз бериллийдин хлоридин литий, калий, магний менен бериллийге чейин калыбына келтирсе болот.



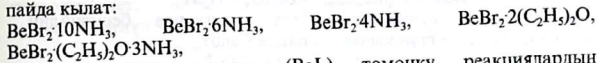
Бериллийдин хлориди газ абалындагы аммиакты сиңирип түрдүү составдагы бирикмелерди пайда кылат: $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 12\text{NH}_3$;

Бериллийдин бромиди (BeBr_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

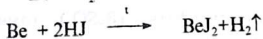
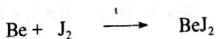




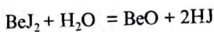
Суусуз бериллийдин бромиди газ абалындагы аммиакты, суусуз эфирди сиңирип төмөнкүдөй составдагы бирикмелерди пайда кылат:



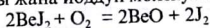
Бериллийдин иодида (BeJ_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



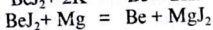
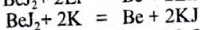
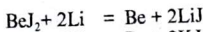
Бериллийдин иодида түссүз, ийне сыяктуу кристалл, суунун таасиринде бериллийдин кычкылына жана иоддуу суутекке ажырайт.



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

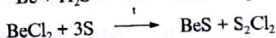
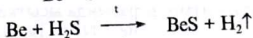
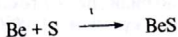


Бериллийдин иодида жогорку температурада металлдык литий, калий, магний менен металлдык бериллийге чейин калыбына келет.

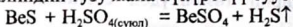


Кадимки шартта суусуз бериллийдин иодида аммиакты кошуп алып төмөнкү составдагы бирикмелерди пайда кылат: $\text{BeJ}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BeJ}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{BeJ}_2 \cdot 13\text{NH}_3$

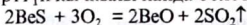
Бериллийдин сульфиди (BeS) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



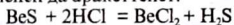
Бериллийдин сульфиди бозомтул, күмүш гүстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. BeS кислоталардын таасиринде ажырайт, натыйжада бериллийдин тузу жана күкүрттүү суутек бөлүнүп чыгат:



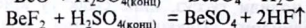
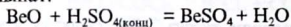
Бериллийдин сульфидин абада ысытканда бериллийдин кычкылы жана күкүрттүн кычкылы пайда болот.



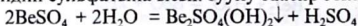
BeS хлордуу суутек менен да аракеттенет:



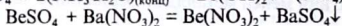
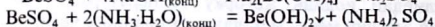
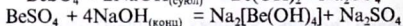
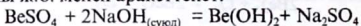
Бериллийдин сульфаты (BeSO_4) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



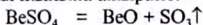
Бериллийдин сульфатына ысык сууну таасир эткенде ажырайт



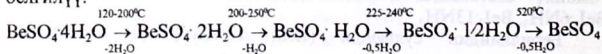
Бериллийдин сульфаты щелочтор жана аммиактын гидрокычкылы ж.б. менен аракеттенет.



Бериллийдин сульфаты $547\text{--}600^\circ\text{C}$ да бериллийдин кычкылына жана күкүрттүн (VI) кычкылына ажырайт.

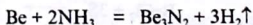
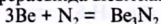


Бериллийдин сульфатынын (BeSO_4) кристаллогидраты да белгилүү.

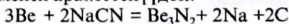


Бериллийдин нитриди (Be_3N_2) төмөнкү жолдор менен алынат.

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

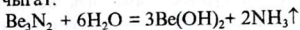


2. 700°C да бериллийдин күкүмү натрийдин же калийдин цианиди менен аракеттенүүдөн.

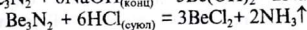
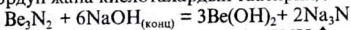




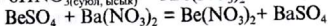
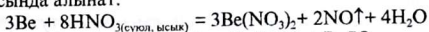
Бериллийдин нитриди ак, кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон күкүм, бөлмө температурасында абада туруктуу. Сууда гидролизденет, натыйжада бериллийдин гидрокычкылы жана аммиак бөлүнүп чыгат.



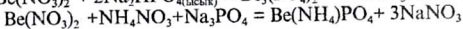
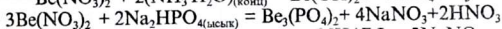
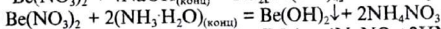
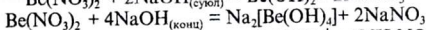
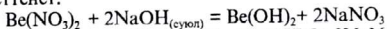
Щелочтордун жана кислоталардын таасиринде ажырайт.



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



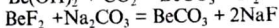
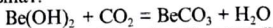
Бериллийдин нитраты щелочтор, аммиактын гидрокычкылы ж.б. менен аракеттенет.



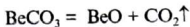
Бериллийдин нитраты 1000°C дан жогорку температурада бериллийдин, азоттун кычкылына жана кычкылтектин молекуласына ажырайт:



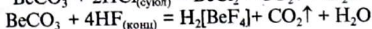
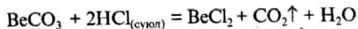
Бериллийдин карбонаты (BeCO_3) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

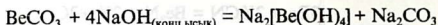


Бериллийдин карбонаты 180°C да ажырайт.



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





3.1.4. 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 «берилсз» деп аталат жана өлүмгө чейин алып келиши мүмкүн.

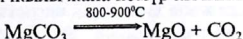
Магний (Magnesium)

3.2.1.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 Магнезиам 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.

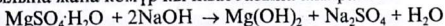
3.2.2. Магнийдин жаратылышта таралышы, алынышы

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 составында 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.

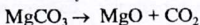
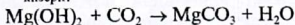
1. Магнезит минералын $800-900^\circ C$ да ысытканда магнийдин кычкылы жана көмүр кычкыл газы бөлүнүп чыгат.



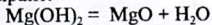
2. Кизерит минералына натрийдин гидрокычкылын таасир эткенде магнийдин гидрокычкылы пайда болот. Пайда болгон гидрокычкыл аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө магнийдин карбонаты алынат. Магнийдин карбонаты температуранын таасиринде магнийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт:



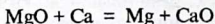
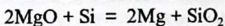
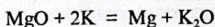
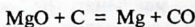
кизерит



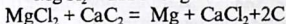
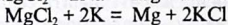
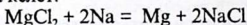
3. Магнийдин гидрокычкылы жогорку температурада магнийдин кычкылына жана сууга ажырайт:



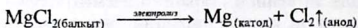
Алынган магнийдин кычкылын жогорку температурада вакуумда көмүр, кремний, кальций, жана калий менен калыбына келтирет:



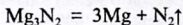
Суусуз магнийдин хлориди инерттүү газдын атмосферасында температуранын таасиринде натрий, калий жана кальцийдин карбиди менен калыбына келет.



Магнийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөөдө катоддо магний бөлүнөт.



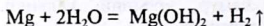
Магнийдин нитриди 700-1500°C да магнийге жана азоттун молекуласына ажырайт:



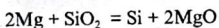
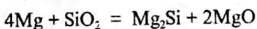
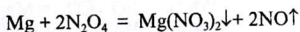
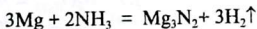
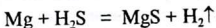
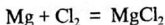
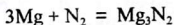
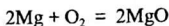
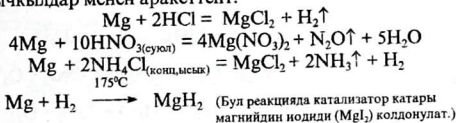
3.2.3. Магнийдин физикалык жана химиялык касиеттери

Магний күмүш сымал жалтырактыкка ээ болгон зат, кристаллдык түзүлүшү гексагоналдык, тыгыздыгы 1,74 г/см³, 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.

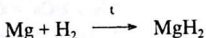
Магнийдин бериллийден айырмачылыгы кайносимметриялык элемент эмес. Дүүлүкпөгөн абалда анын валенттик эки электрону 3s орбиталында жайгашкан. Ионизация потенциалынын мааниси бериллийге салыштырганда төмөн, ошондуктан магнийдин көпчүлүк бирикмелериндеги байланыш иондук мүнөзгө ээ. Магнийдин органикалык 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.



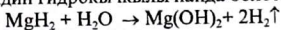
Магний минералдык кислоталар (HFтен башкасы) менен, ошондой эле жогорку температурада аммиак, металл эместер, кислоталык кычкылдар менен аракеттенет.



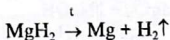
Магнийдин гидриди (MgH_2) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:



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

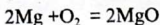


Магнийдин гидридин ысытканда магнийге жана суутектин молекуласына ажырайт.

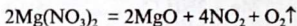
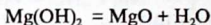
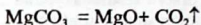


Магнийдин кычкылы – MgO , төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

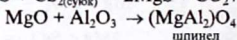
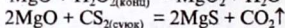
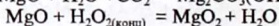
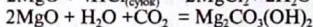
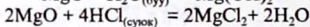
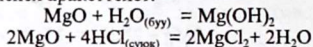
1. Магний кычкылтек менен жогорку температурада түздөн – түз аракеттенүүсүнөн:



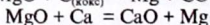
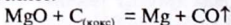
2. Магнийдин карбонатынын, гидроксидынын, нитратынын, сульфатынын жогорку температурада ажырашынан:



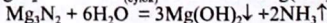
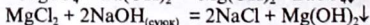
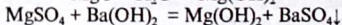
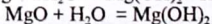
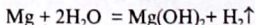
Магнийдин кычкылы жаратылышта бозомтул жашыл түстөгү кристалл түрүндө учурайт, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 6 га барабар. Магнийдин кычкылы ак түстөгү, термикалык жактан туруктуу келген зат. Магнийдин кычкылы негиздик касиетке ээ. Кислоталар, металлдардын кычкылдары, суутектин перкычкылы, көмүр кычкыл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



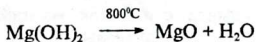
Магнийдин кычкылы көмүртек, металлдык кальций менен жогорку температурада калыбына келет.



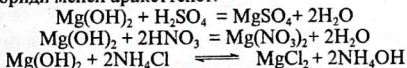
Магнийдин гидроксиды- Mg(OH)_2 төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



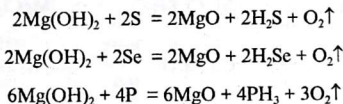
Магнийдин гидроксиды жаратылышта ак була сыяктуу зат, аны брусит деп аташат. Магнийдин гидроксиды түссүз тригоналдык кристалл, кристаллдык торчосу катмарлуу, сууда начар эрийт, электр тогун начар өткөрөт, ысытканда ажырайт.



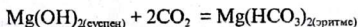
Магнийдин гидрокычкылы негиздик касиетке ээ, кислоталар, аммонийдин хлориди менен аракеттенет.



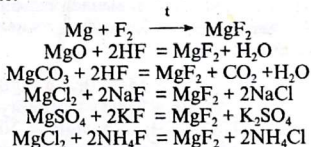
Магнийдин гидрокычкылы температуранын таасири астында күкүрт, селен, фосфор менен аракеттенет.



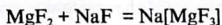
Магнийдин гидрокычкылы абадагы CO_2 өзүнө сиңирип алууга жөндөмдүү.



Магнийдин фториди (MgF_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

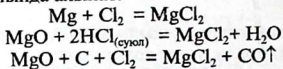


Магнийдин фториди түссүз, тетраэдрдик түзүлүштөгү кристалл, сууда жана ацетондо начар эрийт. Щелочтуу металлдардын фториддеринин жана сульфаттарынын эритмелеринде жакшы эрийт да, комплекстик бирикмелерди пайда кылат.

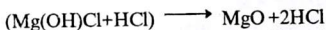
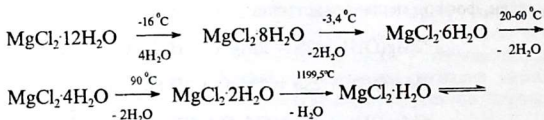


Магнийдин хлориди (MgCl_2) жаратылышта кеңири таралган, деңиз сууларынын жана минералдык суулардын составдарында, андан башка бишофит ($\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), карналлит ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) жана тархигидрит ($2\text{MgCl}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) минералдарынын составында

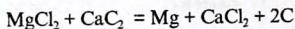
кездешет. Составында суусу жок магнийдин хлориди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



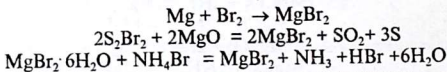
Магнийдин хлоридинин кристаллдары түссүз, өтө гигроскоптук зат, гексагоналдык түзүлүштө, сууда, спирте жана пиридинде жакшы эрийт, ал эми ацетондо начар эрийт.



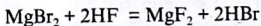
Магнийдин хлоридин кальций карбиди менен ысытканда магний калыбына келет



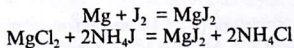
Магнийдин бромиди (MgBr_2) деңиз сууларынын, минералдык суулардын туз кендеринин составында кездешет, ал эми составында суусу жок магнийдин бромиди төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.



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

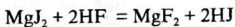


Магнийдин иодиди (MgJ_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

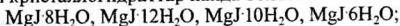


Магнийдин иодиди түссүз, өтө гигроскоптук кристалл. Магнийдин иодиди сууда жана спирте жакшы эрийт. Фтордуу суутек менен

реакцияга кирип натыйжада магнийдин фториди жана иоддуу суутек бөлүнүп чыгат:

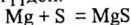


Магнийдин кычкылынын, карбонатынын эритмесин иоддуу суутек менен нейтралдаштырып, буулантканда температурага жараша төмөнкүдөй кристаллогидраттар пайда болот:

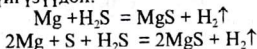


Магнийдин сульфиди (MgS) төмөнкү жолдор менен алынат.

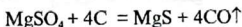
1. Жогорку температурада 800°C да металлдык магнийге күкүрттүн буусун таасир этүүдөн.



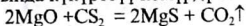
2. Магнийден жасалган лентаны кургак күкүрттүү суутектин атмосферасында күйгүзүүдөн.



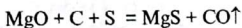
3. Магнийдин сульфатын 900°C да көмүр менен калыбына келтирүүдөн.



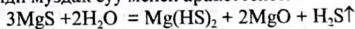
4. Магнийдин кычкылы аркылуу жогорку температурада азоттун атмосферасында күкүрттүү көмүрдү өткөрүү аркылуу.



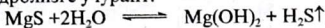
5. Магнийдин кычкылына күкүрт жана көмүрдү кошо ысытканда.



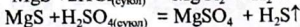
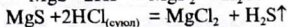
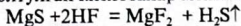
Магнийдин сульфиди түссүз кубдук түзүлүштөгү кристаллдар. Магнийдин сульфиди муздак суу менен аракеттенет.



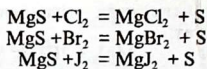
MgS жылуу сууда гидролизге учурайт.



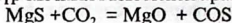
Магнийдин сульфиди суюлтулган кислоталар менен аракеттенет:



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



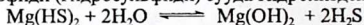
Магнийдин сульфиди көмүр кычкыл газы менен аракеттенет.



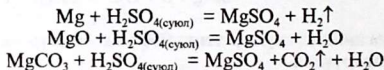
Магнийдин бисульфиди - $\text{Mg}(\text{HS})_2$, төмөнкү реакциянын жардамы менен алынат:



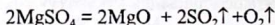
Магнийдин бисульфиди (гидросульфиди) сууда гидролизденет.



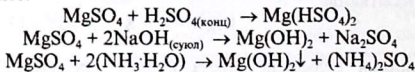
Магнийдин сульфаты (MgSO_4) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



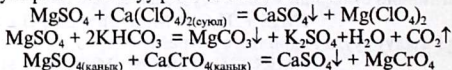
Магнийдин сульфаты ромбоэдрикалык түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ, эрүү температурасынан 1200°C жогорку температурада ажырайт.



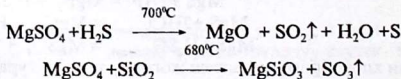
Магнийдин сульфаты сууда жакшы эрийт. Концентрацияланган күкүрт кислотасы, щелочтор жана аммиактын суудагы эритмеси менен аракеттенет.

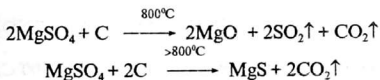


Магнийдин сульфаты алмашуу реакциясына катышат.

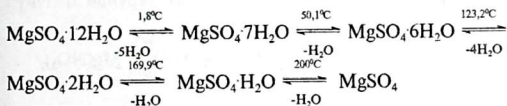


Ал эми жогорку температурада төмөндөгүдөй реакцияларга катышат:

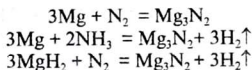




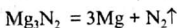
Магнийдин сульфатынын кристаллогидратын ($\text{MgSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) ысытканда кристаллдашкан суусу ажырайт.



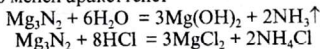
Магнийдин нитриди (Mg_3N_2) төмөндөгү реакциялардын натыйжасында алынат:



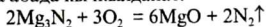
Магнийдин нитриди $700-1500^\circ\text{C}$ да магнийге жана азоттун молекуласына ажырайт:



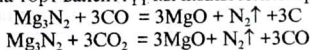
Суу жана кислоталар менен аракеттенет



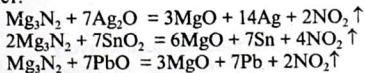
Жогорку температурада абада кычкылданат.



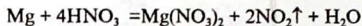
Көмүртектин эки жана төрт валенттүү кычкылы менен аракеттенет.



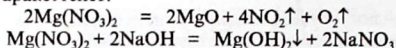
Жогорку температурада Ag_2O , SnO_2 , PbO кычкылдары менен аракеттенет.



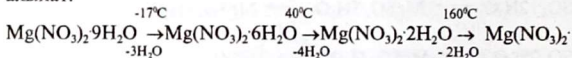
Магнийдин нитраты ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат.



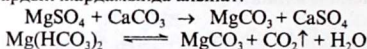
Магнийдин нитраты жогорку температурада 300⁰Сда ажырайт жана щелочтор менен аракеттенет:



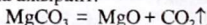
Магнийдин нитраты эритмеде кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат.



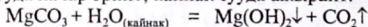
Магнийдин карбонаты (MgCO_3) жаратылышта магнезит (MgCO_3), доломит $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ түрүндө кездешет. Магнийдин карбонаты төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



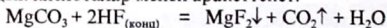
Магнийдин карбонаты диамагниттик касиетке ээ болгон тригоналдык микрокристалл, 350-650⁰Сда магнийдин жана көмүртектин кычкылдарына ажырайт.



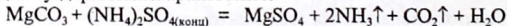
Муздак сууда начар эрийт, кайнак сууда ажырайт.



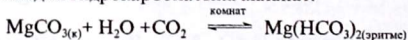
Минералдык кислоталар менен аракеттенет.



Аммонийдин туздары менен аракеттенет.



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



3.2.4. 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 составындагы хлорофиллдеги негизги комплекстик бирикмени пайда кылуучу болуп эсептелет. Мындан башка магнийдин иону клеткадагы кээ бир ферменттерди жөнгө салууда катышат.

Кальций (Calcium)

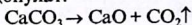
3.3.1. Тарыхый маалымат. Кальцийдин кычкылы (CaO) байыркы доордон эле белгилүү болгон, бирок, металлдык кальций биринчи жолу 1808-жылы Хенфри Деви жана Иенс Якоб Берцелиус тарабынан алынган.

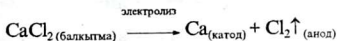
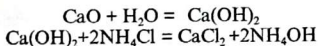
Х. Деви кальцийдин хлоридинин балкытмасын электролиздөөдө катод катары сымапты пайдаланган. Пайда болгон амальгамманы вакуумда буулантуу менен металлдык кальцийди алган. Х. Деви колдонгон метод өтө кымбат болгондуктан, 1865 - жылы орустун көрүнүктүү химиги Николай Николаевич Бекетов тарабынан теориялык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

3.3.2. Кальцийдин жаратылышта таралышы, алынышы

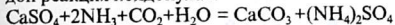
Кальций жер кыртышында эң кеңири таралган элементтердин бири. Химиялык жактан активдүү болгондуктан жаратылышта минерал түрүндө кездешет. Кальцийдин жаратылыштагы негизги минералдары төмөнкүдөй болуп бөлүнөт: карбонаттар - кальцит (CaCO_3), доломит $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$; сульфаттар - ангидрит (CaSO_4), гипс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), фторит - флюорит (CaF_2); силикаттар-анортит ($\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$), ж.б

Кальцийдин иондору жаратылыштагы минералдык суулардын (деңиз, 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 (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.

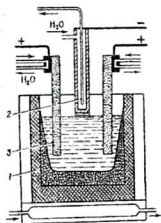
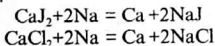




Ангидрит минералын (CaSO_4) кальцийдин карбонатына айландыруу үчүн төмөнкүдөй реакция колдонулат:

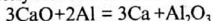


Металлотермикалык методдо кальцийдин иодидин же хлоридин металлдык натрий менен вакуумда калыбына келтирүү жолу менен алынат.

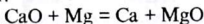


4-сүрөт Электролиттик ячейка 1-ячейка, 2-катод, 3-анод

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



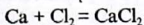
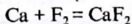
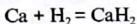
Магний менен 1700°C да 10^{-3} мм сымап мамычасынын басымы астында калыбына келет.

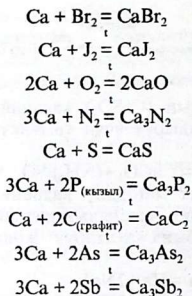


3.3.3. Кальцийдин физикалык жана химиялык касиеттери

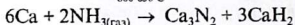
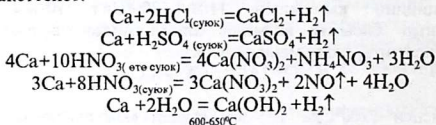
Кальций күмүш түстөгү жумшак металл, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 1,5 барабар. Жаратылыштагы кальций 6 изотоптон: ^{40}Ca , ^{42}Ca , ^{43}Ca , ^{44}Ca , ^{46}Ca , ^{48}Ca турат. Бул изотоптордун ичинен негизги изотобу ^{40}Ca , кальцийдин жасалма изотоптору да алынган ^{37}Ca , ^{38}Ca , ^{39}Ca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

Кальций химиялык жактан активдүү металл. Кычкылтек, азот, суутек, галогендер жана металлдар менен аракеттенет.

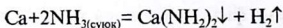




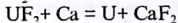
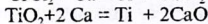
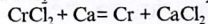
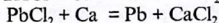
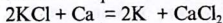
Кальций суюлтулган минералдык кислоталар, аммиак жана суу менен аракеттенет.



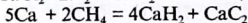
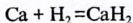
Төмөнкү температурада суюк аммиак менен аракеттенгенде суутек бөлүнүп чыгат.



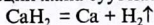
Кальций күчтүү калыбына келтиргич.



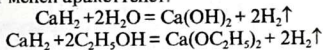
Кальцийдин гидриди (CaH_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



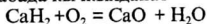
Кальцийдин гидриди ак түстөгү кристаллдык түзүлүшкө ээ болгон зат. CaH_2 1000°C да кальций жана суутекке ажырайт.



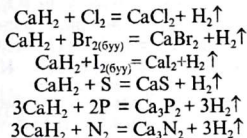
Суу жана спирт менен аракеттенет.



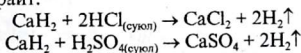
Кальцийдин гидриди абада кычкылданат



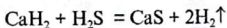
Жогорку температурада хлор, бром, иод, фосфор, күкүрт, азот менен аракеттенет.



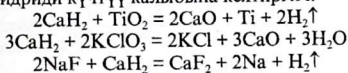
Кальцийдин гидриди суюлтулган минералдык кислоталардын таасиринде ажырайт.



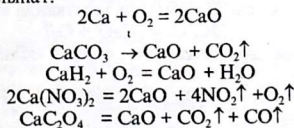
Кальцийдин гидриди күкүртүү суутек менен 500-600⁰Сда аракеттенет.



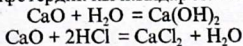
Кальцийдин гидриди күчтүү калыбына келтиргич.

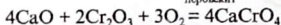
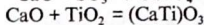
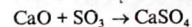
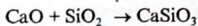
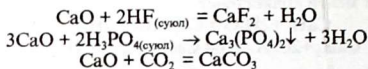


Кальцийдин кычкылы (CaO) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

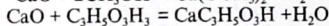
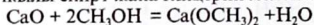


Кальцийдин кычкылы негиздик касиетке ээ. Кислоталар, суу, кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен аракеттенет.



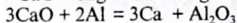
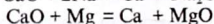
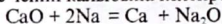


Кальцийдин кычкылы спирт жана глицерин менен аракеттенет.

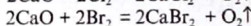
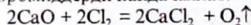


Кальцийдин глицераты

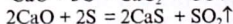
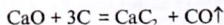
Жогорку температурада натрий, магний, алюминий кальцийдин кычкылын кальцийге чейин калыбына келтирет.



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



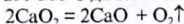
Кальцийдин кычкылы жогорку температурада күкүрт, көмүртек менен аракеттенет.



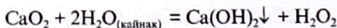
Кальцийдин перкычкылы (CaO_2) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:



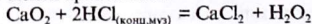
кальцийдин перкычкылы $250-380^\circ\text{C}$ да ысытканда ажырайт



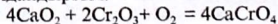
Муздак суу менен аракеттенбейт, бирок кайнак сууда толук ажырайт:



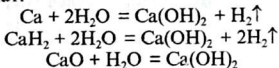
Күчтүү кислоталар менен аракеттенет:



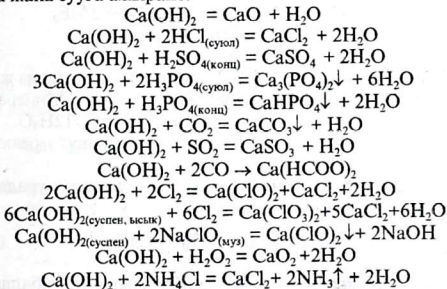
CaO_2 күчтүү кычкылдандыргыч:



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

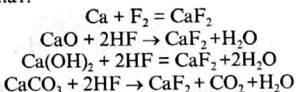


Сууда начар эрийт, негиздик касиетке ээ, кислоталар, кислоталык кычкылдар менен аракеттенет. $520\text{--}580^\circ\text{C}$ да кальцийдин кычкылына жана сууга ажырайт.

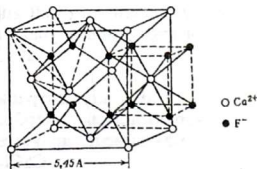


Кальцийдин фториди (CaF_2) жаратылышта флюорит- иттрокальцит - $5\text{Ca}\cdot 2\text{YF}_3$, томсенолит - $\text{CaNa}[\text{AlF}_6]\cdot\text{H}_2\text{O}$ түрүндө кездешет. Бир аз санда кальцийдин фториди адамдын жана жаныбарлардын сөөк ткандарынын составында бар.

Кальцийдин фториди (CaF_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

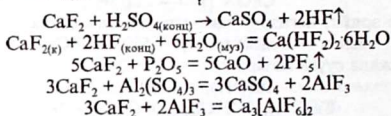
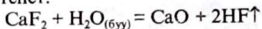


Кальцийдин фторидинин кристаллы (5-сүрөт) түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ. Сууда жана суюлтулган кислоталарда, ацетондо жана суюк SO_2 де начар эрийт, бирок NH_4Cl эритмесинде эрийт.



5-сүрөт. Флюориттин кристаллдык торчосу

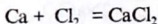
Кальцийдин фториди жогорку температурада суунун буусу, концентрацияланган күкүрт, плавик кислотасы, фосфордун (V) кычкылы жана алюминийдин сульфаты, фториди менен аракеттенет.



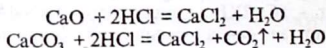
Кальцийдин хлориди (CaCl_2) жаратылышта деңиз жана кээ бир минералдык суулардын курамында кездешет. Минералдары: хлорокальцит - CaCl_2 , тахигидрит - $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{MgCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Суусуз кальций хлориди төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

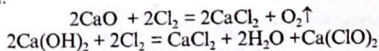
1. Металлдык кальцийдин жогорку температурада хлордун молекуласы менен аракеттенүүсүнөн.



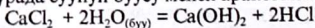
2. Кальцийдин кычкылына же карбонатына газ абалдагы HCl ду таасир этүүдөн.



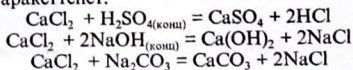
3. Кальцийдин кычкылына, гидрокычкылына хлордун молекуласын таасир этүүдөн.

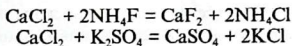


Кальцийдин хлоридинин кристаллы кубдук түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ болгон, түссүз, өтө гигроскоптук зат. Сууда эрийт, ал эми ацетондо начар эрийт. Кальцийдин хлориди жогорку температурада суунун буусу менен аракеттенет.

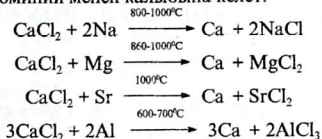


CaCl_2 концентрацияланган күкүрт кислотасы, натрийдин гидрокычкылы, карбонаты аммонийдин фториди, калийдин сульфаты менен аракеттенет.

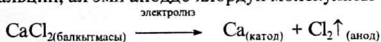




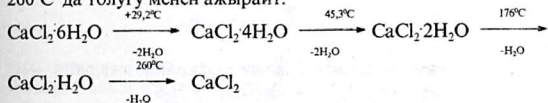
Кальцийдин хлориди жогорку температурада натрий, магний, стронций жана алюминий менен калыбына келет.



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

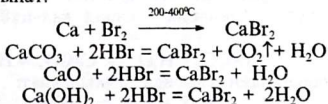


Кальцийдин хлоридинин кристаллогидраты ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) 260°C да толугу менен ажырайт:



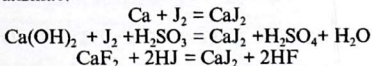
Суусуз кальцийдин хлоридин мындай жол менен алууда газ абалындагы HCl менен кычкылдандырып туруу керек.

Кальцийдин бромиди (CaBr_2) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:

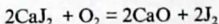


Кальцийдин бромиди түссүз, ийне сымал кристалл, диамагниттик касиетке ээ.

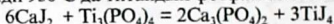
Кальцийдин иодиди (CaI_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



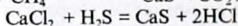
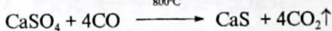
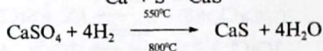
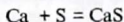
Кальцийдин иодици түссүз, өтө гигроскоптук зат, абада же кычкылтектин атмосферасында ысытканда кальцийдин кычкылына жана иодго ажырайт.



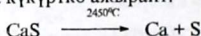
Кальцийдин иодици 950°C да титандын фосфаты менен аракеттенет.



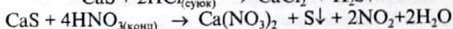
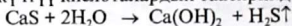
Кальцийдин сульфиди (CaS) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



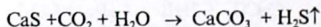
Кальцийдин сульфиди түссүз, кубдук түзүлүшкө ээ болгон кристалл. Муздак сууда начар эрийт, кристаллогидраттарды пайда кылбайт. 2450°C да кальцийге жана күкүрткө ажырайт.



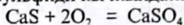
Кайнак сууда жана күчтүү кислоталардын таасиринде ажырайт.



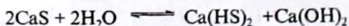
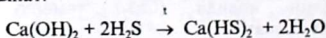
Кальцийдин сульфиди көмүртектин (IV) кычкылы менен суунун катышуусунда реакцияга кирип кальцийдин карбонатын пайда кылат.



700-800°C да кальцийдин сульфиди кычкылданат:



Кальцийдин гидросульфиди (Ca(HS)₂) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

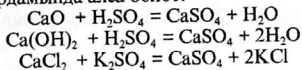


Кальцийдин гидросульфидинин суудагы эритмеси туруксуз.

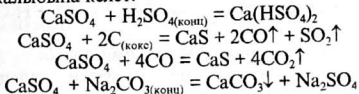


Кальцийдин сульфаты (CaSO_4) жаратылышта гипс - $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ангидрит - CaSO_4 , глауберит - $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$ ж.б. түрүндө кездешет.

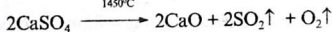
Кальцийдин сульфатын лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамында алса болот:



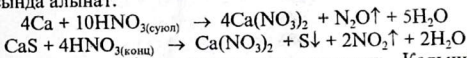
Кальцийдин сульфаты сууда начар эрийт, концентрацияланган күкүрт кислотасы, натрийдин карбонаты менен аракеттенет, көмүртек жана көмүртектин (II) кычкылы менен жогорку температурада калыбына келет.



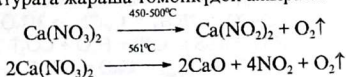
Кальцийдин сульфаты 1450°C да ажырайт



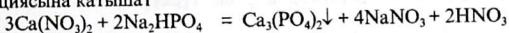
Кальцийдин нитраты ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



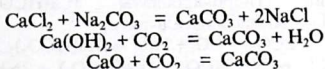
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл. Кальцийдин нитраты температурага жараша төмөнкүдөй ажырайт:

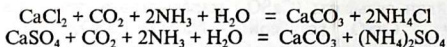


Кальцийдин нитраты сууда жакшы эрийт, алмашуу реакциясына катышат

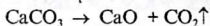


Кальцийдин карбонаты (CaCO_3) жаратылышта кальцит- CaCO_3 , доломит - $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ түрүндө кездешет. Кальцийдин карбонаты лабораториялык шартта төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:

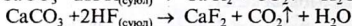
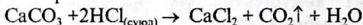




Кальцийдин карбонаты 900-1200°C да кальцийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт:



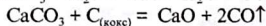
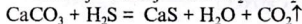
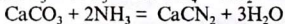
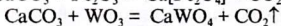
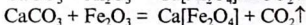
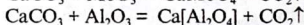
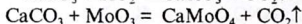
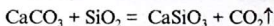
Комнаталык температурада суюлтулган минералдык кислоталар менен аракеттенет:



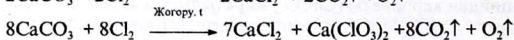
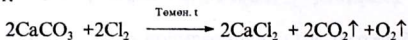
Кальцийдин карбонаты комнаталык температурада, көмүртектин (IV) кычкылы жана суу менен кальцийдин гидрокарбонатын пайда кылат.



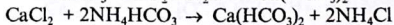
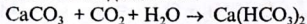
Жогорку температурада кальцийдин карбонаты төмөнкү кычкылдар, аммиак, күкүрттүү суутек жана көмүртек менен аракеттенет.



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:



3.3.4. Кальцийдин колдонулушу

Металлдык кальций калыбына келтиргич катары металлтермикада 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 составында (казеин) кездешип, клеткадагы осмос басымынын тең салмактуулугун жөнгө салууга катышат. Ошондуктан кальций организмге өтө керектүү элемент болуп, анын туздары тамак аштын негизги бөлүгү катары эсептелет.

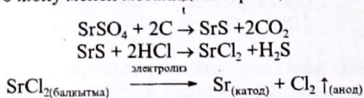
Стронций (Strontium)

3.4.1. Тарыхый маалымат. Шотландиядагы Стронциан айылына жакын жердеги коргошун кенинен 1764 - жылы табылган минералды стронцийамит деп аташкан. Көп жылдар бою бул минералды флюорит - CaF_2 же витерит - BaCO_3 минералдарынын бир түрү деп эсептешкен, бирок 1790 - жылы англиялык минерологдор Круффорд жана Крюцкшенк бул минералды анализдеп, составында башка кычкыл бар экендигин аныкташкан. Буларга байланышпастан англиялык химик Хоп стронцианитти анализдеп жаңы элемент бар экендигин айткан. Ушул эле мезгилде немец химики Клапрот жаңы элементтин ачылышы жөнүндө маалымат жасаган, бирок стронцийди металл түрүндө 1808 - жылы Хемфри Деви электролиз жолу менен бөлүп алган.

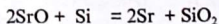
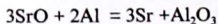
3.4.2. Стронцийдин жаратылышта таралышы, алынышы

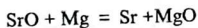
Стронций химиялык жактан активдүү металл болгондуктан эркин түрүндө кездешпейт, ал көпчүлүк минералдардын (карбонат, сульфат, силикат, алюминат жана фосфаттарда) составында кездешет. Стронцийдин негизги минералдары: стронцианит - SrCO_3 , селестин - SrSO_4 бул минералдардан башка стронций кээ бир минералдык суулардын, деңиз сууларынын, балырлардын күлүнүн составында кездешет. Стронцийдин галогендик бирикмелерин электролиздөө, металлотермикалык жолдор менен жана гидридин термикалык ажыратуу аркылуу стронций алынат.

Электролиздөө жолу төмөнкүдөй ишке ашат: стронцийдин жаратылыштагы минералы селестинди - (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.

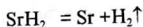


Металлотермикалык жолдо стронцийдин кычкылын жогорку температурада алюминий, кремний жана магний менен калыбына келтирет.



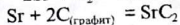
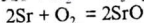
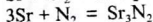
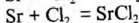
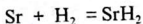


Стронцийдин гидридин вакуумда жогорку температуранын таасиринде ажыратуудан алынат.

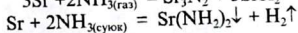
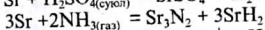
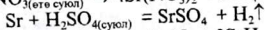
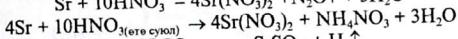
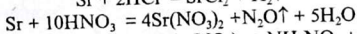
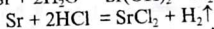
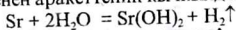


3.4.3. Стронцийдин физикалык жана химиялык касиеттери

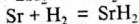
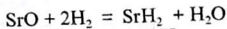
Стронций күмүш түстөгү металл, эрүү температурасы 768°C , кайноо температурасы 1390°C . Металлдык стронций химиялык жактан активдүү. Металлдардын электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин орун алган. Абада кадимки температурада стронций кычкылданат да, кычкылдык (SrO) жана нитриддик (Sr_3N_2) кабыкча менен капталат. Стронций жогорку температурада суутек, галогендер, азот, кычкылтек, көмүртек менен аракеттенет.



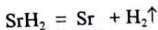
Стронций күчтүү калыбына келтиргич, суу жана минералдык кислоталар, аммиак менен аракеттенип кычкылданат.



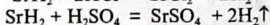
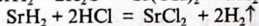
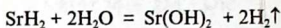
Стронций гидриди (SrH_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



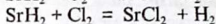
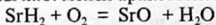
Стронцийдин гидриди ак түстөгү күкүм, эрүү температурасы 650°C , термикалык жактан туруксуз, 675°C да жогорку температурада металлдык стронцийге жана суутекке ажырайт:



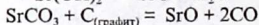
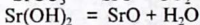
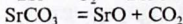
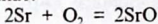
Суу жана суюлтулган HCl , H_2SO_4 менен аракеттенет.



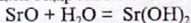
Стронцийдин гидриди жогорку температурада кычкылтектин жана хлордун молекуласы ж.б. менен аракеттенет.



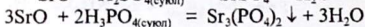
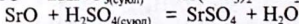
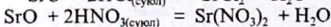
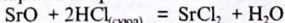
Стронцийдин кычкылы (SrO) металлдык стронцийдин кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенишүүсүнөн, карбонатынын, гидрокычкылынын жогорку темературанын таасиринде ажырашынан жана стронцийдин карбонатын графит менен калыбына келтирүүдөн алынат.



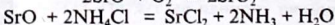
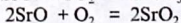
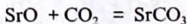
Стронцийдин кычкылы (SrO) ак түстөгү аморфтук күкүм, өтө гигроскоптук, сууда, этил жана метил спирттеринде жакшы эрийт. Сууда эригенде стронцийдин гидрокычкылын пайда кылат.



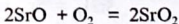
Кальцийдин кычкылынан (CaO) айырмасы сууда эригенде жылуулукту бөлбөстөн сиңирип алат. Стронцийдин кычкылы суюлтулган кислоталар менен аракеттенет.



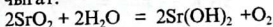
SrO аммонийдин хлориди, кычкылтек, көмүр кычкыл газы менен да аракеттенет.



Стронцийдин перкычкылы (SrO₂) төмөнкү реакциянын натыйжасында алынат:

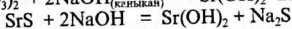
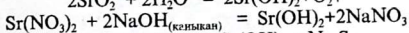
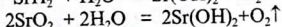
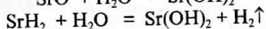
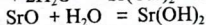
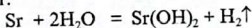


Стронцийдин перкычкылы ак түстөгү күкүм, сууда эригенде стронцийдин гидрокычкылы пайда болуп, кычкылтектин молекуласы бөлүнүп чыгат.

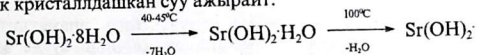


Стронцийдин перкычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары: $\text{SrO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ жана $\text{SrO}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ белгилүү.

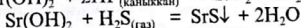
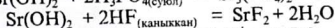
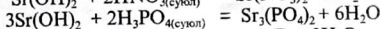
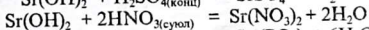
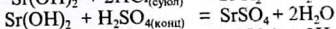
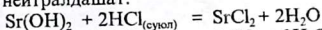
Стронций гидрокычкылы - $\text{Sr}(\text{OH})_2$, төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



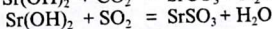
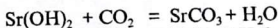
Стронцийдин гидрокычкылы ($\text{Sr}(\text{OH})_2$) эритмеден кристаллогидрат $-\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ түрүндө бөлүнүп алынат. 100°C да толук кристаллдашкан суу ажырайт.



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

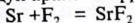


Стронцийдин гидрокычкылы кислоталык кычкылдар менен аракеттенет.

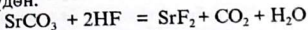


Стронцийдин фториди (SrF_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

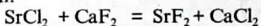
1. Стронций менен фтордун аракеттенүүсүнөн.



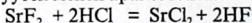
2. Стронцийдин карбонатына фтордуу суутек кислотасын таасир этүүдөн.



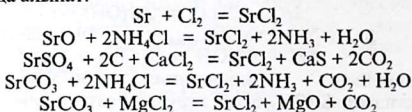
3. Стронцийдин хлоридине калий жана кальцийдин фторидин таасир этүүдөн.



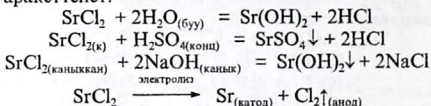
Стронцийдин фториди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл. Сууда, спиртте, ацетондо начар эрийт. Стронцийдин фториди газ абалындагы хлордуу суутек менен аракеттенет.



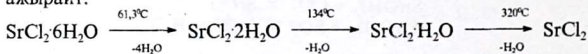
Стронцийдин хлориди (SrCl_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



Стронцийдин хлориди кубдук түзүлүштөгү, диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл. Стронцийдин хлориди сууда жана этил спиртинде эрийт. Стронцийдин хлориди 500°C да суунун буусу менен аракеттенет.

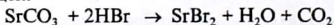


Стронцийдин хлориди төмөнкүдөй кристаллогидраттарды: $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ пайда кылат. Бул кристаллогидраттардын составындагы суу жогорку температурада ажырайт.

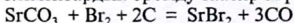


Стронцийдин бромиди (SrBr_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат.

1. Стронцийдин карбонаты бромдуу суутек кислотасы менен аракеттенгенден.

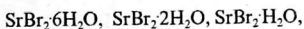


2. Стронцийдин карбонатына калыбына келтиргичтин катышуусунда элементардык бромду таасир этүүдөн.

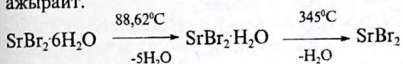


Стронцийдин бромиди ийне сыяктуу, түссүз кристалл, өтө гигроскоптук, диамагниттик касиетке ээ.

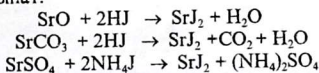
Стронцийдин бромидинин төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү:



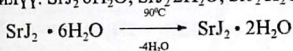
Стронцийдин гексагидратынын термикалык дегидратация реакциясы окуп үйрөнүлгөн. 345°C да кристаллдашкан суу толук ажырайт.



Стронцийдин иодиди (SrJ_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:

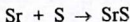


Стронцийдин иодиди түссүз, диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл, сууда эрийт. Төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү: $\text{SrJ}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrJ}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

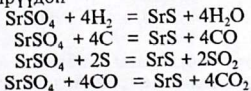


Стронцийдин сульфиди (SrS) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

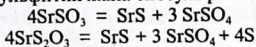
1. Жогорку температурада стронций менен күкүрттүн түздөн-түз аракеттенүүсүнөн



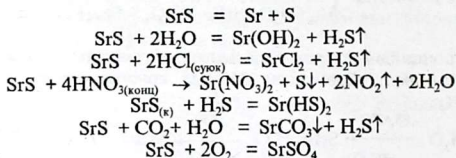
2. Стронцийдин сульфатын жогорку температурада суутек, көмүртек, күкүрт, көмүртектин (II) кычкылы менен калыбына келтирүүдөн



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 CO_2 ни сиңирип алат. 2000°C да ажырайт.

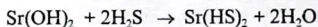


Стронцийдин сульфидинин суудагы эритмеси күкүрттүн балкыган эритмеси менен аракеттенип полисульфидди - SrS_4 пайда кылат.

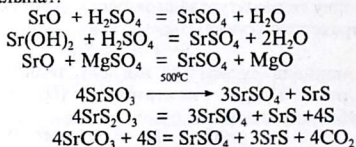


Стронцийдин гидросульфидинин $\text{Sr}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ жана полисульфидинин $\text{Sr}(\text{HS})_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ кристаллогидраттары бар.

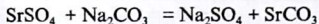
Стронцийдин гидросульфиди $65-75^\circ\text{C}$ да стронцийдин гидрокычкылы аркылуу күкүртүү суутекти өткөргөндө пайда болот.



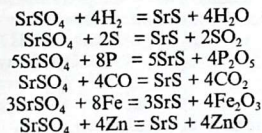
Стронцийдин гидросульфиди түссүз, ийне сыяктуу кристалл. Стронцийдин сульфаты (SrSO_4) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



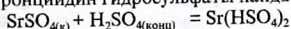
Стронцийдин сульфаты (SrSO_4) түссүз ромбикалык түзүлүштөгү кристалл. Стронцийдин сульфатын натрийдин карбонаты менен кайнатканда стронцийдин карбонаты пайда болот.



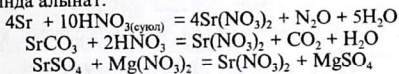
Стронцийдин сульфаты жогорку температурада суутек, күкүрт, фосфор, көмүртектин (II) кычкылы, темир, цинк менен калыбына келет.



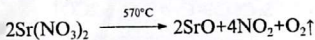
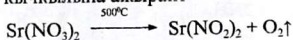
Стронцийдин сульфатынын кристаллына күкүрт кислотасын таасир эткенде стронцийдин гидросульфаты пайда болот.



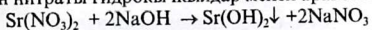
Стронцийдин нитраты ($\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



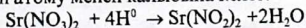
Стронцийдин нитраты кубдук түзүлүштөгү, түссүз диамагниттик касиетке ээ болгон кристалл. Сууда жакшы эрийт, стронцийдин нитраты 500°C да стронцийдин нитритине, ал эми 570°C да стронцийдин кычкылына ажырайт



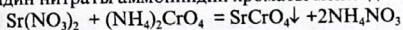
Стронцийдин нитраты гидрокычкылдар менен аракеттенет.



Ал эми суутектин атому менен калыбына келет.

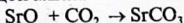


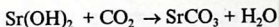
Стронцийдин нитраты аммонийдин хроматы менен да аракеттенет.



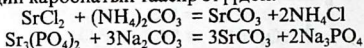
Стронцийдин карбонаты (SrCO_3) жаратылышта минерал (стронцианит) түрүндө кездешет. Лабораториялык шартта төмөнкү жолдор менен алынат.

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

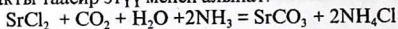




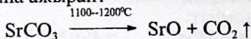
2. Стронцийдин фосфатына, хлоридине аммонийдин же натрийдин карбонатын таасир этүүдөн.



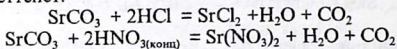
3. Стронцийдин хлоридине көмүр кычкыл газын, сууну, аммиакты таасир этүү менен алынат.



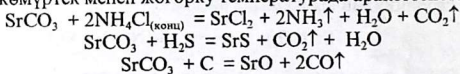
Стронцийдин карбонатынын кристаллы түссүз, ромбикалык түзүлүштөгү диамагниттик касиетке ээ. Стронцийдин карбонаты жогорку температурада (1100-1200^oC) стронцийдин кычкылына жана көмүр кычкыл газына ажырайт



Щелочтор менен аракеттенбейт, ал эми минералдык кислоталар менен аракеттенет.



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



3.4.4. 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.

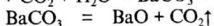
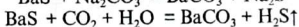
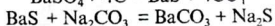
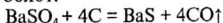
Стронцийдин бирикмелеринин ичинен SrO , SrO_2 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$ жана SrSO_4 өндүрүштүк мааниге ээ.

Барий (Barium)

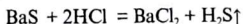
3.5.1. Тарыхый маалымат. 1774- жылы шведиялык химик Карл Вильгельм Шееле жана анын досу Юхан Готлиб Ганн оор шпатты- BaSO_4 изилдеп, андан барийдин кычкылын алышкан. Бирок К.В. Шееле жана Ю.Г. Ганн металлдык барийди бөлүп алган эмес. 1808- жылы Х. Деви электролиз жолу менен барийди бөлүп алган. Барийдин 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.

3.5.2. Барийдин жаратылышта таралышы, алынышы

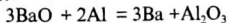
Барий жаратылышта эркин түрдө кездешпейт, негизинен бирикме түрүндө кездешет. Барийдин жаратылыштагы негизги минералдары: барит (BaSO_4), витерит (BaCO_3), сельзиан ($\text{Ba}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$) ж.б. Металлдык барий металлотермикалык, термикалык жана электролиз жолу менен алынат. Металлдык 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.



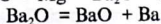
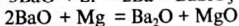
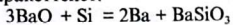
Барийдин сульфидине туз кислотасын таасир этүү менен барийдин хлориди алынат.



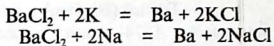
Барийди металлотермикалык жол менен алууда калыбына келтиргич катары металлдык алюминий колдонулат. Реакция 1200-1250°C да вакуумда жүрөт.



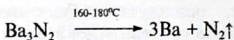
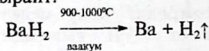
Барийдин кычкылы кремний жана магний менен жогорку температурада вакуумда аракеттенет.



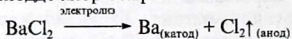
Барийдин хлориди калий, натрий ж.б. менен калыбына келет.



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

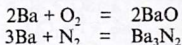


Барийдин хлоридинин балкытмасын электролиздегенде катоддо барий, ал эми аноддо хлор бөлүнөт.

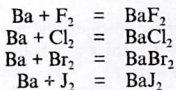


3.5.3. Барийдин физикалык жана химиялык касиеттери

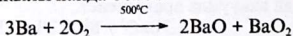
Барий ак күмүш сымал металл, Моостун шкаласы боюнча катуулугу 3 кө барабар. Эрүү температурасы 710°C , кайноо температурасы 1696°C . Металлдык барий кальций жана стронцийге салыштырганда активдүү. Барий абада өзүнүн жалтырактык касиетин жоготот, абадагы кычкылтек жана азот менен кычкылданат.



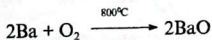
Галогендер менен $100-150^\circ\text{C}$ да аракеттенип, суусуз галогениддерди пайда кылат.



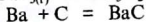
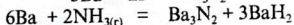
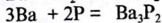
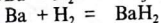
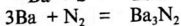
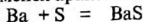
Барий кычкылтек менен 500°C да аракеттенгенде барийдин кычкылы жана перкычкылы пайда болот.



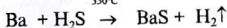
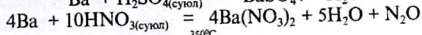
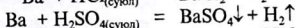
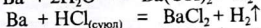
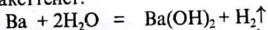
800°C дан жогорку температурада барийдин кычкылы пайда болот.



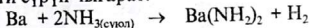
Жогорку температурада күкүрт, азот, суутек, фосфор, газ абалындагы аммиак, көмүртек менен аракеттенишет



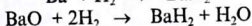
Барий комнаталык температурада суу, минералдык кислоталар менен да аракеттенет.



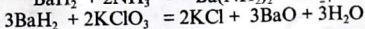
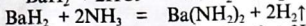
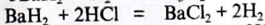
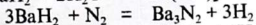
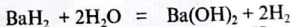
Суюк агрегаттык абалдагы аммиак менен аракеттенгенде катализатор катары платина колдонулса, барий аммиактын составындагы суутекти сүрүп чыгарат.



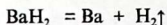
Барийдин гидриди (BaH_2) төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



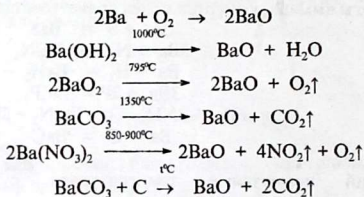
Барийдин гидриди бозумтул, ак түстөгү кристалл, эрүү температурасы 675°C , күчтүү калыбына келтиргич. Суу, минералдык кислоталар, азот, кычкылтек, аммиак ж.б. менен аракеттенет.



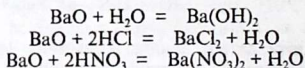
Барийдин гидриди 675°C дан жогорку температурада барийге жана суутекке ажырайт



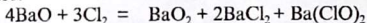
Барийдин кычкылы (BaO) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



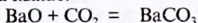
Барийдин кычкылынын кристаллдык түзүлүшү кубдук же гексагоналдык түзүлүштө болуп, катуулугу Моостун шкаласы боюнча 3,3 кө барбар. Ал эми эрүү температурасы 2020°C . BaO негиздик касиетке ээ. Суу, минералдык кислоталар менен аракеттенет.



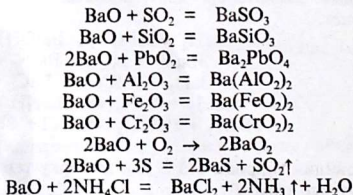
Барийдин кычкылы төмөнкү температурада хлор менен аракеттенет.



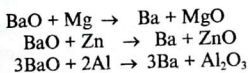
Комнаталык температурада көмүр кычкыл газын сиңирип алып барийдин карбонатын пайда кылат.



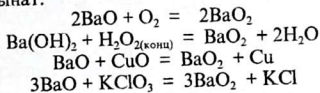
Жогорку температурада кислоталык жана амфотердик кычкылдар менен, ошондой эле күкүрт, кычкылтек, аммонийдин туздары менен аракеттенет.



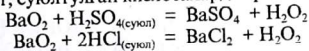
Барийдин кычкылы жогорку температурада магний, цинк жана алюминий менен калыбына келет.



Барийдин перкычкылы (BaO_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



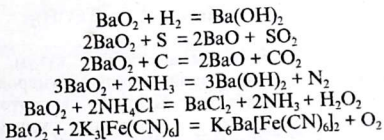
Барийдин перкычкылы ак түстөгү парамагниттик касиетке ээ болгон күкүм, кадимки температурада туруктуу, сууда, спиртте, эфирде начар эрийт, суюлтулган кислоталарда эрийт.



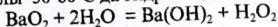
790°C да барийдин перкычкылы ажырайт



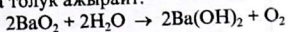
Барийдин перкычкылы (BaO_2) температуранын натыйжасында суутек, күкүрт, көмүртек, аммиак, аммонийдин туздары, калийдин гексационоферраты менен аракеттенет.



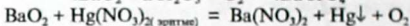
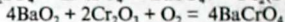
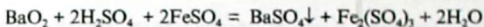
Барийдин перкычкылы $50-60^\circ\text{C}$ да гидролизденет.



Ал эми кайнак сууда толук ажырайт.



Барийдин перкычкылы эритмеде кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына катышат.



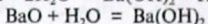
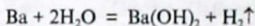
Барийдин перкычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары: $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ белгилүү. Барийдин перкычкылынын октогидраты - $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ төмөнкүдөй реакциялардын натыйжасында алынат.



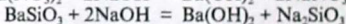
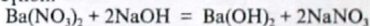
$\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ сууда начар эрүүчү, түссүз гексагоналдык $\text{BaO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ түзүлүштөгү кристалл. 0°C да сары түстөгү моноклиндик микрокристаллдык түзүлүшкө ээ.

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

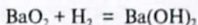
1. Металлдык барийге жана барийдин кычкылына сууну таасир этүүдөн.



2. Барийдин нитратынын жана силикатынын щелочтор менен аракеттенүүсүнөн.

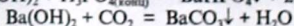
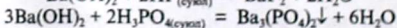
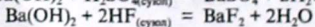
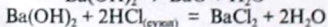
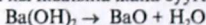


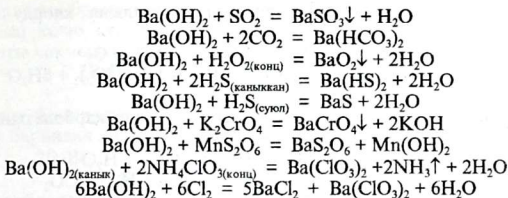
3. Барийдин перкычкылын суутек менен калыбына келтирүүдөн.



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

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





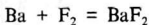
Барийдин гидрокычкылы күкүрттүү көмүртек менен 100⁰Сда аракеттенет.



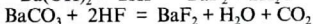
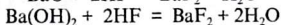
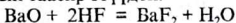
Барийдин гидрокычкылынын төмөнкүдөй кристаллогидраттары белгилүү: $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba(OH)}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Барийдин фториди (BaF_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

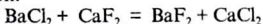
1. Металлдык барий менен фтордун түздөн түз аракетенүүсүнөн.



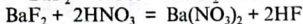
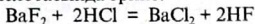
2. Барийдин кычкылына, гидрокычкылына, карбонатына плавик кислотасын таасир этүүдөн.



3. Барийдин хлоридинин кальцийдин фториди менен аракетенүүсүнөн.

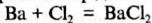


Барийдин фториди түссүз кубдук түзүлүштөгү кристалл, сууда аз эрийт. Туз жана азот кислотасында эрийт.

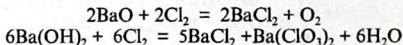


Барийдин хлориди (BaCl_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

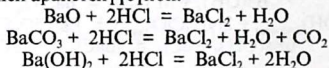
1. Металлдык барий хлор менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн



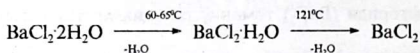
2. Барийдин кычкылына же гидрокычкылына хлорду таасир этүүдөн



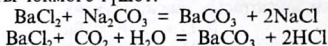
3. Барийдин кычкылы, гидрокычкылы жана карбонатынын туз кислотасы менен аракетенүүсүнөн.



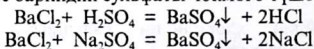
4. Барийдин хлоридинин α жана β модификациясы бар. α модификациясы түссүз, моноклиндик кристалл, ал эми β модификациясы туруксуз. Кристаллынын түзүлүшү кубдук, сууда жакшы эрийт, ацетондо начар эрийт. Барийдин хлориди эритмеден кристаллогидрат $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ түрүндө бөлүнөт,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



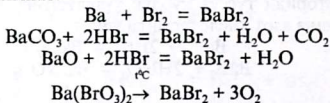
Барийдин хлоридинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газы өткөрүлсө же натрий карбонатынын эритмесин таасир этсе, анда барийдин карбонаты чөкмөгө түшөт.



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



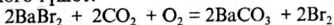
Барийдин бромиди (BaBr_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



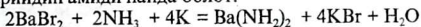
Барийдин бромиди түссүз, диамагниттик касиетке ээ кристалл. Сууда эрийт, ал эми спиртте жана ацетондо начар эрийт.

Барийдин бромиди эритмеден $\text{BaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - кристаллогидрат түрүндө бөлүнүп алынат. Барийдин кристаллогидраты түссүз, моноклиндик призма түрүндө кристаллдашат.

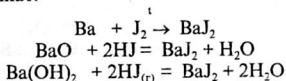
Барийдин бромидинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газын аба менен кошо өткөргөндө кыйындык менен эрүүчү барийдин карбонаты чөкмөгө түшөт.



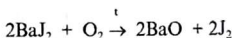
Барийдин бромидине калийдин аммиактагы эритмесин таасир эткенде барийдин амиди пайда болот.



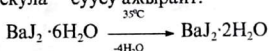
Барийдин иодици (BaJ_2) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



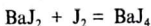
Барийдин иодици түссүз, кристаллдык күкүм, сууда, спиртте жана ацетондо эрийт. 170°C да абада термикалык ажыроого учурайт.



Барийдин иодици эритмеден төмөнкүдөй кристаллогидраттар $\text{BaJ}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaJ}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaJ}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ түрүндө бөлүнүп алынат. $\text{BaJ}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -кристаллогидратынан 35°C да барий иодицинин төрт молекула суусу ажырайт.

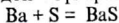


Барийдин иодицинин эритмесинде иодду эриткенде, барийдин полииодици пайда болот.

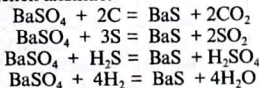


Барийдин сульфиди (BaS) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат.

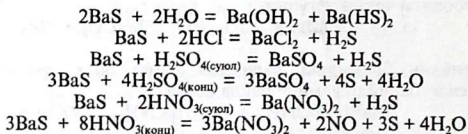
1. Барийдин күкүрт менен түздөн - түз аракеттенүүсүнөн.



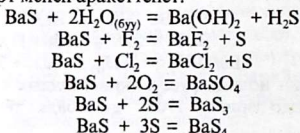
2. Барийдин сульфатын көмүртек, күкүрт, күкүрттүү суутек жана жогорку температурада суутек менен калыбына келтирүү жолу менен алынат.



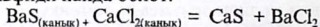
Барийдин сульфиди түссүз, кубдук түзүлүштөгү кристалл, төмөнкү температурада суу, минералдык кислоталар менен аракеттенет.



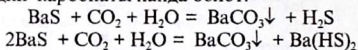
Жогорку температурада барийдин сульфиди суу, галогендер, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенет.



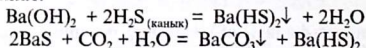
Барийдин сульфидинин каныккан эритмесине кальцийдин хлоридинин каныккан эритмесин таасир эткенде барийдин хлориди жана кальцийдин сульфиди пайда болот.



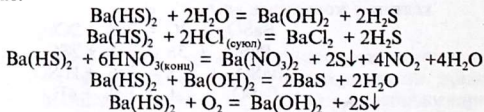
Барийдин сульфидинин эритмеси аркылуу көмүр кычкыл газын өткөргөндө барийдин карбонаты пайда болот.



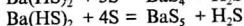
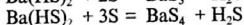
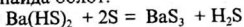
Барийдин гидросульфиди ($\text{Ba}(\text{HS})_2$) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



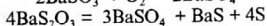
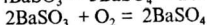
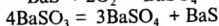
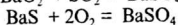
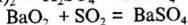
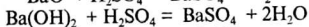
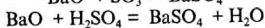
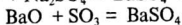
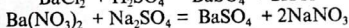
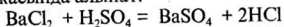
Барийдин гидросульфиди муздак сууда жакшы эрийт. Суюлтулган кислоталар менен аракеттенет, щелочтор менен нейтралдашат. Сууда эриген кычкылтекте акырындык менен кычкылданат.



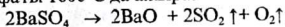
Барийдин гидросульфидинин эритмесине күкүрттү таасир эткенде барийдин полисульфиди пайда болот.



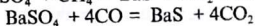
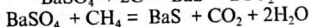
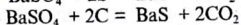
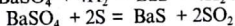
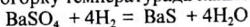
Барийдин сульфаты (BaSO_4) жаратылышта барит деп аталган минерал түрүндө белгилүү. Барийдин сульфаты төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



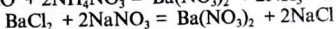
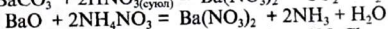
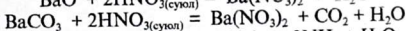
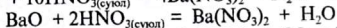
Барийдин сульфатынын кристаллдык түзүлүшү ромбикалык, түссүз. Барийдин сульфаты 1600°C да ажырайт.



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

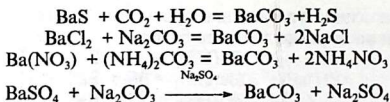


Барийдин нитраты ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



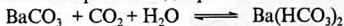
Барийдин карбонаты (BaCO_3) төмөнкү реакциялардын натыйжасында алынат:



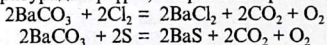


Барийдин карбонатынын α , β , χ модификациялары бар. Бул модификациялар кристаллдык түзүлүштөрү менен айырмаланат. χ модификациясы ромбикалык, β модификациясы гексагоналдык, ал эми α модификациясы кубдук түзүлүштө болот.

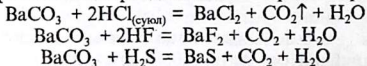
Барийдин карбонаты сууда начар эрийт, бирок көмүр кычкыл газынын суудагы каныккан эритмесинде эрийт.



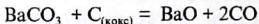
Жогорку температурада күкүрт, хлор менен аракеттенет.



Барийдин карбонаты минералдык кислоталарда ажырайт.



1000°C дан жогорку температурада көмүртектен менен калыбына келет.



3.5.4. Барийдин колдонулушу

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

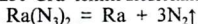
Радий (Radium)

3.6.1. 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 ириддийдин куймасынан жасалган.

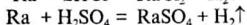
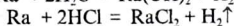
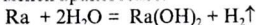
3.6.2. Радийдин жаратылышта таралышы жана алынышы

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.

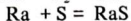
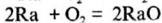
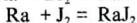
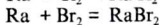
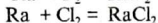
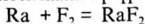


3.6.3. Радийдин физикалык жана химиялык касиеттери

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



Радий галогендер, кычкылтек жана күкүрт менен аракеттенет.



3.6.4. Радийдин колдонулушу

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

Колдонулган адабияттар

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998.
2. Угай Я.А. Неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1989.
3. Хьюи Дж. Неорганическая химия. - М.: Химия, 1987.
4. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т.1. - М.: Мир, 1971.
5. Николаев Л.А. Неорганическая химия. - М.: Просвещение, 1982.
6. Ефимов А.И. и др. Свойства неорганических соединений (справочник)- Л.: Химия, 1983.
7. Петров М.М., Михилев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия. - Л.: Химия, 1989.
8. Химическая энциклопедия.- М.: Советская энциклопедия. Т.1, 1961. Т.2, 1963. Т.3, 1964. Т. 4, 1965. Т. 5, 1967.
9. Популярная библиотека химических элементов. Т. 1.- М.: Наука, 1983.
10. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия.-М.: Изд-во МГУ, 1991.

Мазмуну

Кириш сөз.....	3
1 – бөлүм. Суутек.....	4
2 – бөлүм. I A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	16
Литий.....	18
Натрий.....	27
Калий.....	39
Рубидий.....	50
Цезий.....	58
Франций.....	65
3 – бөлүм. II A группанын элементтерине жалпы мүнөздөмө.....	66
Бериллий.....	68
Магний.....	77
Кальций.....	88
Стронций.....	100
Барий.....	109
Радий.....	121
Колдонулган адабияттар.....	123

Корректору Орозматова Г.

Басууга берилди: 22.04.08

Фармат: 60 x 84 1/16 көлөмү 7,7 б.т.

Буйрутма: 27 нуска 500

Ош. ЖЧК «Вега» басмаканасында басылды
Ош шаары Курманжан – Датка көчөсү, 224 - үй

БИБЛИОТЕКА
Ошского государственного
университета

ИНВ № 120 = 00 Т.



925682