

ББК 24.1.
С - 46

ОшМУнун Окумуштуулар Кеңешинин 2003-жылдын 29-сентябрындагы №1-отурумунун чечими менен басмага сунушталган.

Рецензент: Химия илимдеринин доктору, профессор
Сатывалдиев А.С.

С – 46 Химиялык элементтерге кыскача баян.
// Окуу-усулдук колдонмо. Түз.: Мурзубраимов Б.,
Турдубаева Г., Сатывалдиев Д., Сүйүнбекова А.
– Ош, ОшМУ. - 128 б.

ISBN 9967-21-372-1

Колуңуздардагы химиялык элементтерге кыскача баянда 109 химиялык элемент боюнча жалпы маалыматтар берилген. Окуу-усулдук колдонмо катары кыргыз тилинде жазылган бул кыскача баян студенттерге, аспиранттарга, окутуучуларга жана жалпы эле химияга кызыккандарга арналуу менен химиялык элементтер боюнча билимди жогорулатуу, аны терең өздөштүрүү максатын көздөйт.

C-1701000000

ББК 24.1.

ISBN 9967-21-372-1

© Ош мамлекеттик университети, 2003

«Сөздөр тамгалардан же күн желеси миң түрлүү түстөрдөн тургандай эле, адам да атомдордон, бөлүкчөлөрдөн турарын мен билемин. Ыраат-тартибин өзгөртүп койсок, анда биздин маани-маңызыбыз да өзгөрөт.»

А. Вознесенский

Кириш сөз

Бизди курчап турган айлана чөйрө өзүнүн физикалык, химиялык кубулуштарынын көп түрдүүлүгү менен өзгөчөлөнүп, ар кандай өзгөрүүлөргө дуушар болуп турат. Ал өзгөрүүлөрдүн маңызы физикалык, химиялык кубулуштарды түшүнүүгө жана изилдеп үйрөнүүгө шарт түзөт.

Табийгаттын кубулуштарын түшүнүү, закон ченемдүүлүктөрүн үйрөнүү, теориялык илимий жоболорун өздөштүрүү жана аларды билгичтик менен илимде, техникада, өндүрүштө, айыл чарбасында колдонуу проблемалары табигый илимдерге, алардын ичинде химия илимине таандык.

Химия илими көп тармактуу түшүнүктөргө арбын. Анын ичинен химиялык элементтер түшүнүгү негизги орунда турат. Ошондуктан химиялык элементтердин кыскача түшүндүрмөсүн билүү жана аны пайдалануу - химияны терең өздөштүрүүнүн бир өбөлгөсү.

Жаратылышта кездешкен жөнөкөй жана татаал заттардын бардыгы химиялык элементтерден турат. Химиялык элементтердин жаратылышта таралышы геохимия менен космохимиянын жана химиялык элементтердин пайда болушунун теориялары менен түшүндүрүлөт.

Азыркы мезгилде жаратылышта кездешкен жана урандан кийинки жаратылышта кездешпеген химиялык элементтер ачылып, Д.И. Менделеев түзгөн мезгилдик системада тиешелүү орундарды ээледі.

Бүгүнкү күндө 120дан ашык химиялык элемент бар экендиги белгилүү. Андан тышкары илимий изилдөө лабораторияларында окумуштуулар тарабынан жыл сайын жаңы элементтер жана миңдеген алардын бирикмелери алынып жатат.

Бул окуу-усулдук колдонмодо 109 химиялык элементтин касиеттери, алыныштары, колдонулуштары камтылган маанилүү маалыматтар берилип, химиялык элементтердин мезгилдик системасы жана кээ бир элементтердин стандарттык электрондук потенциалдары боюнча маалыматтар тиркелген (Тиркеме 1, 2).

Окуу-усулдук колдонмо Кыргыз Республикасынын мамлекеттик тил жөнүндөгү мыйзамына ылайык, окуу иштери кыргыз тилинде жүргүзүлгөн окуу жайларында студенттердин, окуучулардын химия боюнча билимин жогорулатууга, химия илимин терең өздөштүрүүсүнө көмөк көрсөтүү максатын көздөйт.

Маалыматтар алынган адабияттардын тизмеси окуу колдонмонун акырында берилген.

Окуу-усулдук колдонмо жалпы химия илимине кызыккандарга ошондой эле мугалим, аспирант, студент, окуучуларга арналат.

Химиялык элементтерге кыскача баян тууралуу ой пикир, сунуштарга авторлор алдын ала ыраазычылык билдиришет жана алар төмөндөгү дарек боюнча кабыл алынат.

Ош шаары, Н.Исанов көчөсү, 77

Табият таануу факультети

Жалпы жана органикалык эмес

химия кафедрасы

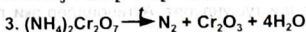
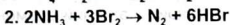


7 N [He]2s²2p³
14,0067
 2 5

Азот (лат. Nitrogenium) N - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин VA тобунан орун алган химиялык элемент, катар номери 7, атомдук массасы 14,0067. Кадимки шартта

түссүз, жытсыз жана даамсыз газ; абадан бир аз жеңил, балкып эрүү температурасы - 209,86°C, кайноо температурасы - 195,8°C, тыгыздыгы 1,2506 кг/м³. 1772-ж Д.Резерфорд ачкан. Жаратылышта азот эркин абалында жана кошулма түрүндө кездешип, жер кыртышынын 0,04%ин, абанын курамынын 78,16%ин жана белоктун 16-17%ин түзөт. Таза азотто жаныбарлар жашай албайт, бирок ал тиричилик үчүн эң керектүү элемент. Кычкылтекке караганда сууда аз эрийт, күйүүгө жардам бербейт. Ал көмүртек, суутек жана кычкылтек менен кошулуп, белок заттарын пайда кылат. Жаныбарлар азотту өсүмдүктөрдөн алышат. Өсүмдүктөр азотту жер кыртышынан, азоттун органикалык эмес бирикмелеринин эритмелери түрүндө сиңирет. Жаратылышта азоттун 2 изотобу: ¹⁴N (99,635%) жана ¹⁵N (0,365%) бар. Андан сырткары туруксуз радиоактивдүү ¹³N жана ¹⁶N болгон изотоптору белгилүү. ¹⁶N изотобу позитрондук ажыроого дуушар болот (T_{1/2}=9,93 күн). ¹⁶N изотобу β-бөлүкчөсүн бөлүп чыгаруу менен ажырайт (T_{1/2}=8сек). Азоттун изотоптору атмосферадагы ядролук реакцияларда негизги орунду ээлейт. Химиялык бирикмелеринде +5тен -3кө чейин кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы N⁰дөн N⁷⁺ чейин 14,53; 29,60; 47,45; 77,47; 97,88; 552,07; 667,01 эв барабар.

Азоттун молекуласы үчтүк байланыш менен байланышкан 2 атомдон турат. Байланыштын узундугу N≡N 0,110 нм барабар. Байланыштын энергиясы жогору (945 кДж/моль) болгондуктан молекуласы химиялык жактан туруктуу, жогорку температурада гана металлдар менен нитридди, кычкылтек менен азот кычкылдарын (N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅) пайда кылат. Азот суутек менен жогорку температурада, басымда жана катализатордун катышуусунда NH₃ты пайда кылат. Галогендер менен түздөн түз аракеттенбейт. Азот лабораторияда төмөндөгү реакциялардын натыйжасында алынат:



Салыштырмалуу таза азот натрийдин азидин термиттик ажыратуудан $2\text{NaN}_3 \rightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$ алынат.

Өнөр жайда суюк абаны буулантып айдоо жолу менен алынат да, негизинен аммиакты синтездөө үчүн жумшалат. Молекулалык азот химиялык жана металлургиялык процесстерде инерттүү чөйрөнү, термометрлердин бош аралыгын толтурууда жана төмөнкү температураны алуу үчүн колдонулат.

^{89}Ac $[\text{Rn}]6d^17s^2$

[227]

2 8 18 32 18 9 2

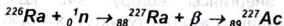
сандары ^{209}Ac - ^{232}Ac болгон 24 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{225}Ac , ^{227}Ac жана ^{228}Ac болгон изотоптору табылган; бир кыйла туруктуусу болуп ^{227}Ac саналат. Актинийдин жер кыртышында таралышы $6 \cdot 10^{-10}\%$ га барабар. Актинийди 1899-жылы француз химиги Андрэ Дебьерн ачкан.

Актиний – күмүш түстүү ак металл; балкып эрүү температурасы $1040 \pm 50^\circ\text{C}$; кайноо температурасы 3300°C ; бирикмелеринде +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; актиний элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14}5s^25p^65d^{10}5f^06s^26p^26d^16f^07s^2$ же $6d^17s^2$. Иондошуу энергиясы $\text{Ac}^0 \rightarrow \text{Ac}^{+1} 6,9\text{эВ}$.

Актиний активдүү металл. Ал абада кычкылданып Ac_2O_3 тү пайда кылат. Галогендер, туз жана азот кислоталарында жакшы эрийт. Актинийдин туздары ак түстө, ал эми эритмелери түссүз болот. Актиний актинийдин хлоридин калийдин буусу менен калыбына келтирүүдөн алынат.



Актинийди ^{226}Ra ди нейтрондор менен бомбалоодон алууга болот:



Актиний илим изилдөө иштеринде кеңири колдонулат.

^{90}Th - ^{103}Lr

[227]

[260]

Актиноиддер - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин IIIВ тобунан орун алышкан актинийден кийинки катар номери 90дон 103кө чейинки

элементтердин тобу. Актиноид - актиний элементине окшош же анын аналогу дегенди түшүндүрөт. Актиноиддер эки топчого: ураноид (Ac -

Am) жана кюроид (Сm - Lr) болуп бөлүнөт. Actinoиддер f-элементтер катарына киришет. Алардын 5f жана 6d деңгээлчелеринен орун алышкан электрондук энергетикалык абалынын (күчүнүн) айырмасы өтө аз болгондуктан 5f-деңгээлчесиндеги электрондор 6d-деңгээлчесине өтүшүнө байланыштуу actinoиддердин кычкылдануу даражалары бирикмелеринде жогорулап жана төмөндөйт. Мисалы: Th, Pa, U эле-менттеринин кычкылдануу даражалары бирикмелеринде +4төн +6га чейин жогорулайт. Нептуний, Am, Cm элементтеринин кычкылдануу даражалары +7ден +3кө чейин төмөндөйт, ал эми калган элементтердин мүнөздүү кычкылдануу даражасы бардык бирикмелеринде +3кө барабар. Actinoиддердин атомдорунун радиусу чоң болгондуктан, айрым учурларда кычкылдануу даражалары +7ге чейин жетет. Кычкылдануу даражасы +7 болгон айрым бирикмелери ураноиддерден табылган.

Actinoиддер жаратылышта монацит, эвскенит жана урандуу чайыр кендеринде кездешет. Жаратылышта торий, уран калган actinoиддерге караганда көп өлчөмдө таралган элементтер, протактиний, плутоний аз өлчөмдө кездешет. Калган actinoиддер жаратылышта кездешпейт.

Actinoиддер радиоактивдүү элементтерди ажыратуудан же жасалма жол менен ядролук реакциялардын негизинде синтезделип алынган.

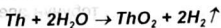
Торий 1-жолу 1828-жылы Я.Берцелиус тарабынан торит – ThSO₄ минералынан табылган, уран 1789-жылы Клаппорт тарабынан уран чайырынын кенинен табылган, ал эми протактиний 1918-жылы Ган жана Мейтнер тарабынан ачылган.

Урандан кийинки көпчүлүк элементтер уран кендеринде аз санда болсо да кездешет. Нептуний 1940-жылы Микмеллан, Эйбольсон тарабынан табылган, калган actinoиддер ядролук реакциялардын жардамында 1940-жылы плутоний, 1945-жылы америций, 1949-жылы берклий, калифорний, 1953-жылы фермий, 1955-жылы менделеевий ж.б. синтезделип алынган. Actinoиддердин синтезделиши Г.Сиборг, Ферми, Флеров жана алардын кесиптештери тарабынан жүргүзүлгөн.

Actinoиддер күмүш түстүү ак, оор металлдар, балкып эрүү температуралар 738⁰ – 1757⁰Снын чегинде болот.

Actinoиддер абада тез кычкылданып оксиддик кабыкчаны, ал эми суутек, азот, фосфор, күкүрт жана галогендер менен аракеттенишип стехиометриялык эмес бирикмелерди ThH(2±X) пайда кылат.

Actinoиддердин порошоктору суу менен тез аракеттенишип, суутекти сүрүп чыгарат:



Күчтүү кислоталар менен аракеттенишкенде туруктуу бирикмелер алынат:



Актиноиддер күчтүү негиздер менен аракеттенишпейт. Алар комплекстик бирикмелеринде жогорку кычкылдануу даражасына ээ болушат.

Актиноиддердин касиеттери

№	Элементтин аты	Символу	Катар номери	Атомдук массасы	Балкып эруу температурасы	Кайноо температурасы	Электрон-дук түзүлүшү	Кычкылдануу даражасы
1	Актиний	Ac	89	[227]	1040	3300	6d ¹ 7s ²	+3
2	Торий	Th	90	232,04	1750	4200	6d ² 7s ²	+2, +3, +4
3	Протактиний	Pa	91	231,04	1750	4200	5f ² 6d ¹ 7s ²	+2, +3, +4, +5
4	Уран	U	92	238,03	1572	4487	5f ³ 6d ¹ 7s ²	(+2) +3, +4, +5, +6
5	Нептуний	Np	93	237,05	1134	4200	5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	+3, +4, +5, +6, +7
6	Плутоний	Pu	94	240,06	640	4082	5f ⁶ 6d ⁰ 7s ²	+2, +3, +4, +5, +6, +7
7	Америций	Am	95	243,06	640	3352	5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	+2, +3, +4, +5, +6, +7
8	Кюрий	Cm	96	247,07	1340	2607	5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	+2, +3, +4, +6
9	Берклий	Bk	97	247,07	986	-	5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	+3, +4
10	Калифорний	Cf	98	251,08	-	-	5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	+2, +3, +4, +5, +6
11	Эйнштейний	Es	99	252,08	860	-	5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	+3
12	Фермий	Fm	100	257,09	-	-	5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	+2, +3,
13	Менделеевий	Md	101	258,09	-	-	5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	+1, +2, +3
14	Нобелий	No	102	259,10	-	-	5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	+2, +3,
15	Лоуренсий	Lr	103	260,10	-	-	6d ¹ 7s ²	+3

Актиноиддердин химиялык касиеттери толук изилдене элек.

Актиноиддер жана алардын айрымдарынын изотоптору ядролук реакцияларда эбегейсиз чоң өлчөмдөгү энергияны бөлүп чыгаргандыктан, жарылуучу зат катары, атомдук арзан электр энергиясын алууда жана ядролук отун катарында колдонулат.

⁷⁹Au [Xe]5d¹⁰6s¹

196,965

2 8 18 32 18 1

АЛТЫН (лат. *Aurum*) Au

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IV тубунун элементи; катар номери 79, атомдук массасы 197.

Моноизотоптуу элемент. Асыл металлдардын катарына кирет. Байыртадан белгилүү элемент. Жаратылышта эркин абалда уюган кристалл түрүндө, кээде майда кум түрүндө топуракка аралашкан абалда жолугат. Өндүрүштүк маанидеги кендери Россияда, Чыгыш жана Батыш Сибирде, Якутияда, Забайкальеде, Красноярск крайында, Уралда, Кыргызстанда: Кум-Төр, Жер-Үй, Макмал, Солтон-Сарыда кеңири таралган. Алтындын бирден бир ири кени Түштүк Африкада табылган (дүйнөлүк алтындын 5%ын өндүрөт). Кыргызстанда алтын өндүрүү жылына 14-17 тоннага жетет. Мындан сырткары Америка, Канада, Австралия ири алтын өндүрүүчүлөр болуп саналышат.

Алтын сары түстөгү жалтырак, жумшак, созулгуч металл. 1 грамм алтындан жоондугу 0,0002мм, узундугу 3420 м болгон ичке зымды чоюп алууга болот. Атомдук радиусу 1,44Å; иондук радиусу 1,37Å; тыгыздыгы 19,32г/см³; балкып эрүү температурасы 1064⁰; кайноо температурасы 2947⁰; магнитке тартылбайт.

Алтындын химиялык активдүүлүгү начар; кычкылтек, суутек, азот жана көмүртек менен жогорку температурада да кошулбайт. Алтындын күкүмдөрүн хлор менен 140 - 150⁰С ысытуудан алтындын хлориди - AuCl₃ алынат. Ал алтынды башка заттардан бөлүп алуунун баштапкы заты болуп саналат. Химиялык бирикмелеринде I - III валенттүүлүктү көрсөтөт. Бирикмелери туруксуз. Иондошуу энергиясы Au⁰→Au⁺¹→ Au⁺²→ Au⁺³ 9,22; 20,5; жана 30,5 эв барабар.

Алтын 1 көлөм азот, 3 көлөм туз кислотасынын, күкүрт жана азот кислотасынын аралашмасында жана циандуу натрийдин эритмесинде гана эрийт.

Алтын сымап менен амальгаманы пайда кылат. Анын бул касиети кенден бөлүп алууда колдонулат.

Өз учурунда Карл Маркс минтип жазат: *"Адамзат турмушунда алтын металлдардын ичинен биринчиси болуп эсептелет. Байыркы Египетте, мындан миң жыл мурда Кытай, Индия, Месопотамия өлкөлөрүндө кеңири колдонуп келген. Грецияда VIII кылымда, Арменияда алтын акчалар б.з.ч. I кылымда пайда болгон. Алтындан башка металл, адамзат тарыхында чоң роль ойногон эмес. Анткени, алтын үчүн элдердин ортосунда согуштар чыгып, зор кыйроолор болгондугу тарыхтан белгилүү."*

«Аurum» деген латын сөзү «аврора» деген сөздөн келип чыккан; «аврора»- таңкы шоола дегенди билдирсе, «aurum» – сары дегенди билдирет.

Алтын жана анын куймалары медицинада туберкулез оорусун козгоочу бактерияларды жок кылуу үчүн жана химиялык жактан туруктуу аппараттардын тетиктерин жасоодо, кооз буюмдарды, тиш

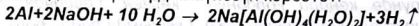
протездерди, микроэлектроникада, космостук техникаларда жана радиоактивдүү ^{198}Au изотобу радиотерапияда колдонулат.

^{13}Al $[\text{Ne}]3s^23p^1$
26,9815
2 8 3

Алюминий (лат. *Aluminium*) Al – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 3-мезгилинин IIIA тобунун элементи. Катар номери 13; атомдук массасы 26,9815; жер кыртышында таралышы боюнча

металлдардын ичинен 1-орунду ээлеп 8,8%ды түзөт. Алюминийдин жаратылыштагы минералдары: KAlSi_3O_8 , $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$, NaAlSiO_4 , $\text{Ca}(\text{AlSiO}_4)_2$, $\text{KAl}(\text{SiO}_3)_2$ – талаа шпаттары, $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2$ – нефелин, $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – боксит, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ – криолит. Жалпысынан алганда алюмосиликаттар, боксит, корунд жана криолит түрүндө жаратылышта учурайт.

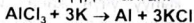
Алюминий бирден бир моноизотоптуу элементтердин катарына кирет. Кычкылдануу даражасы +3, кээде +1,+2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт (800°C дан жогорку газдык фазада). Иондошуу энергиясы $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+1} \rightarrow \text{Al}^{+2} \rightarrow \text{Al}^{+3}$ 5,984; 18,828; 28,44 эв; Ири алюминий өндүрүүчү мамлекеттерге Россия, Гренландия, Норвегия, Швеция, Австралия, Бразилия, Гвинея ошону менен бирге Орто Азиядан Тажикстан кирет. Таза алюминийдин (99,996%) тыгыздыгы $2,70 \text{ г/см}^3$ (20°C), эрүү температурасы $660,24^\circ\text{C}$ кайноо температурасы 2500°C . Алюминий Si, Cu, Zn, Mn ж. б. элементтер менен ар түрдүү касиеттеги, өтө бышык куймаларды пайда кылат. Абада тез кычкылданып Al_2O_3 не айланат. Ал андан ары коррозиялануудан сактайт. Жогорку температурада азот, көмүртек, күкүрт менен реакцияга кирип нитридди (AlN), карбидди (Al_4C_3), сульфидди (Al_2S_3) берет. Галогендер менен да реакцияга кирет. Жегичтерде оңой эрип суутекти бөлүп чыгарат да алюминатты пайда кылат. Мына ушул касиети алюминийдин амфотердик мүнөзүн көрсөтөт.



Алюминийдин оксиди жана гидроксиддери да бул касиетти толуктайт.

Алюминий өнөр жайда криолитте (Na_3AlF_6) эритилген бокситти электролиздөөдөн алынат. Электролиттин составы (массасы боюнча) төмөнкүдөй: 75-90% $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, 5-12% AlF_3 , 2-10% CaF_2 , 1-10% Al_2O_3 ; молярдык катышы $\text{NaF} : \text{AlF}_3 = 2,20 - 2,85$.

Алюминийди 1827-жылы немец химиги Ф. Велер AlCl_3 дин калий менен калыбына келтирүүдөн алган.



Ушул эле окумуштуу тарабынан биринчи жолу 1845-жылы металлдык алюминийдин балкыган таза эритиндиси алынган.

Таза алюминий жылуулукту, электр тогун жакшы өткөргөн, коррозияга туруктуу, чоюлгуч, жеңил, оңой ширетилүүчү, күмүш сымал ак металл.

Алюминий электр техникасында, авиацияда, өнөр жайларда, металлургияда, ядролук реакторлордо, турмуш тиричиликте керектелүүчү буюмдарды жасоодо кеңири колдонулат.

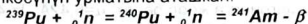
95 Am [Rn]5f⁷7s²

[243]

2 8 18 32 25 8 2

Америций (лат. Americium) Am - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын III В тобунан орун алган элемент. Катар номери 95, атомдук массасы [243]. Америцийдин

массалык сандары ²³²Am, ²³⁴Am – ²⁴¹Am болгон 15 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ²⁴³Am саналат. Америцийди 1944-жылы Т.Сиборг, А.Гиорсо, Р.Джеймс жана А.Морган ж.б. америкалык окумуштуулар плутонийди нейтрон бөлүкчөлөрү менен бомбалоодон ⁹⁵²⁴¹Am изотобун алышкан да, ал элементти америций деп өз өлкөсүнүн урматына аташкан:



1945-жылы Б.Каннигемон жана Л.Эспри 20 мкг салмактагы таза түрүндөгү америций препаратын биринчи жолу алышкан.

Америций - күмүш түстүү, ак, жалтырак, жумшак металл; балкып эрүү температурасы 640°C; кайноо температурасы 3352°C; бирикмелеринде +2, +3, +4, +5, +6 жана +7 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; Америцийдин иондошуу энергиясы: Am⁰ → Am⁺ 6,0 эв. барабар. Америций элементинин электронунун жайгашуусу [Rn] 5f⁷7s².

Америций галогендер менен кошулуп фторид, хлорид, бромид, йодиддерди пайда кылат, мисалы: AmF₄, AmF₃, AmCl₃, AmBr₃, AmJ₃.

Америцийдин AmO₂, AmO₂F, Am₂(SO₄)₃ ж.б. бирикмелери белгилүү. Америцийдин (VII) валенттүүлүгүн биринчи жолу америцийди озон менен щелочтуу чөйрөдө кычкылдандыруу менен Россиянын радиохимиктери аныкташкан. Америцийди атомдук реакторлордо ядролук отун катары, радиохимиялык изилдөөлөрдө, химиялык элементтерди синтездеп алууда, медициналык аппараттарды, приборлорду, өлчөөчү жана изилдөөчү куралдардын тетиктерин жасоодо колдонушат.

18 Ar [Ne]3s² 3p⁶

39,948

2 8 8

Аргон (лат. Argon, грек. аракеттенишпеген, реакцияга кирбеген) Ar - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 3-мезгилинин VIIIA тобунан орун алган химиялык элемент. Асыл газдарга

кирет, катар номери 18, атомдук массасы 39,948.

Кадимки шартта аргон бир атомдуу, химиялык жактан инерттүү, түссүз, жытсыз газ. Аргондун атомун 1894-жылы Д.Рэлей жана У.Рамзай абанын составынан, абаны терең муздатуу менен бөлүп алышкан.

Аргон инерттүү газдардын ичинен эң көп таралганы - атмосферада көлөмү боюнча 0,93%ды түзөт.

Туруктуу 3 изотопту пайда кылат: ³⁶Ar (0,337%), ³⁸Ar (0,063%) жана ⁴⁰Ar (99,600%).

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү - 3s² 3p⁶; иондошуу энергиясы: Ar⁰ → Ar⁺ → Ar²⁺ 1520,57 жана 2665,83 кДж/моль. Иондошуу энергиясы Ar⁰ → Ar⁺ 15,76 эВ барабар. Ван-дер-Ваальс радиусу 0,192Å, коваленттик радиусу 0,095Å. Кайноо температурасы -185,29°K (-87,1°С), тыгыздыгы - 0,01786 г/см³. Органикалык эритмелерде сууга караганда жакшы эрийт. Катуу абалдагы кристаллдык аргондун торчосу кубдук сингонияга жооп берет: α=5,42Å, J= 4Å.

Дүйнөдө жылына 5·10⁹ м³дан көбүрөөк аргон алынат. Аргон болоттон жасалган көлөмү 40 л болгон атайын баллондордо ташылат жана сакталат.

Аргон металлургияда, металлдарды иштетүүдө, жарым өткөргүчтөн жасалган аспаптарды даярдоодо, химиялык синтезде, люминесценттик лампаларда, ядролук техникада ж.б. кеңири колдонулат.

85 At [Xe]6s² 6p⁵

[210]

2 8 18 32 18 7

Астат (грек. astatos—туруксуз, лат. astatium астатия) At - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын VI мезгилинин VIIA тобунан орун алган радиоактивдүү элемент, катар номери 85,

галогендерге кирет. Эң эле узак жашоочу изотобу ²¹⁰At (T_{1/2}-8,3 саат). Эң биринчи жолу 1940-ж. Э.Сегре, Т.Корсон, У.Макензи висмутту α-бөлүкчөлөр менен нурлантканда ²¹¹At изотобун алышкан (⁸³209Bi (α2n), ⁸⁵211At). Анын туруксуз 19 изотобу бар, эң туруктуусу ²¹⁰85At - 8,3 саатка чейин жашайт. Бардыгы радиоактивдүү. Атомунун электрондук түзүлүшү: 6s² 6p⁵, демек p элементи болуп саналат. At катуу зат, балкып эрүү температурасы 244°С, кайноо температурасы 309°С.

Бирикмелеринде -1 , $+1$, $+5$ кычкылдануу даражаларын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы $At^0 \rightarrow At^+ \rightarrow At^{2+}$ 9,2 жана 20,1 эВ барабар.

Химиялык касиеттери жагынан полонийге да, йодго да окшош келет, б.а. металлдык жана металлоиддик касиетке ээ.

Галогендер сыяктуу зрибеген тузду $AgAt$ пайда кылат жана йод сыяктуу ($AgJO_3$) беш валенттүү $AgAtO_3$ абалга чейин кычкылданат. Вакуумда жана кадимки шартта оңой бууланат.

Металлдарга (Ag , Au , Pt) жакшы сиңет. Астат күкүрттүү суутектин таасири менен чөкмөгө чөгөт, күкүрт кычкыл эритмелеринен аны цинк сүрүп чыгарат. Астат электролиздөөдө катодго тартылат. Астаттын металлдарга сиңүү касиети аны таза түрүндө бөлүп алууга мүмкүндүк берет.

Галогендерге караганда металлдык касиети жогору. Ал бир топ металлдар, галогендер менен, о.э. күкүрттүү суутек менен реакцияга кирет. Астаттын касиеттери толук изилдене элек.



56 Ba [Xe]6s²

137,34

2 8 18 18 8 2

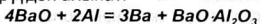
Барий (лат. *Baryum*; гр. *barys* - оор) Ba

— Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIA тобунан орун алган химиялык элемент, катар номери 56, атомдук массасы 137,34, жегичтүү жер металлдарына кирет. Жаратылышта барийдин атомдук массасы ^{130}Ba , ^{132}Ba , ^{134}Ba — ^{137}Ba жана ^{138}Ba болгон туруктуу жети изотобу бар. Барийди К.Шееле биринчи жолу (1774) барий кычкылы (BaO) түрүндө тапкан. Металл түрүндөгү барийди Х.Дэви Ba(OH)_2 ин электролиздөөдөн алган (1808). Барийдин жер кыртышында таралышы $5 \cdot 10^{-2}\%$ га барабар. Барий эркин абалында кездешпейт. Барит (персидский шпат) BaSO_4 жана витерит BaCO_3 минералы түрүндө кездешет.

Барий - күмүш түстүү ак, жумшак металл; эрүү температурасы 710°C ; кайноо температурасы 1640°C . Бирикмелеринде II валенттүүлүктү көрсөтөт. Иондошуу энергиясы $\text{Ba}^0 \rightarrow \text{Ba}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+}$ 5,21140 жана 10,0040 эВ барабар.

Химиялык касиети боюнча кальций, стронцийге окшош. Ba - активдүү металл, абада тез кычкылданат да, жука кабыкчаны пайда кылат. Суу менен реакцияга кирип Ba(OH)_2 не айланат. Барий галогендер менен реакцияга кирип галогениддерди (BaG_2), күкүрт менен сульфидди (BaS), суутек менен гидридди (BaH_2) пайда кылат.

Өнөр жайда металл түрүндөгү барий ВаОын алюминийдин күкүмү менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Ва жана анын Mg, Al менен болгон куймалары вакуум техникасында, металлургияда, коргошун менен болгон куймасы басмаканада ариптерди даярдоодо, барийдин өтө кычкылы - ВаО₂ суутектин өтө кычкылын алууда, өсүмдүк булаларын агартууда, сульфиди (BaS) терини жыдытуу үчүн, ВаО - айнекти, ВаF₂ - оптикалык айнекти, башка көптөгөн бирикмелери цемент, эмалдарды алууда жана медицинада да колдонулат.

4Be [He]2s²

9,0122

2 2

Бериллий (лат. *Berillium*) Be -

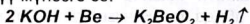
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин IIA топчосунан орун алган химиялык элемент; катар номери 4; атомдук массасы 9,0122. Бериллий күмүшкө окшош боз түстөгү, морт, жеңил

металл. ⁹Be болгон бир туруктуу изотобу бар. Жасалма изотопторунун ичинен радиоактивдүү индикатор катарында колдонулуучу ⁷Be (T_{1/2} = 53 күн) өтө маанилүү.

Бериллий 1797-жылы Л.Воклен тарабынан берилл минералынын составынан ачылган. Металл түрүндөгү бериллийди 1-жолу 1827-жылы Ф.Велер жана А.Бюсси бир убакта бериллий хлоридин металл түрүндөгү калий менен калыбына келтирип алышкан. Бериллий сейрек учуроочу элемент. Ал 1285°Сда эрип, 2790°Сда кайнайт; металлдардын ичинен жылуулук сыйымдуулугу жана өткөргүчтүгү жогору, электр каршылыгы төмөн, морт металл. Бериллийдин иондошуу энергиясы Be⁰ → Be¹⁺ → Be²⁺ 9,32 жана 18,21 эВ барабар.

Химиялык бирикмелеринде II валенттүү, химиялык жактан абдан активдүү, бирок бериллий кычкылынын (BeO) жука кабыгы менен капталган абалда туруктуу. Массасы боюнча жер кыртышында 6·10⁻⁴%, океан, деңиз сууларында 6·10⁻⁷ мг/л өлчөмдө кездешет. Бериллийди кошо кармаган 54 минералы белгилүү. Алардын ичинен Be₃Al₂[(Si₆O₁₈)] - берилл; Be₂SiO₄ - фенакит көп учурайт.

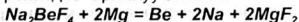
Плавик, туз, күкүрт кислоталарынын суюлтулган эритмелеринде эрийт. Концентрацияланган, суюлтулган азот кислотасында жогорку температурада аракеттенишет. Жегичтер менен реакцияга киришет, ошондуктан амфотердүү мүнөзгө ээ:



Суутек менен түздөн түз кошулбайт. Жогорку температурада бериллий көпчүлүк металлдар менен кошулуп бериллиттерди, азот

менен нитриддерди – Be_3N_2 , көмүртек менен карбиддерди пайда кылат. – Be_2C .

Be - берилл минералынан алынат. Бериллий фториди менен натрий фторидинин аралашмасын магний менен калыбына келтирүүдөн же бериллий хлориди менен натрий хлоридинин аралашмасын электролиздөө аркылуу алынат:



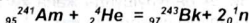
Бериллий ар түрдүү куймаларды алууда, атом реакторлорунда, авиацияда, ракета жана космос техникасында колдонулат.

^{97}Bk [*Rn*] $5f^6 6p^1 7s^2$

[247]

2 8 18 32 26 9 2

номери 97, атомдук массасы [247]. Берклийдin массалык сандары ^{240}Bk , ^{242}Bk - ^{251}Bk болгон 11 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{247}Bk саналат. Берклий 1949-жылы америкалык физиктер Г.Сиборг, А.Гиорсо, жана С.Томпсон ж.б. окумуштуулар тарабынан америций элементин α -бөлүкчөлөрү менен бомбалоодон алынган:



Берклий күмүш түстүү металл; кайноо температурасы 2630°C , балкып эрүү температурасы 986°C ; бирикмелеринде +3 жана +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; берклий элементинин электронунун жайгашуусу $4f^4 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^6 6s^2 6p^6 6d^1 6f^0 7s^2$ же $5f^6 6d^1 7s^2$. Иондошуу энергиясы $\text{Bk}^0 \rightarrow \text{Bk}^{3+}$ 40,8 эВ.

Берклий микрохимияда чоң ачылыштарга ээ. Анын BkF_3 , BkO_2 ж.б. кошулмалары белгилүү. Берклий Калифорний элементин изилдөө иштеринде, ядролук физикада жана радиохимияда колдонулат.

^5B [*He*] $2s^2 2p^1$

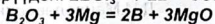
10,811

2 3

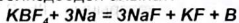
Бор (лат. *Borum*) B - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин IIIA тобунан орун алган химиялык элемент. Катар номери 5. Атомдук массасы 10,811. Бордун эки туруктуу изотобу бар: ^{10}B жана ^{11}B . Бул элементти бири-бири менен байланышпастан туруп, 10 күндүн ичинде 1808-жылы 21-июнда француз химиктери Л.Ж.Тенар, Л.Ж.Гей-Люссак жана ошол эле жылы 30-июнда англиялык химик Т.Деви тарабынан ачылгандыгы белгиленген.

Жер кыртышында $3 \cdot 10^{-4}\%$ санда таралган. Негизги минералдары: $\text{CaBSiO}_4(\text{OH})$ - даталит; H_3BO_3 - сассолин; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - бура; $\text{Mg}_2[\text{B}_4\text{O}_4(\text{OH})]\text{OH}$ - аппарат; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ - кернит; $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - колеманит; $\text{MgCaB}_6\text{O}_{11} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - гидроборацит; $\text{NaCaB}_5\text{O}_9 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - углексит.

Бор - боз түстөгү кристалл; металл эмес; кычкылдануу даражасы +3, -3; 700°C да абада кычкылданат. H_2 менен аракеттенишпейт. N_2 менен 900°C ден жогорку температурада нитридди, күкүрт менен сульфидди, көмүртек менен карбидди пайда кылат. Галогендер менен температуранын таасиринде аракеттенишет. HCl , HF эрибейт; «падыша арагында» бор кислотасына чейин кычкылданат. Жегичтер менен кошуп ысытуудан бораттар алынат. Бор B_2O_3 тү, BCl_3 тү калыбына келтирүүдөн: $2\text{BCl}_3 \xrightarrow{\text{I}} 2\text{B} + 3\text{Cl}_2$



же NaBF_4 электролиздөөдөн алынат:



Бордун 2 модификациясы бар: аморфтуну жана кристаллдык. Аморфтуну В күрөң түстөгү күкүм. Кристаллдык В кара түстө болуп, катуулугу жагынан алмаздан кийинки турган диамагниттүү зат. Бөлмө температурасында кристаллдык бор электр тогун начар өткөрөт. Температураны 600°C га чейин жогорулатканда ал жөндөмдүүлүгүн 100 эсе көбөйтөт, ошондуктан жарым өткөргүч катары пайдаланылат.

Бор цемент, айнек өндүрүшүндө жана химиялык өнөр жайларда боек, кагаз, резина өндүрүүдө колдонулат.

107Bh $[\text{Rn}]6d^57s^2$

262

2 8 18 32 32 13 2

Борий (лат. *Borium*) Bh

Д.И.Менделеевдин мезгилдик

системасынын 7-мезгилинин VIIВ

тобунан орун алган элемент; катар

номери 107, атомдук массасы –

262; туруктуу изотоптору жок;

электрондук түзүлүшү ... $6d^5 7s^2$.

Химиялык касиеттери боюнча ренийдин аналогу болуп саналат. Көбүрөөк туруктуу болгон кычкылдануу даражасы +7. Бирок борийдин +9 жана башка кычкылдануу даражасын көрсөткөн да кошулмалары болушу мүмкүн. ^{261}Bh жана ^{262}Bh массалык сандарга ээ болгон эки изотобу белгилүү.

ЯИБинан (СССР)-Ю.Ц.Оганесян, Г.Н.Флеров жана алардын кесиптештери 1976-жылы бул элемент жөнүндө макала жазышкан, бирок мында көрсөтүлгөн маалыматтар №107-элементтин чындыгында синтезделип алынганын далилдеп бере алган эмес.

ИЮПАП жана ИЮПАКтын кызматчыларынын пикири боюнча №107-элемент 1981-жылы Дармштадттык немец окумуштуулары Г.Мюнценберг жана анын кесиптештери тарабынан синтезделип алынган.

ИЮПАП жана ИЮПАКтын кызматчыларынын сунушу боюнча №107-элементтин аты Нобель сыйлыгынын лауреаты, даниялык окумуштуу Нильс Хендрик Давид Бордун (1885-1962-жылы) урматына коюлган.

Борий ^{209}Bi ^{54}Cr дун өтө ылдам ядролору менен (дээрлик «сыйкырдуу» — 125 нейтрон) бомбалоодон ^{261}Bh изотобу алынган. Синтезделип алынган ^{261}Bh — туруксуз ($T_{1/2}=2$ мсек). Эч жерде колдонулбайт. Химиялык кошулмалары алынган эмес.

^{35}Br [Ar]4s²4p⁵

79,904

2 8 18 7

Молекуласы 2 атомдон турат.

1826-жылы А.Балар ачкан. Табигый бром туруктуу 2 изотоптон турат ^{79}Br жана ^{81}Br . Бир канча жасалма радиоактивдүү изотоптору алынган: ^{80}Br , ^{82}Br ($T_{1/2}=35,87$ саат) ж.б..

Атомунун сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү: 4s² 4p⁵. Атомдук радиусу 1,19 Å; иондук радиусу Br⁻ 1,96 Å.

Бромдун жер кыртышындагы массасы $1,6 \cdot 10^{-4}\%$ ти түзөт. Бром кызыл-күрөң түстөгү, жагымсыз жыты бар, оор суюктук. Ал көздү, терини, дем алуу органдарын дүүлүктүрөт. Кайноо температурасы 59,82°C, тоңуу температурасы -7°C.

Бром - бромдуу туздар (KBr, NaBr) түрүндө көлдөрдө, деңиздерде, нефть сууларында, о.э. суу өсүмдүктөрүнүн курамында кездешет. Спиртте, эфирде, бензолдо, хлороформдо жакшы, ал эми сууда аз эрийт. Бромдун 3%үү эритмеси бромдуу суу деп аталат.

Бром химиялык активдүүлүгү боюнча хлор менен йоддун ортосунда турат да, йодду бирикмелеринен сүрүп чыгарат.

Бирикмелеринде -1, 0, +Iден +VIIге чейинки валенттүүлүктү көрсөтөт. Иондошуу энергиясы $\text{Br}^0 \rightarrow \text{Br}^{+1} \rightarrow \text{Br}^{+2} \rightarrow \text{Br}^{+3} \rightarrow \text{Br}^{+4} \rightarrow \text{Br}^{+5} \rightarrow \text{Br}^{+6} \rightarrow \text{Br}^{+7}$ 11,84; 21,80; 35,90; 47,3; 59,7; 88,6; 109,0; 192,8 эВ барабар. Көпчүлүк металлдар менен активдүү аракеттенишет.

Көмүртек, азот, кычкылтек менен түздөн-түз реакцияга кирбейт, ошондуктан алардын бирикмелери кыйыр түрдө алынат. Суутек менен ысытканда 300°C да гана реакцияга кирип, бромдуу суутекти пайда

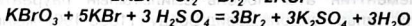
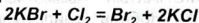
450

17

872735

кылат. НВгдун суудагы эритмеси бромдуу суутек кислотасы болот. Бромдуу суутек кислотасынын туздары – бромиддер деп аталат.

Бромду баштапкы заттардан - деңиз суулары (деңиз рапасы), суу өсүмдүктөрү ж.б., ошондой эле калийдин бромдуу бирикмелеринен химиялык жол менен бөлүп алышат:



Бром органикалык синтезде жана аналитикалык химияда кээ бир элементтерди аныктоодо реагент жана кычкылдандыргыч катары колдонулат. Мисалы, бромдуу этилди жана дибромэтанды өндүрүүдө ж.б. Кээ бир органикалык кошулмалар түрүндө (бромамин, бромиддүү камфора) медицинада колдонушат.



23 **V** $[Ar]3d^34s^2$

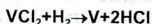
50,942

2 8 11 2

Ванадий (лат. Vanadium) V –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VB топчосунан орун алган элемент, катар номери 23, атомдук массасы 50,942. Жаратылышта 2 изотоптон турат ^{50}V жана ^{51}V .

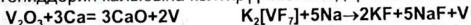
1801-жылы мексикалык минералог А.М. Дель Рио тарабынан ачылган. 1869-жылы англиялык окумуштуу химик Г.Роско күкүм түрүндөгү ванадий металлын VCl_2 ди суутек менен калыбына келтирүүдөн алган.



Ванадий деген аты элементтин туздары өтө кооз болгондуктан, байыркы скандинавиялык сулуулуктун кудайы Ванадистин урматына коюлган. Жер кыртышында $1,5 \cdot 10^{-2}\%$ санда кездешет.

Ванадий күмүш түстүү, катуу металл, эрүү температурасы $1900 \pm 25^\circ C$, кайноо температурасы $3400^\circ C$, тыгыздыгы $6,11 g/cm^3$. Сууда, минералдык туздардын, жегичтердин эритмелеринде, туз кислотасында туруктуу. Плавик кислотасында, концентрацияланган азот жана күкүрт кислоталарында, «падыша арагында» жакшы эрийт, $700^\circ C$ да азоттун агымында ысытканда ванадийдин нитриди (VN) пайда болот. Бирикмелеринде II, III, IV, V валенттүү. Иондошуу энергиясы V^0 дөн V^{5+} чейин: 6,74; 14,65; 29,31; 48,4; 65,2 эВ барабар. Кычкылтек менен ванадийдин кычкылдарын пайда кылат. Хлор менен бир нече хлориддерди берет - маанилүүсү VCl_3 . Күкүрт менен сульфиддерди VS, V_2S_3 , V_2S_5 ; көмүртек менен карбидди VC пайда кылат.

Ванадий кенин кислота жана жегичтер менен иштетүү, ванадийлүү темир кенин домнада эритүү, ванадий кычкылдары менен галогениддерин калыбына келтирүү ж.б. жолдор менен алынат.



Кыргызстанда темир кени менен ванадийдин аралашмасы Сары-Жазда кездешет. Ванадий деңиз жаныбарлары: деңиз кирписи менен голотуриянын организмде 10%ке чейин болот. Ал бул жаныбарлардын организмде гемоглобиндеги Fe дин, хлорофиллдеги Mg дин маанисиндей орунду ээлейт.

Ванадийдин бирикмелери – уу заттар. Ванадий негизинен металлургияда аспаптык жана конструкциялык болотторду алууда, ядролук техникада колдонулат.

83 **Bi** $[\text{Xe}]6s^26p^3$

208,9

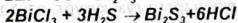
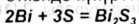
2 8 18 32 18 5

Висмут (лат. *Bismuthum*) **Bi** -

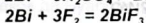
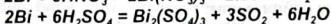
Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VA топчосунан орун алган химиялык элемент, катар номери 83, атомдук массасы 208,9. Туруктуу бир изотоптон турат -

^{209}Bi . Жаратылышта эркин жана бирикмелер түрүндө кездешет. Анын эң кеңири таралган минералдары Bi_2S_3 – висмут жалтырагы, Au_3Bi – мальдонит жана Bi_2O_3 – бисмит же висмут охрасы. Висмут XV кылымдан бери белгилүү.

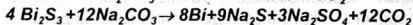
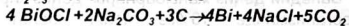
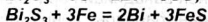
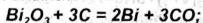
Висмут жер кыртышында массасы боюнча $2 \cdot 10^{-5}\%$ ды түзөт. Висмут ак жалтырак металл; тыгыздыгы $9,80\text{г/см}^3$, эрүү температурасы $271,3^\circ\text{C}$; кайноо температурасы 1529°C . Бирикмелеринде II, III, V валенттүү. Иондошуу энергиясы Bi^0 дөн Bi^{5+} чейин: 7,289; 16,74; 25,57; 45,3; 56,0 эВ барабар. Кургак абада туруктуу, жогорку температурада күйүп, сары түстөгү кычкылын Bi_2O_3 пайда кылат. Күкүрттө эриткенде же анын туздарынын эритмесине H_2S таасир эткенде күкүрттүү висмут пайда болот:



Туз жана суюлтулган күкүрт кислоталары менен аракеттенишпейт. Азот кислотасы менен нитратты, концентрацияланган күкүрт кислотасы менен ысытканда сульфатты $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ пайда кылат, галогендер менен BiF_3 сыяктуу бирикмелерди берет:



Висмуттун Mg менен болгон куймасына HCl таасир эткенде BiH_3 пайда болот. Ал уулуу газ. Висмутту Bi_2O_3 тү көмүр менен калыбына келтирүүдөн же күкүрттүн бирикмелеринен темир менен сүрүп чыгаруудан алынат:



Висмут коргошун, калай, кадмий ж.б металлдар менен куймаларды алууда жана магнит талааларынын чыңалуусун өлчөй турган приборлордо, ядролук реакторлордо, көп бирикмелери айнек, керамика жасоодо медицинада жана $(\text{BiO})\text{NO}_3$ висмутит нитраты XVI кылымдан бери театрда грим катары колдонулат.

1739-жылы И.Пот химиялык жактан висмут экендигин аныктаган.

74W [Xe]5d⁴6s²

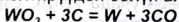
183,85

2 8 18 32 12 2

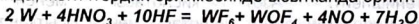
¹⁸⁴W жана ¹⁸⁶W туруктуу изотопторунун аралашмасы.

Вольфрам жер кыртышында сейрек таралган элемент, массасы боюнча 1.10⁻⁴%ды түзөт. Эркин абалда кездешпейт. Көбүнчө вольфрам кислотасынын туздары түрүндө кездешет. Мисалы, вольфрамит – $x\text{FeWO}_4 \cdot y\text{MnWO}_4$, шеелит - CaWO_4 жана штольпит – PbWO_4 .

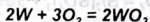
1783-жылы К.Шееле металл түрүндөгү вольфрамды WO_3 тү көмүртек менен калыбына келтирүүдөн бөлүп алган:



Вольфрам - кыйындык менен эрий турган боз түстөгү металл, тыгыздыгы 19,3 г/см³, балкып эрүү температурасы 3410°C; кайноо температурасы 5930°C. Кадимки шартта туз, күкүрт, азот жана плавик кислоталарына туруктуу. Азот жана плавик кислоталарынын аралашмасында, жегичтердин эритмесинде ысытканда эрийт:



Бирикмелеринде II, III, IV, V жана VI валенттүү. Иондошуу энергиясы $\text{W}^0 \rightarrow \text{W}^{1+} \rightarrow \text{W}^{2+}$ 770; 1710 кДж/моль барабар. Кадимки шартта химиялык жактан туруктуу, кычкылтек менен 400-500°Cда кычкылданып WO_3 тү пайда кылат:



Суутек менен жогорку температурада да реакцияга кирбейт. Вольфрам көмүртек менен карбиддерди, кремний жана бор менен

силициддерди, бориддерди, галогендер менен WCl_6 , WI_2 сыяктуу галогениддерди, күкүрт менен WS_2 , WS_3 сульфиддерди пайда кылат.

Вольфрам жана анын бирикмелери вольфрамит жана шеелит минералдарынын концентраттарынан бөлүнүп алынат.

Вольфрам металлургияда сапаттуу болотторду жана куймаларды алууда, электротехникалык өнөр жайда колдонулат. Кыргызстанда вольфрам кени Ысык-Көл областындагы Сары-Жаз кенинде табылган.



^{64}Gd $[Xe]4f^7 5d^1 6s^2$

157,25

2 8 18 25 9 2

Гадолиний (лат. *Gadolinium*) Ga - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 64, атомдук массасы 157,25. Гадолинийдин массалык сандары ^{143}Ga - ^{162}Ga болгон 20 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык сандары ^{151}Ga , ^{154}Ga , ^{155}Ga , ^{156}Ga , ^{157}Ga , ^{158}Ga , ^{160}Ga болгон жети изотобу табылган. Гадолиний жер кыртышында $1 \cdot 10^{-3}$ % массалык санда кездешет.

Гадолинийди 1880-жылы швейцариялык химик Жан Шарль Галиссар де Мариньяк 1-жолу кычкылы (Gd_2O_3) түрүндө бөлүп алган.

Гадолиний күмүш түстөгү ак металл; балкып эрүү температурасы $1312^{\circ}C$; кайноо температурасы $3280^{\circ}C$; бирикмелеринде +3,+2,+1 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү энергиясы -2,40 га барабар; гадолиний элементинин электронунун жайгашуусу $...4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 5f^0 6s^2$ же $4f^7 5d^1 6s^2$. Иондошуу энергиясы $Gd^0 \rightarrow Gd^+ \rightarrow Gd^{2+} \rightarrow Gd^{3+}$ 8,9939; 16,9085; 20,63; 44,0 эВ барабар.

Гадолинийдин бирикмелери (Gd_2O_3 , Gd_2S_3 ж.б.) жарым өткөргүчтүк касиетке ээ болгондуктан оптоэлектроникада колдонулат.

^{31}Ga $[Ar]4s^2 4p^1$

62,73

2 8 18 3

Галлий (лат. *Gallium*) Ga -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин IIIА тобунун элементи, катар номери 31, атомдук массасы 62,73; 2 изотобу бар: ^{69}Ga жана ^{71}Ga . Бул элемент орус химиги Д.И.Менделеев тарабынан алдын ала айтылган элементтердин бири (1870-жылы «экаалюминий» деп атаган); 1875-жылы П.Е.Лекок де Буабодран спектрдик анализ аркылуу бөлүп алган.

Жер кыртышында массасы боюнча $1,5 \cdot 10^{-3}\%$ ды түзөт. Негизги минералы болуп галлит эсептелет (CuGaS_2).

Галлий көгүш түстүү ак металл, эрүү температурасы $29,75^\circ\text{C}$, кайноо температурасы 2400°C , тыгыздыгы $5,90/\text{см}^3$. Кычкылдануу даражасы +2, +3. Иондошуу энергиясы $\text{Ga}^0 \rightarrow \text{Ga}^{1+} \rightarrow \text{Ga}^{2+} \rightarrow \text{Ga}^{3+}$ 5,998; 20,5144; 30,66 эВ.

Химиялык касиети боюнча алюминийге өтө окшош. Cl_2 , Br_2 , I_2 , жегичтердин концентрацияланган эритмеси менен реакцияга кирип тиешелүү бирикмелерди берет, 285°C да абада кычкылданат (жогорку кычкылы Ga_2O_3), HNO_3 , H_2SO_4 сыяктуу кислоталар жана «падыша арагы» менен оңой аракеттенишет. Суунун буусу менен аракеттенишет. Галлий туздарынын суудагы эритмелеринде гидрокычкылы $\text{Ga}(\text{OH})_3$ пайда болот. Ал амфотердик мүнөзгө ээ. Галлийдин бирикмелери уулуу эмес. Анын алтын жана күмүш менен болгон куймасы белгилүү.

Галлий бокситтерден бөлүнүп алынат. Галлий оптикалык күзгүлөрдү, жогорку температуралык термометрлерде, жарым өткөргүчтөрдү даярдоодо колдонулат. Галлий деп Франциянын байыркы аты менен атоону Лекок де Буабодран сунуш кылып, өзүнүн мамлекетинин урматына атаган. Илимде бул элементтин ачылышы жөнүндө так маалыматтар бар: 1875-жылы 27-август, жума күнү, саат 3 менен 4 түн ортосунда Пьерфиттен алынып келинген цинк обманкасы изилденип жаткан мезгилде жаңы элементтин ачылгандыгы жөнүндө маалымат берген.

72 Hf $[\text{Xe}]5d^2 6s^2$

178,4

2 8 18 32 10 2

Гафний (лат.*Hafnium*) Hf —

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IVB тобунда жайгашкан элемент, катар номери 72, атомдук массасы 178,49. Массалык сандары ^{174}Hf , ^{176}Hf - ^{180}Hf болгон 6

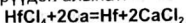
туруктуу изотоптон турат. 1923-жылы нидерландиялык окумуштуу О.Костер жана венгриялык окумуштуу О.Хевеши тарабынан ачылган. Жер кыртышында таралышы массасы боюнча $3,2 \cdot 10^{-4}\%$ ды түзөт. Гафний Копенгаген шаарынын атынан аталган.

Ак күмүш түстүү металл; тыгыздыгы $13,66/\text{см}^3$, балкып эрүү температурасы 2222°C , кайноо температурасы 5280°C .

Химиялык касиети боюнча цирконийге өтө окшош. Негизги кычкылдануу даражасы болуп +4 саналат; +3, +2, +1 кычкылдануу даражасы да мүнөздүү, бирок аз кездешет. Иондошуу энергиясы $\text{Hf}^0 \rightarrow \text{Hf}^{1+} \rightarrow \text{Hf}^{2+}$ 723 жана 1437 кДж/моль. Жогорку температурада N_2 , Cl_2 , В, S, F_2 , Si ж.б менен аракеттенип, металл сымалданган катуу

бирикмелерди HfN , HfS , HfSi , HfCl_4 , HfF_4 пайда кылат. Абада кычкылдануудан сырткы бети жука кабыкча менен капталат. Кычкылтек менен ысытуудан гафнийдин кычкылын HfO_2 пайда кылат. Гафнийдин $[\text{HfO}]\text{HPO}_4$, $[\text{HfO}]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{HfF}_6]$ сыяктуу комплекстик бирикмелери белгилүү.

Гафний цирконий минералдарынан жана HfCl_4 хлоридин калыбына келтирүүдөн алынат.



Гафнийдин тантал жана вольфрам менен болгон куймасы абсолюттук нөлгө жакын температурада да, 2000°C температурада да жогорку бекемдигин сактайт. Ошондуктан ядролук энергетикада, электрондук техникада, авиацияда, ракеталардын жана реактивдүү кыймылдаткычтардын тетиктерин жасоодо колдонулат.

$^2\text{He}_{1s^2}$

4,0026

2

Гелий (лат. *Helium*, грек. *Helios* - күн) He – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 1-мезгилинин VIIIА тобунун элементи, асыл газдарга кирет, катар номери 2, атомдук массасы 4,0026.

Кадимки шартта гелий бир атомдуу, химиялык жактан инерттүү, түссүз, жытсыз газ. Абада 0,0005% гелий бар. Күндүн, жылдыздардын атмосферасынын негизги бөлүгүн түзүп турат.

Гелийди 1868-жылы Ж.Жансен жана Н.Локьер ачып, кийин 1895-жылы У.Рамзай клевет минералынан бөлүп алган. Гелий радиоактивдүү элементтердин α -ажыроосунда пайда болгондуктан, ал радиоактивдүү элементтери бар минералдарда гана топтолот.

Атмосферада гелий 2 изотоптун аралашмасынан - ^3He (0,00013% көлөмү боюнча) жана ^4He (99,99987%) турат.

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү - $1s^2$; иондошуу энергиясы: $\text{He}^0 \rightarrow \text{He}^+ \rightarrow \text{He}^{2+}$ 2372 жана 5250 кДж/моль. Кайноо температурасы $4,215^\circ\text{K}$ ($-268,78^\circ\text{C}$); балкып эрүү температурасы $2,0^\circ\text{K}$ (-271°C , 3,76 мПа).

Гелий клевет, монацит жана торинит минералдарынын курамында болот. Гелий кармалган минералдар көп кездешкен жерлер: АКШ ($2,1 \cdot 10^{10} \text{ м}^3$), Канада (10^9 м^3) ж.б.

Гелийдин атому ядродон жана эки нейтрондон турат. Гелийдин ядросу өтө туруктуу. Анын атому ядролук реакциялар учурунда пайда болот.

Гелийди криостаттарда өтө төмөнкү температураны алууда, металлургияда инерттүү чөйрөнү түзүүдө (металлдарды автоген менен иштеткенде), атомдук энергетикада жана консервациялоодо

колдонушат. Газ абалындагы гелий 15 мПа басымда көлөмү 40 л болгон болоттон жасалган атайын баллондордо сакталат.

Суюк гелий - түссүз суюктук, төмөнкү температурада физика-химиялык изилдөөлөрдү жүргүзүүдө өтө төмөнкү температураны түзүү үчүн колдонулат. $-2,17^{\circ}\text{K}$ де (-56°C) буусунун басымы 0,005 мПа абалда суюк гелийдин фазалык өтүүсү байкалат, б.а. He' фазасынан He'' фазасына өтүү жүрөт. Мында анын бир катар физикалык касиеттери: жылуулук сыйымдуулугу, илешкектиги, тыгыздыгы ж.б. кескин өзгөрөт. Мисалы, He'' артыкча агуучулук, токтоосуз, сүрүлүүсүз, өтүп кетүүгө жөндөмдүү болот. He' фазалык көлөмүндө ташып кайнайт, ал эми He'' мениски ачык байкалган токтоо суюктук. He'' дагы бир айырмачылыгы –анын жылуулук өткөрүмдүүлүгүнүн өтө жогорулугу. Гелийдин бул касиеттерин 1938-ж. П.Л.Капица ачкан.

Суюк гелий 0°K температурада да (нормалдуу басымда) тоңбой турган суюктук. Ал чоң басым алдында (2,5 мПа) гана гексагоналдык торчолуу кристаллдык абалга өтөт.

^{32}Ge $[\text{Ar}]4s^2 4p^2$

72,59

2 8 18 4

Германий (лат. *Germanium*) - Ge –

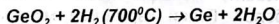
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин IVA

тобунда жайгашкан элемент; катар номери 32; атомдук массасы 72,59.

Массалык сандары ^{70}Ge , ^{72}Ge , ^{73}Ge ,

^{74}Ge , ^{76}Ge болгон туруктуу изотоптору белгилүү. 1871-жылы Д.И. Менделеев өзүнүн мезгилдик законунун негизинде германийдин негизги касиеттерин алдын ала айтып, ал касиеттери боюнча кремнийге окшош болгондуктан, аны “экасилиций” деп атаган. 1886-жылы К.Винклер бул элементти ачып, өз өлкөсүнүн урматына «германий» деп койгон. Германий жаратылышта таза кездешпейт. Ал минералдарда, нефть сууларында, көмүрдө, өсүмдүктөрдө, балырларда болот. Жер кыртышынын $4 \cdot 10^{-4}\%$ ын (массасы боюнча) түзөт.

GeO_2 оксиддин 700°C ысытып, суутек менен калыбына келтирүү менен алынат:



Германий – металл сымал жалтырак, катуу зат; тыгыздыгы $5,35 \text{ г/см}^3$; балкып эрүү температурасы $938,5^{\circ}$; кайноо температурасы 2850° .

Химиялык бирикмелеринде I, II, III жана IV валенттүү. Иондошуу энергиясы: Ge^0 дөн Ge^{4+} чейин 7,900; 15,93; 34,22; 45,70 эВ барабар. Кадимки шартта туруктуу, концентрацияланган күкүрт кислотасында жана падыша арагында жай эрийт. Абада 700°C дан жогорку температурада германий кычкылын GeO жана кош кычкылын GeO_2

пайда кылат.. Ысытканда германий галогендер менен аракеттенишип, тиешелүү тетрагалогениддерди берет. 1000°Сда күкүрт менен аракеттенишип сульфиддерди: GeS, GeS₂, суутек менен германийдин суутектүү бирикмесин жана металлдар менен германиддерди пайда кылат.

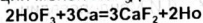
Германий жарым өткөргүч катары радиотехникада, куймалардын курамында, линза материалдары катары инфра кызыл нурун алуу үчүн жана электрондук приборлордо колдонулат.

67 Ho [Xe]4f¹¹6s²

164,93

2 8 18 29 8 2

Гольмий (лат. Holmium) Ho - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 67, атомдук массасы 164,9303. Гольмийдин массалык сандары ¹⁵⁰Ho - ¹⁷⁰Ho болгон 21 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылыштан массалык саны ¹⁶⁵Ho болгон бир гана изотобу табылган. Гольмий жер кыртышында 1,3·10⁻⁴ % массалык санда кездешет. 1879-жылы швед химиги жана спектроскописти Пер-Теодор Клеве тарабынан гольмийдин кычкылы (Ho₂O₃) түрүндө алынган. Гольмийди кальций менен HoF₃дин калыбына келтирүүдөн алынат.



Гольмий - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 1461°С; кайноо температурасы 2600°С; бирикмелеринде +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы -2,32ге барабар; гольмий элементинин электронунун жайгашуусу ...4f¹¹ 5s² 5p⁶ 5d⁰ 5f⁰ 6s² же 4f¹¹6s². Иондошуу энергиясы: Ho⁰дөн Ho⁴⁺ чейин 6,02; 11,80; 22,84; 42,48 эВ барабар.

Гольмийдин кошулмалары катализатор катары, микроэлектроникада, айнектерде колдонулат. Бирок радиоактивдүү изотоптору азырынча эч кандай практикалык колдонууга ээ эмес.



66 Dy [Xe]4f¹⁰6s²

162,50

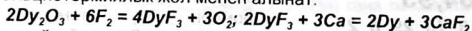
2 8 18 28 8 2

Диспрозий (лат. Dysprosium) Dy - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 66, атомдук массасы 162,50. Диспрозийдин массалык сандары

^{147}Dy – ^{167}Dy болгон 21 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{156}Dy , ^{158}Dy , ^{160}Dy , ^{161}Dy , ^{162}Dy , ^{163}Dy , ^{164}Dy болгон жети изотобу табылган. Диспрозий жер кыртышында $4,5 \cdot 10^{-4}\%$ массалык санда кездешет. 1886-жылы Лекок де Буабодран тарабынан диспрозийдин кычкылы түрүндө табылган. Бирок 20 жылдан кийин гана Урбен салыштырмалуу таза диспрозийди алган.

Диспрозий - күмүш түстүү ак металл; балкып эрүү температурасы 1407°C ; кайноо температурасы 2600°C ; бирикмелеринде +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы $-2,35\text{ге}$ барабар. Диспрозий элементинин электронунун жайгашуусу $\dots 4f^{10} 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^{10} 6s^2$. Иондошуу энергиясы: $Dy^0 \rightarrow Dy^{1+} \rightarrow Dy^{2+} \rightarrow Dy^{3+} \rightarrow Dy^{4+}$ 5,93; 11,67; 22,79; 41,47 эВ барабар.

Азыркы учурда диспрозий жогорку температурада ысытуу аркылуу кальциотермиялык жол менен алынат:



Диспрозий магниттик куймалардын, атайын жасалган айнектердин курамына кошулат. Диспрозий металлдарды легирлөөдө, радиоэлектроникада, химиялык өнөр жайда катализатор катары жана медицинада тери ооруларын дарылоодо колдонулат.

^{105}Db [Rn]6d³7s²

[262]

2 8 18 32 32 11 2

Дубний (лат. *Dubnium*) Db –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин VB тобунун элементи; катар номери 105; атомдук массасы 262; туруктуу изотоптору жок; электрондук

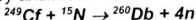
түзүлүшү $\dots 6s^2 6p^6 6d^3 7s^2$. Терс электрдүүлүгү аныкталган эмес. Жерден, метеориттерден, космос нурларынан табылган эмес. Дубний d-элементтердин өкүлү, +5 кычкылдануу даражасы туруктуу. Танталдын жана ниобийдин аналогу. ^{255}Db , ^{257}Db , ^{259}Db – ^{262}Db массалык сандарга ээ болгон 6 изотобу белгилүү; эң узак жашаганы ^{262}Db ($T_{1/2}=40$ сек.).

Химиялык касиеттери жөнүндөгү алгачкы маалыматтар 1970-жылы ядролук изилдөөлөрдүн бириккен институту, (ЯИБИ, Дубна шаары, СССР) И.Звара жана анын эмгектештери тарабынан алынган. №105-элементи синтездөө иштери СССРде жана АКШнын Беркли шаарындагы Калифорния университетинде бир убакта жүргүзүлгөн. Ядролук изилдөөлөрдүн бириккен институтунда синтездөөнүн ыкмасы катары ^{243}Am ди $^{22}\text{Не}$ дун ядросу менен (120МэВ энергиясы менен) бомбалоону тандап алышкан:



^{261}Db ($T_{1/2}=1,6$ сек) изотобу 1-жолу ЯИБИде 1970-жылы ^{243}Am ди ^{22}Ne дун ядросу менен бомбалоодон алынган.

Беркли шаарында 1970-жылы ^{249}Cf ди ^{15}N ядросу менен бомбалоодон ^{260}Db изотобу алынган:



ИЮПАП жана ИЮПАКтын жумушчу тобунун №105-элементтин ачылышы жөнүндөгү чыгарган бүтүмүндө: ЯИБИ нун (В.А.Друин жана анын эмгектештери) жана Калифорния университетинин окумуштуулары бири-бирине байланышпастан туруп синтездешти, бирдей деңгээлде далилдешти, ошондуктан бул элементтин ачылышы эки шаардын окумуштууларына бирдей даражада таандык деп белгиленген.

Дубний салмактык санда алынган эмес, ошондуктан анын касиеттери атомдору боюнча изилденген. Жаңы элементтин ачылышы үчүн ядролук синтезди жүргүзүү эле жетишсиз. Аны бөлүп алып, анан анын касиеттерин далилдеп көрсөтүү керек. Дубнийдин химиялык касиеттерин ЯИБИ да резерфордийди аныктаган ыкманы өркүндөтүү менен изилдешти. Себеби, лантаноиддердин учпай турган хлориддеринен гана эмес, учма хлориддерден, мисалы, резерфордийдин хлоридинен да бөлүп алууга туура келген. Хлордоону TiCl_4 нин жардамы менен жүргүзүлдү. Ал тажрыйбалар дубнийдин касиеттери жөнүндө божомолдоолордун тууралыгын далилдеди. Элементтин ачылышы физикалык, химиялык ыкмалардын жардамы менен да аныкталган.

Дубний азырынча эч жерде колдонула элек. 1997-жылы ИЮПАКтын атайын комитетинин сунушу менен дубний деп аталган.



63 **Eu** [Xe] $4f^7 6s^2$

151,96

2 818 25 8 2

Европий (лат. *Europium*) *Eu* –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 63, атомдук массасы 151,96. Европийдин массалык сандары ^{138}Eu –

^{160}Eu болгон 23 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык сандары ^{151}Eu , ^{153}Eu болгон 2 изотобу табылган. Европий жер кыртышында $1,2 \cdot 10^{-4}\%$ (массалык санда) кездешет. Европийди 1886-жылы француз химиги Е.Демарсе самарскит минералынын составынан жаңы элементти бөлүп алган. Бирок ал таза эмес европий болгондуктан көп жылдар бою бир канча текшерүүлөрдөн кийин 1901-

жылы Е.Демарсе кайрадан алган элементин европий деп атаган. Бирок, 1937-жылы гана таза металлдык түрүндөгү европий алынган.

Европий - күмүш түстөгү ак металл; балкып эрүү температурасы 826°C ; кайноо температурасы 1439°C ; бирикмелеринде +2 жана +3 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы $-2,27\text{ге}$ барабар; европий элементинин электронунун жайгашуусу $\dots 4f^7 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^7 6s^2$. Иондошуу энергиясы: **Eu^0 дөн Eu^{4+}** 5,664; 11,25; 24,70; 42,65 эВ барабар.

Атомдук реактордон алынган радиоактивдүү европий рак оорусунун кээ бир формаларын дарылоо үчүн медицинада жана активатор катары телеэкранда кызыл түстү алуу үчүн колдонулат.



^{29}Cu $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$

63,546

2 8 18 1

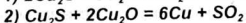
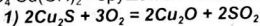
Жез (лат. *Cuprum*) **Cu** –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин IV топчосунун элементи. Катар номери 29, атомдук массасы 63,546. Туруктуу эки изотобу бар: ^{63}Cu жана ^{64}Cu . Жер

кыртышында массасы боюнча $1 \cdot 10^{-2}\%$ ды түзөт. Ал таза жана кошулма түрүндө (көбүнчө күкүрт, кычкылтек менен) кездешет.

Жез - ийилгич, чоюлгуч, кызыл түстөгү металл, тыгыздыгы $8,96 \text{ г/см}^3$; 1083°C да эрип, 2600°C да кайнайт. Бирикмелеринде +1, +2, +3 кычкылдануу даражаларына ээ. Иондошуу энергиясы: $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{1+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{3+}$ 7,7264; 20,2921; 36,83 эВ барабар. Жез бир топ комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Кадимки температурада активдүүлүгү жогору эмес. Нымдуу абада закись Cu_2O же негиздик карбонат тузунун $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ жука кабыкчасы менен капталат. Ал жезди андан ары кычкылдануудан сактайт. Жез кадимки температурада галогендер, күкүрт, селен менен оңой кошулат. Ал эми суутек, азот, көмүртек менен жогорку температурада да реакцияга кирбейт. Суюултулган күкүрт, туз кислоталары кычкылдандыргычтар жок чөйрөдө жезге таасир этпейт. Азот жана концентрацияланган күкүрт кислоталарында эрийт. Көпчүлүк металлдар менен куймаларды пайда кылат. (I) валенттүү жездин туздары түссүз келишип, сууда эрибейт, жеңил кычкылданышат же жездин (II) валенттүү туздарына чейин ажырайт. М.: $2\text{CuCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Cu}$. Ал эми (II) валенттүү жездин туздары жакшы эрийт. Жездин гидратташкан иондору Cu^{2+} - көк түстө болушат.

Жездин маанилүү минералдары болуп: Cu_2S - жез жалтырагы; CuFeS_2 - жез колчеданы; CuS - кавелит; Cu_5FeS_4 - борнит; $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ - малахит; $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ - азурит; $\text{CuSiO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - хризаколла; $\text{CuSO}_4 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ - брушантит саналат. Өнөр жайда жез



реакцияларынын жардамы менен алынат.

Таза жез жылуулукту жана электр тогун жакшы өткөрөт. Жез химиялык аппараттарды жасоодо, электрификацияда жана коррозияга туруктуу куймаларды (коло, латунь) даярдоодо колдонулат.



49 $\text{In}_{[\text{Kr}]5s^25p^1}$

114,82

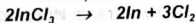
2 8 18 18 2

Индий (лат. *Indium*) *In* -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин IIIA топчосунун элементи, катар номери 49, атомдук массасы 114,82. Жаратылышта 2 изотобу кездешет: ^{113}In (4,28%) жана ^{115}In (95,72%).

1863-жылы Р.Рейх жана Е.Рихтер тарабынан ачылган. Жер кыртышында таралышы (массасы боюнча) $1 \cdot 10^{-5}\%$ ды түзөт. Негизги минералдары: CuInS_2 - рокезит, FeIn_2S_4 - индит, $\text{In}(\text{OH})_3$ - джалиндит, $(\text{Cu,Fe,Zn})_3(\text{In,Sn})\text{S}_4$ - сакурапин. Таза индий металлын индийдин хлорид, сульфат туздарын же индий гидроксидинин суудагы эритмелерин электролиздөө менен алынат:

электролиз



Индий - күмүштөй ак түстөгү, өтө жалтырак, жумшак металл, тыгыздыгы - $7,31\text{г/см}^3$, балкып эрүү температурасы $156,78^\circ\text{C}$, кайноо температурасы 2047°C . Бирикмелеринде +1, +2, +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: $\text{In}^0 \rightarrow \text{In}^+ \rightarrow \text{In}^{2+} \rightarrow \text{In}^{3+}$ 5,78; 18,87; 28,03 эВ барабар. Бөлмө температурасында абада туруктуу, HCl , H_2SO_4 , HF , CH_3COOH жана $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ кислоталары менен жай, ал эми HNO_3 менен тез аракеттенишет. Жегичтер менен аракеттенишпейт. Кадимки температурада хлор, бром менен, ысытканда йод, кычкылтек менен реакцияга кирет. Суутек жана азот менен реакцияга кирбейт.

Индий кадмий, цинк, коргошун жана калай түстүү металлдардын кендерин кайра иштетүүдөн алынат. Аларга мисал болуп цинк, кадмий, коргошун өндүрүшүнүн чаңдары, калайды вакуумда эритип тазалоонун учмалары эсептелет. Индий деп анын спектринин индиго

боёундай көк түстө болгондугуна байланыштуу ат берилген. Индий күзгү, ювелирдик буюмдарды жасоодо, рефлекторлордо, прожекторлордо колдонулат.

Иридий (лат. *Iridium*, грек. — «күн желеси») **Ir** — Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIIIВ. тобунун элементи, платина металлдарына кирет, катар номери 77, атомдук массасы 192,22.

^{77}Ir $[\text{Xe}]5d^76s^2$

192,22

2 8 18 32 15 2

1804-жылы О.Теннант ачкан.

Жаратылыштагы иридий туруктуу эки изотоптун аралашмасынан ^{191}Ir (38,5%) жана ^{193}Ir (61,5%) турат; жасалма радиоактивдүү изотопторунун эң негизгилери ^{192}Ir ($T_{1/2}=74,37$ күн) ^{191}Ir ($T_{1/2}=16$ саат).

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $5d^76s^2$; иондошуу энергиясы: $\text{Ir}^0 \rightarrow \text{Ir}^+ \rightarrow \text{Ir}^{2+} \rightarrow \text{Ir}^{3+} \rightarrow \text{Ir}^{4+} \rightarrow \text{Ir}^{5+}$ 9,2; 17,0; (27), (39), (57) эВ барабар.

Атомдук радиусу $1,35 \text{ \AA}^0$; иондук радиусу $\text{Ir}^{4+} - 0,75 \text{ \AA}^0$; балкып эрүү температурасы 2410°C ; кайноо температурасы 5300°C ; тыгыздыгы — $22,4 \text{ г/см}^3$ (18°C).

Жер кыртышынында массасы боюнча $1 \cdot 10^{-7}\%$ ды түзөт. Иридий жез-никель сульфиддүү кендердин курамында кездешет. Иридийдин төмөнкү минералдары белгилүү: осмийлүү иридий же невянскит (Ir , Os), иридийлүү осмий же сырсертскит (Os , Ir), родийлүү невянскит (Ir , Os , Rh), родийлүү сырсертскит (Os , Ir , Rh), рутенийлүү сырсертскит (Os , Ir , Ru). Таралышы боюнча эң негизгиси невянскит — сары-күрөң түстөгү, металлдык жалтырактыкка ээ, борпоң минерал. Анын минералдары Уралда жана Сибирде, АКШнын Калифорния штатында, Түндүк Америкада таралган.

Иридий — күмүш түстүү ак, абдан катуу металл. Иридий химиялык жактан коррозияга абдан туруктуу, кислоталар жана «падыша арагы» да ага таасир эте албайт; жегичтерде да эрибейт.

Иридий 600°C да кычкылтек менен аракеттенишет. Ошондой эле, F_2 , Cl_2 , Br_2 , S , Se , Te , P менен жогорку температуранын таасиринде аракеттенишет. Бирикмелеринде Ir III жана IV валенттүү, кээде I, II, VI валенттүүлүктү да көрсөтөт. Оксиддеринен туруктуулары Ir_2O_3 , IrO_3 , IrO_2 жана туруксуздары Ir_2O , IrO , хлориддеринен IrCl , IrCl_2 , IrCl_3 , сульфиддеринен IrS , Ir_2S_3 , IrS_2 белгилүү.

Комплекстик бирикмелеринен III жана IV валенттүү бирикмелери белгилүү: $\text{Me}[\text{IrCl}_6]$ же $\text{Me}_2[\text{Ir}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_5]$ — хлориридидити, $\text{Me}_2[\text{IrCl}_6]$ — хлориридаты.

Иридийдин платина менен болгон куймасы электроддорду, термопараларды, физикалык, химиялык жана хирургиялык (учтары

аябай катуу) аспаптарды, сааттардын тетиктерин жасоодо колдонулат.

^{70}Yb [Xe] $4f^{14}6s^2$

173,04

2 8 18 32 8 2

Иттербий (лат. *Ytterbium*) Yb - Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сынын 6-мезгилинин IIIB тобунан орун алган элемент. Катар номери 70, атомдук массасы 173,04. Иттербийдин массалык сандары ^{152}Yb - ^{176}Yb болгон

27 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{168}Yb , ^{170}Yb , ^{171}Yb , ^{172}Yb , ^{173}Yb , ^{174}Yb , ^{176}Yb болгон жети изотобу табылган. Иттербийдин жер кыртышында таралышы $3 \cdot 10^{-4}\%$ га барабар. 1879-жылы швецариялык химик, профессор Жан Шарль Галиссарде Мариньяк тарабынан ачылган.

Иттербий - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 824°C ; кайноо температурасы 1427°C ; бирикмелеринде +2 жана +3 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; иттербий элементинин электронунун жайгашуусу $\dots 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^{14} 6s^2$. Иондошуу энергиясы: $\text{Yb}^0 \rightarrow \text{Yb}^+ \rightarrow \text{Yb}^{2+} \rightarrow \text{Yb}^{3+}$ 6,25; 12,17; 25,50 эВ барабар.

Иттербийдин этилендиаминтетрауксус кислотасы менен болгон комплекстик бирикмеси медицинада, изилдөө иштеринде жана алюминийдин негизиндеги атайын куймаларды практика жүзүндө алуу үчүн колдонулат.

^{39}Y [Kr] $4d^15s^2$

88,9059

2 8 18 9 3

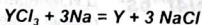
Иттрий (лат. *Yttrium*) Y - Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сында 5-мезгилинин IIIB тобунун элемент, катар номери 39, атомдук массасы 88,9059. Моноизотоптуу элемент - ^{89}Y . Жер кыртышында таралышы

(массасы боюнча) $2,8 \cdot 10^{-3}\%$ ды түзөт. Иттрий скандий, лантан жана лантаноиддер менен бирге сейрек кездешүүчү жер металлдар тобун түзөт. Бул металлдардын химиялык касиеттери абдан окшош, жаратылышта чогуу кездешет, ачылыш тарыхы да бирдей.

Иттрий - жумшак, күмүштөй ак металл, тыгыздыгы $4,469\text{г/см}^3$, балкып эрүү температурасы 1528°C , кайноо температурасы 3322°C . +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: $\text{Y}^0 \rightarrow \text{Y}^+ \rightarrow \text{Y}^{2+} \rightarrow \text{Y}^{3+}$ 6,21; 12,24; 20,52 эВ барабар. Иттрий жеңил металл. Алюминий менен болгон куймасы өтө бекемдиги жана жеңилдиги менен башка куймалардан айырмаланып турат. Абада кычкылданат, H_2O , HCl , HNO_3 менен өз ара аракеттенишет. 200°C да күкүрт менен, андан жогорку температурада натрий менен реакцияга кирет. Иттрий

кальциотермиялык жол менен иттрийдин үч фторидинен алынат. Иттрий самолет курууда, радиоэлектроникада, угуу приборлорунда, эсептөөчү машиналарда колдонулат.

Иттрийди 1-жолу 1828. Ф.Велер төмөнкү реакциянын негизинде бөлүп алган:



Иттрий деген сөз швециянын Иттербио деген кыштагынын атына коюлган, анткени ал ушул жерден алынып барылган минералдан бөлүнүп алынган.



53 / $[Kr]5s^2 5p^5$

126,904

2 8 18 18 7

Йод (лат. *Iodum*) *I* - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIIA тобунун элементи, галогендерге кирет, катар номери 53, атомдук массасы 126,9044. Молекуласы 2 атомдон турат. Йодду 1-жолу 1811-жылы Б.Куртуа ачкан. Табигый йод туруктуу бир изотоптон турат

^{127}I , ал эми жасалма радиоактивдүү изотопторунан: ^{131}I ($T_{1/2}=8$ күн) жана ^{133}I ($T_{1/2}=22$ саат) ж.б. бар. Йоддун жаратылыштагы минералы лаутарит $Ca(IO_3)_2$ эсептелет.

Атомунун сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү: $5s^2 5p^5$. Иондошуу энергиясы: $I^0 \rightarrow I^+ \rightarrow I^{2+}$ 10,45 жана 19,1 эВ барабар. Мүнөздүү кычкылдануу даражалары -1, 0 жана +7ге барабар.

Салыштырмалуу терс электрдүүлүгү Полинг боюнча 2,6га барабар. Атомдук радиусу 0,1133 нм; иондук радиусу 2,20 нм.

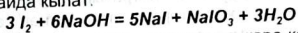
Йод жер кыртышында массасы боюнча $3 \cdot 10^{-5}\%$ ды түзөт. Йоддун сууда таркалуусу 1 тонна деңиз суусунда 20-30 мг, 1 тонна деңиз капустасында 5 кг, балырлардын, нефть, газ кендеринин жана минералдык суулардын курамында болот.

Йод - кара-бозомтук түстөгү кристаллдык зат; металлдык жалтырактыкка ээ; тыгыздыгы $4,94 \text{ г/см}^3$; кайноо температурасы $185,5^\circ\text{C}$ жана балкып эрүү температурасы $113,5^\circ\text{C}$.

Суюк жана газ абалындагы йоддун молекуласы 2 атомдон турат (I_2). Кадимки шартта кескин жыттуу, кызгылтым-көк түстө, ал эми ысытканда суюк абалга өтпөстөн эле түздөн-түз бууланат.

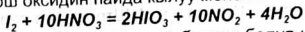
Сууда начар, күкүрттүү көмүртектен, спиртте жана бензолдо жакшы эрийт. Хлор менен бромго караганда химиялык активдүүлүгү төмөнүрөөк. Металлдар менен ысытканда реакцияга тез кирип, йодиддерди, суутек менен йоддуу суутекти пайда кылат. Көмүртек,

азот, кычкылтек менен түздөн-түз кошулбайт. Йоддун кычкылдандыргыч касиети хлор менен бромго салыштырмалуу начар келет. Жегичтердин ысытылган суудагы эритмелери менен йодид жана йодаттарды пайда кылат:

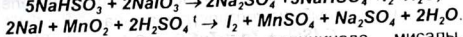
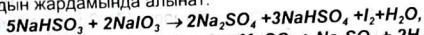


Крахмалга йоддун эритмесин тамызганда кара-көк түстү пайда кылат.

Йод азоттун кош оксидин пайда кылуу менен кычкылданат.



Өнөр жайда йодду алуунун негизги булагы болуп нефтини бургулоодон алынган суулар болуп саналат. Лабораторияда төмөнкү реакциялардын жардамында алынат:



Йод жана анын бирикмелери медицинада, мисалы, радиоактивдүү изотобу калкан безинин ооруларын (богок ж.б.) дарылоодо, аналитикалык химияда, органикалык синтезде жана фотографияда реагент катары, ал эми өнөр жайда металлдарды термикалык ажыратууда йодиддер катализатор катары колдонулат.



48 Cd [Kr]4d¹⁰5s²

112,41

2 8 18 18 2

Кадмий (лат. *Cadmium*) Cd – Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сынын 5-мезгилинин IIB тобунан орун алган элемент; катар номери 48; атомдук массасы 112,40; жаратылышта туруктуу 8

изотопторунун аралашмасынан турат. Кадмий сейрек кездешүүчү элементтердин тобуна кирет. Кадмийдин жаратылыштагы минералдары болуп: CdS – гринокит, CdCO₃ – отавит, CdO – монтепонит эсептелет. Жер кыртышында 1,35·10⁻⁵%, деңиз, океан сууларында 0,00011 мг/л кездешет.

Кадмий – ак түстөгү, оор, жалтырак, жумшак металл; атомдук радиусу 1,56Å, Cd²⁺ иондук радиусу 1,03Å⁰; тыгыздыгы 8,65г/см³ (20°Сда); эрүү температурасы 321°С; кайноо температурасы 767°С. Бирикмелеринде II валенттүү. Иондошуу энергиясы: Cd⁰ → Cd⁺ → Cd²⁺ → Cd³⁺ 8,99; 16,90; 37,48 эВ барабар.

Кадмий абада CdO кычкылынын жука кабыгы менен капталат. Ал кабыкча металлды андан ары кычкылданышынан сактайт.

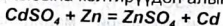
Кадмий галогендер менен түздөн-түз кошулуп CdCl₂, CdBr₂, CdI₂

сыяктуу түссүз бирикмелерди, күкүрт менен сары түстөгү сууда эрибеген сульфидди – CdS пайда кылат. Туз, күкүрт кислоталарында акырындык менен эрийт. Азот кислотасында жакшы эрип гидрат пайда кылуучу $Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$ нитратын берет. Кадмий туздары гидролизге учурашат, жегичтердин таасиринен анын ак түстөгү гидроксиди $Cd(OH)_2$ чекмеге түшөт.

$Cd(OH)_2$ ге аммиакты, $Cd(CN)_2$ ге KCN ашыкча таасир эткенде комплекстүү иондор: $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$; $[Cd(CN)_4]^{2-}$ алынат.

Кадмий элементи 1817-жылы Ф.Штроемeyer тарабынан ачылган. Кадмийдин негизги өндүрүүчүлөр болуп Россия, Япония, АКШ, Бельгия, Канада, Германия, Австралия, Перу эсептелет.

Кадмийди өндүрүүнүн негизги булагы болуп цинк өнөр жайынын кошумча продуктасы эсептелет (Zn-Cd кесекчелери). Ал кадмий сульфатын калыбына келтирүүдөн алынат:



Кадмий жана анын кошулмаларынын буулары уулуу келет. Кадмийдин кошулмалары менен ууланган адамдар тырышып куса баштайт. Адамдын нерв системасы, боор, бөйрөк иштен чыгат, фосфор - кальций алмашуусу бузулат. Бирикмелери айнек, боёк өндүрүүдө, медицинада колдонулат.

50 Sn $[Kr]5s^25p^2$

118,69

2 8 18 18 4

Калай (лат. *Stanium*) – Sn – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин IVA тобунда жайгашкан элемент; катар номери 50; атомдук массасы 118,69. Жаратылышта калай $^{112}Sn, ^{114}Sn, ^{120}Sn, ^{122}Sn, ^{124}Sn$

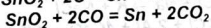
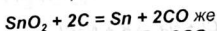
болгон 10 изотоптун аралашмасынан турат. Литосферанын (массасы боюнча) $8 \cdot 10^{-3}\%$ ын түзөт.

Калай – күмүш сыяктуу ак, жумшак, жалтырак, ийилгич металл; балкып эрүү температурасы $231,9^\circ$; кайноо температурасы 2687° .

Химиялык бирикмелеринде II жана IV валенттүү. Иондошуу энергиясы: Sn⁰дөн Sn⁵⁺ чейин 7,34; 14,62; 30,50; 40,73 жана 72,3 эВ барабар. Кадимки шартта калай химиялык таасирлерге туруктуу. Абада жай кычкылданып күңүрттөнөт. Металлдын үстүндө пайда болгон жука оксиддик кабыкча (SnO_2) аны андан ары кычкылдануудан сактайт. Фтор, хлор менен кошулуп $SnF_4, SnCl_2$ болгон бирикмелерди пайда кылат. Күкүрт менен ысытканда сульфиддер – SnS жана SnS_2 алынат. Калайдын магний менен куймасын кислотанын таасири менен ажыратканда калайдын гидриди SnH_4 – уулуу газ алынат. Азот, аммиак менен кошулбайт. Калайдын нитриди (Sn_3N_4) кыйыр жол менен алынат. Көмүртек, кремний менен реакцияга кирбейт. Көпчүлүк металлдар менен куймаларды берет. Калайдын жез, Al, Mn, Be менен

болгон куймасы коло байыртадан бери эле белгилүү. Суюлтулган кислота жана жегичтерде жай эрийт. Концентрацияланган жегичте эритүүдөн калайлуу - H_2SnO_2 жана калай - H_3SnO_3 кислотасынын туздары - станиттер жана станаттар п.б.. II валенттүү калайдын туздарынын Sn^{2+} көпчүлүгү түссүз, сууда жакшы эриген заттар.

Калай негизинен калай кендеринен алынат. Мисалы, касситтерди (SnO_2) көмүртек же көмүртектин (II) оксиди менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Алынган калайдын 40%ы тамак-аш өнөр жайында, подшипниктерди, типографиялык куймаларды алуу, буюмдарды кандоо үчүн, боёк чыгарууда, сүрөт өнөр жайында колдонулат. Калайдын алтын жана күмүш менен болгон куймасы тиш салуу техникасында пайдаланылат.

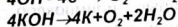
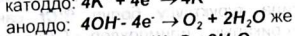
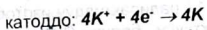
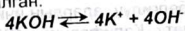
19 K $[Ar]4s^1$

39,102

2 8 8 1

Калий (лат. *Kalium*) *K* – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин IA тобунан орун алган элемент. Жегич металлдар тобуна кирет; катар номери 19; атомдук массасы 39,102. Жаратылышта калий 3 изотоптон турат: ^{39}K (93,08%), ^{40}K (0,0119%)

жана ^{41}K (6,76%). Калийдин изотопторунун бири ^{40}K нур бөлүп чыгарганда атомунун 88%нан ^{40}Ca , 12%нен ^{40}Ar пайда болот. Жасалма изотопторунун эң маанилүүсү ^{42}K ($T_{1/2}=12,52$ жыл); ал индикатор катары химияда, биологияда жана медицинада кеңири колдонулат. Калийди 1807-жылы Г.Деви КОНты электролиздөө жолу менен алган:



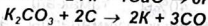
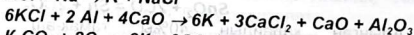
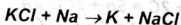
Калий – күмүш түстүү, жумшак, ак металл; эрүү температурасы $63^\circ C$, кайноо температурасы $776^\circ C$; электр тогун эң мыкты өткөрөт.

Калий жаратылышта жер кыртышынын (массасы боюнча) 2,6%ын түзөт. Негизги минералдарына сильвинит – $nNaCl \cdot nKCl$; карналлит – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$; каинит - $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ кирет.

Калий өтө активдүү элемент. Абада тез кычкылданат, ошондуктан керосин же бензиндин астында сакталат. Калий дайыма I валенттүү. Иондошуу энергиясы: $K^0 \rightarrow K^+ \rightarrow K^{2+}$ 4,34 жана 31,8196 Эв барабар. Кычкылтек менен оксид жана пероксиддерди K_2O , K_2O_2 пайда кылат. Суу менен КОН, суутек менен кошулуп КНди алынат.

Галогендер жана кислоталар менен активдүү аракеттенип туздарды; (KF, KCl, KBr, KI, K₂CO₃, K₂SO₄) пайда кылат.

Калийди күкүрт, көмүртек менен ысытканда сульфидди - K₂S, карбиддерди - KC₈, KC₁₆, K₂C₂ жана KHC₂ гидрокарбиди алынат. Калийдин жардамы менен кычкылдарды (B₂O₃, Al₂O₃ жана SiO₂) калыбына келтирүүгө болот. Калий спирттер менен органикалык кошулмалары болгон алкооляттарды, ацетилен, этилен менен карбиддерди пайда кылат. Калийди алуу орун алмашуу реакциясына негизделген:



Бул реакциялар вакуумда жана жогорку температурада жүргүзүлөт.

Негизги бирикмелеринен KCl, K₂SO₄ – жер семирткич, K₂S, KMnO₄ – медицинада жана ветеринарияда, KBr фотографияда, KF – металлургияда, K₂CO₃ – самын жана айнек жасоодо, K₂P₂O₇ жана K₅P₃O₁₀ кир кетирүүчү каражаттарды алууда, KClO₃ ширенке жасоодо, K₂SiF₆ – лантаноиддерди алууда, K₄[Fe(CN)₆]·3H₂O – кездемелерди боёдо жана фотографияда, KCN алтынды, күмүштү алууда, K₂Cr₂O₇ – терилерди хромдоодо колдонулат.

98 Cf [Rn]5f¹⁰7s²

[251]

2 8 18 32 28 8 2

Калифорний (лат. Californium) Cf -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIB тобунан орун алган элемент. Катар номери 98, атомдук массасы [251]. Калифорнийдин массалык сандары ²⁴⁰Cf -

²⁵⁶Cf болгон 17 радиоактивдүү изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ²⁵¹Cf саналат. Калифорний 1950-жылы америкалык илимпоздор Г.Сиборг, С.Томпсон жана А.Гиорсо тарабынан кюриум элементинен ядролук реакциянын негизинде алынган да, аны Америка штатынын атынан аташкан.

Калифорний - ак металл; балкып эрүү температурасы 986°С; бирикмелеринде +2, +3, +4, +5 жана +6 болгон кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; калифорний элементинин электронунун жайгашуусу 4f¹⁴5s²5p⁶5d¹⁰5f¹⁰6s²6p⁶6d¹⁰6f⁰7s² же 5f¹⁰7s².

Калифорнийдин кычкылы Cf₂O₃, оксихлориди Cf₂OCl жана калифорнийдин нитраттары, сульфаттары, галогениддери сууда эрийт. Калифорний атомдук реактордо ядролук реакциялардын физикалык касиеттерин изилдөөдө алмаштырылгыс пайдалуу. Калифорний плутонийди алуу үчүн колдонулат, о.э. калифорний

нейтрондук активизациялык анализдөө иштеринде алмаштырылгыс иштерди аткарат.

^{20}Ca [Ar]4s²

40,08

2 8 8 2

Кальций (лат. *Calcium*) Ca –
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасы-
нын 4-мезгилинин IIA тобунун элементи;
катар номери 20, атомдук массасы 40,08;
атомдук радиусу 1,97Å, иондук радиусу
1,04Å; тыгыздыгы 1,54г/см³; эрүү

температурасы 851°C; кайноо температурасы 1492°C.

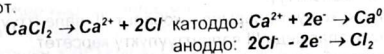
Жаратылышта кальцийдин туруктуу 6 изотобу бар: ⁴⁰Ca (96,97%),
⁴⁴Ca (2,09%), ⁴²Ca (0,667%), ⁴⁸Ca (0,184%), ⁴³Ca (0,135%) жана ⁴⁶Ca
(0,003%).

Кальцийдин табигый бирикмелери: CaCO₃ – кальций карбонаты,
CaSiO₃ - волластонит, CaMg(CO₃)₂ - доломит, CaF₂ - флюорит,
CaSO₄·2H₂O - гипс; Ca₃(PO₄)₂ - фосфорит жана 3Ca₃(PO₄)₂·Ca(F,Cl)₂ -
апатит.

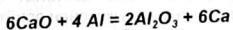
Кальций - күмүш сымал ак, жеңил металл. Металл түрүндөгү
кальцийди 1-жолу 1808-жылы Г.Дэви алган. Жер кыртышында
(массасы боюнча) 2,96%ды ээлеп, O, Si, Al, Fe ден кийинки 5-орунда
турат. Кальций бирикмелеринде +2, өтө сейрек +1 кычкылдануу
даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: Ca⁰ → Ca⁺ → Ca²⁺ 6,11308
жана 11,8714 эВ барабар.

Кальций металлдарды алардын оксиддеринен, сульфиддеринен
жана галогениддеринен сүрүп чыгарат. Кадимки температурада
кальций кычкылтек менен реакцияга оңой кирип, CaOдин пайда
кылат. CaO сууда эрип, күчтүү негизди Ca(OH)₂ни берет. Кальций
бардык кислоталар менен реакцияга оңой кирип, суутекти сүрүп
чыгарат. Галогендер менен аракеттенишип тиешелүү туздарды пайда
кылат. Кургак суутек менен аракеттенип гидридди пайда кылат.
Кальцийди графит менен кошуп ысытканда карбидди пайда кылат.

Кальцийди эритилген CaCl₂дин электролиздөө менен алууга
болот.



Андан башка - вакуумда алюминотермияк жол менен да алууга
болот:



Таза кальций металлы цезий, рубидий, хром, цирконий, торий,
ванадийдин бирикмелирин металлга чейин калыбына келтирет.
Техникада кальцийдин коргошун менен болгон куймасы жана
кальцийдин минералдары кеңири пайдаланылат: акиташ, өчүрүлгөн

акиташты, цементти, силикат кышын алууда, түздөн-түз курулуш материалдары катарында, металлургияда (флюс), химиялык өнөр жайда кальцийдин карбидин, соданы, хлордуу акиташты, жер семирткичтерди алууда, кантты, айнекти өндүрүүдө колдонулат. Бор, мрамор, исланд шпаты, гипс, флюорит жана башкалардын практикалык мааниси өтө чоң.

27 Co [Ar]3d⁷4s²

58,9332

2 8 15 2

Кобальт (лат. *Cobaltum*) Co -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, катар номери 27, атомдук массасы 58,9332.

Кобальтты биринчи жолу 1735-жылы

швед химиги Г.Брандт ачкан. Жаратылыштагы кобальт туруктуу бир изотоптон ⁵⁹Co турат.

Кобальттын сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү 3s²3p⁶3d⁷6s²; кычкылдануу даражасы +2 жана +3, кээде +1, +4, +5 ти да көрсөтөт; иондошуу энергиясы: Co⁰ → Co⁺ → Co²⁺ → Co³⁺ - 7,86 жана 17,31; 33,50 эВ барабар. Атомдук радиусу 0,125нм; иондук радиусу Co²⁺ - 0,78Å, Co³⁺ - 0,64Å; балкып эрүү температурасы 1493°C; кайноо температурасы 2277°C; тыгыздыгы - 8,9 г/см³.

Кобальт - мүнөздүү металлдык жалтырактык касиетке ээ, көгүш түстө; жеңил иштетилет, серпилгич, темирге окшош, болоттон да катуу металл; темир сыяктуу магниттик касиетке ээ, бирок ал касиетин 1121°Cдан жогорку температурадан баштап жоготот.

Жер кыртышында 3·10⁻³%га жакын, сейрек таралган металл. Жерден атырылып чыккан минералдык булактарда, көпчүлүк тоо тектеринде, деңиз суусунда кездешет. Топуракта, өсүмдүктөр менен жаныбарлардын ткандарында да бар.

Кобальт төмөндөгү минералдар: каролит - CuCo₂S₄; линнеит - Co₃S₄; кобальтин - CoAsS, шмальтин - CoAs₂ ж.б. түрүндө кездешет. Анын кендери Уралда, Кола жарым аралында жана Сибирде таралган. Co өзгөрүлмө валенттүү.

Жөнөкөй химиялык кошулмаларында кобальт II валенттүү, ал эми комплекстик кошулмаларында III валенттүүлүктү көрсөтөт.

Кобальт сууда жана абада туруктуу келет. 300°Cда оксиддик жука кабык (жашыл түстөгү CoO) менен капталат. Суюлтулган HCl, H₂SO₄, HNO₃ кислоталарында акырындык менен эрийт.

Галогендер менен (F₂дон башкасы) бөлмө температурасында, S, P, N₂, Si, As менен 300-500°Cда аракеттенишет.

Кобальт Co₃O₄тү калыбына келтирүүдөн, кобальт хлоридин (CoCl₂), кобальт сульфатын (CoSO₄) электролиздөөдөн, никельдик,

жез-никельдик, жез-кобальттык, мышьяк-кобальттык кендерден алынат.

Күкүрт жана туз кислоталарында кобальт суутекти бөлүп чыгаруу менен эрип, кызыл түстөгү кристаллогидрат түрүндөгү туздарды пайда кылат: $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Азот кислотасында кобальт кычкылданганда азоттун оксидине чейин калыбына келет. Кристаллдык кобальттын нитраты - кызыл түстөгү кристаллогидрат: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кобальт ар түрдүү комплекстик иондор менен, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5 \cdot \text{H}_2\text{O}]^{3+}$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ ж.б. көп сандаган комплекстик бирикмелерди пайда кылат. Мисалы, натрийдин тетрародано-кобальты - $\text{Na}[\text{Co}(\text{CSN})_4]$ жана натрийдин тетрахло-кобальты - $\text{Na}[\text{CoCl}_4]$. Көк түстөгү бул эритмелердин экөө тең кобальтты фотометрдик ыкма менен аныктоодо колдонулат.

Кобальт жогорку температурага туруктуу материалдарды даярдоодо колдонулуучу куймаларды алууда, коррозияга туруктуу материалдардын компоненти катарында, курамында кобальты бар катализаторлорду даярдоодо, медицинада, техникада колдонулат.

Радиоактивдүү изотоп $^{60}_{27}\text{Co}$ χ -нурлануунун булагы катары радиациялык химияда, медицинада, χ -дефектоскопияда, тыгыздыкты өлчөөдө кеңири пайдаланылат. О.э. рак оорусуна каршы күрөшүүдө «кобальт пушкасы» деген ат менен колдонулат. Ал эми анемия оорусуна каршы колдонулуучу белгилүү B_{12} витамининин курамында да кобальт болот. Андан сырткары кобальттан ар түрдүү боёктор, эмалдар даярдалат.

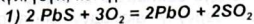
^{82}Pb $[\text{Xe}]6s^26p^2$

207,19

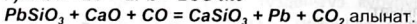
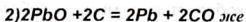
2 8 18 32 18 4

бар: ^{204}Pb , ^{206}Pb , ^{207}Pb , ^{208}Pb . Акыркы 3 изотобу радиоактивдүү элементтердин ажырашынан (уран, актиний, торий) пайда болот.

Жер кыртышында (массасы боюнча) $1,6 \cdot 10^{-3}\%$ ды түзөт. Коргошун таза түрүндө да учурайт. Маанилүү минералы – галенит PbS (коргошун жалтырагы) бардык сульфиддик кендерде кездешет. Сейрек учуроочу минералдары – клаусталит PbSe ; алтаит - PbTe ж.б. Ири коргошундун кени бар мамлекеттерде: Австралия, США, Канада, Мексика жана Казакстан кирет. Коргошун коргошун жалтырагын (галенит) (PbS) күйгүзүп, көмүр менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Коргошун (лат. *Plumbum*) Pb – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IVA тобунан орун алган элемент, катар номери 82, атомдук массасы 207,19. Жаратылышта туруктуу 4 изотобу



Коргошун - жумшак, иштетүүгө жана чоюлууга жөндөмдүү болгон, көгүш күмүш түстөгү металл. Атомдук радиусу $1,74\text{\AA}$, иондук радиусу $Pb^{2+} - 1,26\text{\AA}$. Катуу коргошундун тыгыздыгы $11,34 \text{ г/см}^3$ (20°), балкып эрүү температурасы $327,4^\circ\text{C}$; кайноо температурасы 1745°C .

Коргошун электрохимиялык чыңалуу катарында суутекке чейин турат. Суюлтулган кислоталарда эрибейт. HNO_3 , CH_3COOH кислоталарында, жегичтин эритмесинде жакшы эрийт. Туз, күкүрт кислоталарында эрибейт. Кадимки шартта абада коргошундун үстүнкү бети гана кычкылданат да, андан аркы кычкылдануудан коргоочу жука катмар пайда болот. Ысытканда галогендер, күкүрт, селен, теллур менен түздөн түз аракеттенишет.

Химиялык бирикмелеринде коргошун, негизинен II валенттүү (IV валенттүүлүк да мүнөздүү). Иондошуу энергиясы: $Pb^0 \rightarrow Pb^+ \rightarrow Pb^{2+} \rightarrow Pb^{3+}$ 7,42; 14,91; 31,97 эВ барабар. Эки валенттүү коргошун сууда эрий турган нитраттарды, хлораттарды, ацетаттарды, начар эрий турган хлориддерди, фториддерди жана эрибей турган хроматтарды, фосфаттарды, карбонаттарды, молибдаттарды, сульфиддерди пайда кылат. Коргошунду тазалоодо электролит катары кремний фториди пайдаланылат. Коргошундун (IV) валенттүү бирикмелери анча туруктуу эмес.

Коргошун техникалык кабелдерди, аккумуляторлордун пластинкаларын даярдоодо, күкүрт кислотасын өндүрүүчү заводдордо аппаратуралардын негизги бөлүктөрүн даярдоо үчүн, куймаларды алууда (типографиялык куймалар ж.б.), гамма жана рентген нурларын жакшы жуткандыктан радиоактивдүү заттар менен иштөөдө алардан сактануу үчүн, тетраэтил коргошунду өндүрүүдө колдонулат. Коргошундун бардык эрүүчү бирикмелери уу.

6C [He] $2s^2 2p^2$
12,011
 2 4

Көмүртек (лат. *Carboneum*) - C -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин IVA тобунда жайгашкан химиялык элемент; катар номери 6; атомдук массасы 12,011. Жаратылышта көмүртек туруктуу эки изотоптун аралашмасынан – ^{12}C (98,892%) жана ^{13}C (1,108%) турат. Радиоактивдүү изотопторунан маанилүүсү болуп ^{14}C ($T_{1/2}=5570$ жыл) саналат. Көмүртектин атомунун электрондук түзүлүшү $1s^2 2s^2 2p^2$ болот.

Көмүртек үчүн иондук байланышты пайда кылуу мүнөздүү эмес, электрондорун оңой берүүчү активдүү металлдар менен болгон бирикмелеринде гана (мисалы, алюминийдин карбиди $Al_4^{+3}C_3^{-4}$) анын

кычкылдануу даражасы 4кө барабар. Элементтердин басымдуу бөлүгү менен көмүртек бекем коваленттик байланыштагы бирикмелерди берет да ал байланышка көмүртектин сырткы электрондук катмарындагы 4 электрон толугу менен катышат. Ошондуктан, көмүртек IV валенттүү, бирок II валенттүү бирикмелери да белгилүү, мисалы: көмүртектин кычкылы - CO (ис газы). Иондошуу энергиясы $C^0 \rightarrow C^+ \rightarrow C^{2+} \rightarrow C^{3+} \rightarrow C^{4+}$ 11,26; 24,37; 47,86; 64,47 эВ барабар.

Жаратылышта таралышы боюнча көмүртек 17 орунда турат – жер кыртышынын 0,1%ын түзөт. Көмүртектин негизги минералдары: табигый карбонаттар: сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; пирсонит $Na_2CO_3 \cdot CaCO_3$; магнезит $MgCO_3$; доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$; акишак $CaCO_3$; метеорит $BaCO_3$; темир, марганец, цинк шпаттары ($FeCO_3$, $MnCO_3$, $ZnCO_3$) ж.б. карбонаттар (жер кыртышындагы массасы $\approx 9,6 \cdot 10^{15}$ тонна), күйүүчү кендер – таш көмүр, күрөң көмүр, нефть, жаратылыш газы, торф, күйүүчү сланецтер түрүндө топтолгон (жалпы запасы $\approx 10^{13}$ тонна). Ал эми тирүү организмдердеги (микроорганизмдер, өсүмдүк жана жаныбарлар) көмүртектин саны 10^{12} тонна, атмосферадагы көмүр кычкыл газы түрүндөгү саны $6 \cdot 10^{11}$ тоннаны түзсө, гидросферада (эриген көмүр кычкыл газы түрүндөгү) атмосферадагыга караганда 60 эсе көп болот.

Көмүртекти мезгилдик системадагы эң негизги элементтердин бири деп толук атоого болот, анткени анын органикалык бирикмелери тирүү организмдердин баарын куруучу материал менен камсыз кылат.

Жаратылышта эркин абалында 3 жөнөкөй зат: алмаз, графит жана карбин түрүндө кездешет. Алмаз – кубдук, графит гексагоналдык кристаллдык торчолуу структурага ээ, карбин - структурасыз зат, көмүртектин полимери болуп саналат (XX кылымдын орто чендеринде орус окумуштуулары тарабынан ачылган). Таза көмүртектин составына кээ бир көмүрдүн түрлөрү, мисалы, антрацит (98%С) жакын. Алмаз өтө сейрек таралган. Мисалы: алмаздуу кендерде – 0,0009%тен ашпаган санда гана алмаз болот. Жөнөкөй алмаздын кенинде массасы 0,2-0,4 г болот, а эгерде ири өлчөмдөгү алмаздар табылса аларга өзгөчө ат берилет. Азыркы мезгилде эң ири алмаз деп Түштүк Африкадан табылган "Куллинан" алмазы ($10 \times 6,5 \times 5$ см өлчөмдөгү массасы 621,2 грамм) саналат. Ири кендери Түштүк Африкада, Бразилияда, АКШ, Мексика, Индия, Кыргызстан жана Россияда (Якутия, Урал) жайгашкан. Алмаздын өзгөчө касиеттери болуп анын өтө катуулугу жана кооздугу саналат. Атайын иштетилип өтө жылмаланган алмаздар бриллианттар деп аталат. Анын аты араб сөзү "ал-мас" – катуунун катуусу дегенди билдирет.

Жыл сайын кургактыктагы жана суу чөйрөсүндөгү өсүмдүктөр дүйнөсү абадан жана суудан $\approx 10^{10}$ тонна көмүртекти алып турушат,

бирок ушул эле учурда жаныбарлардын жана адам баласынын дем алуусунан, органикалык калдыктардын чирүүсүнөн жана ачышынан, вулкандык аракеттин натыйжасында жана өрттөн, ошондой эле өтө көп санда адам баласынын ишмердүүлүгүнүн негизинде – завод-фабрикалардын, автомобилдердин иштешинен тынымсыз көмүр кычкыл газы бөлүнүп чыгып турат. Натыйжада жаратылыштагы көмүртектин туруктуу (үзгүлтүксүз) айланышы жүрүп турат.

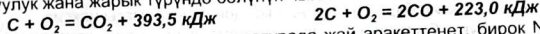
Көмүртек жер шарында гана эмес, башка космос телолорунда да таралган. Анын эң жөнөкөй бирикмелери CH_4 жана CO_2 Күн системасынын бардык планеталарынан табылган. Мисалы, Марстын атмосферасы негизинен көмүр кычкыл газынан турат. Көмүртектин спектри алыскы жылдыздарда, кометаларда жана тумандуулуктарда да байкалган. Ал эми кээ бир метеориттерде алмаз, графит эле эмес, органикалык бирикмелери да табылган.

Көмүртектин белгилеп кетүүчү өзгөчөлүгү болуп, анын өз ара бири-бири менен байланышып чексиз узун жана өтө бекем байланышкан атомдорунун чынжырын түзө алышы саналат. Д.И.Менделеевдин айтуусу боюнча " ... эч бир элементте мындай өзгөчөлүк көмүртекте өнүккөндөй татаал деңгээлде өнүккөн эмес ". Ошондуктан, көмүртек башка эч бир элемент бере албаган көп түрдүү бирикмелерди пайда кылат.

Физикалык касиеттери боюнча графит жана алмаз кескин айырмаланып турушат. Алмаз - түссүз, тунук, жарыкты күчтүү сындырган жана жаратылышта табылган кристаллдардын эң катуусу. Графит - бозомтук кара түстөгү, тунук эмес, майланышкан металлдык жалтырактыкка ээ, катуулугу боюнча кагаздан да начар кристалл болуп саналат. Ошондуктан карандаштын графит өзөгү кагаздын бетинде сынып өз изин калтырат. Мындай айырманын себебин аталган заттардагы көмүртектин атомдорунун бири-бири менен болгон байланышуу жолунун ар түрдүүлүгү менен, кристаллдык торчосунун ар башкалыгы менен түшүндүрүүгө болот. Графит бири-бирине кабатталып өз ара начар байланышкан көмүртектин атомдорунан түзүлгөн тегиздиктер сыяктуу полимер катары каралат да гексагоналдык кристаллдык торчого ээ, алмаз мейкиндикте үч өлчөмдүү каркас сыяктуу түзүлгөн, бирдей даражада, бирок өтө бекем биригишкен көмүртектин атомдорунан түзүлгөн гигант полимер катары каралат. Башка сөз менен айтканда, алмаз кубдук кристаллдык торчого ээ.

Көмүртек бардык формасында бөлмө температурасында инерттүү, бирок ысытуудан көптөгөн заттар менен аракеттенет. Абада ысытуудан кычкылтек ашыкча катышта болсо, көмүр кычкыл газына чейин, жетишсиз болсо көмүртектин (II) оксидине чейин

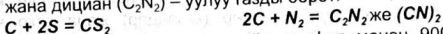
кычкылданат да, реакциянын натыйжасында көп сандагы энергия жылуулук жана жарык түрүндө бөлүнүп чыгат:



Суутек менен жогорку температурада жай аракеттенет, бирок Ni же Pt катализаторлорунун катышуусу менен реакциянын ылдамдыгы жогорулайт да, 600-1000°Cда метанды, 1500-2000°Cда ацетиленди пайда кылат:

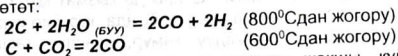


Күкүрт жана азот менен 700-1000°Cда аракеттенип, күкүрттүү көмүртекти жана дициан (C_2N_2) – уулуу газды берет:



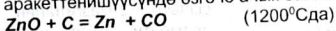
Фтор алмаз менен аракеттенишпейт, графит менен 900°Cдан жогорку температурада, аморфтуу көмүртек менен бөлмө температурасында аракеттенишип CF_4 пайда кылат. Көмүртек жогорку температурада металлдар менен карбиддерди, мисалы Al_4C_3 , CaC_2 , VC , ZnC ж.б. берет.

Көпчүлүк реакцияларда көмүртек калыбына келтиргичтик касиетти көрсөтөт:



Пайда болгон газ абалындагы заттар жакшы күйөт. Бул реакциялар катуу отунду газификациялаштыруунун - таш же жыгач көмүрүн кургак буулантып айдоо менен (б.а. абасыз ысытуу менен) газ абалына өткөрүүнүн негизин түзүшөт.

Көмүртектин калыбына келтиргичтик касиети металлдардын оксиддери менен аракеттенишүүсүндө өзгөчө ачык байкалат, мисалы:



Көмүртек бардык формасында жегичтердин таасирине узакка чейин ысытууда да туруктуу. Төмөнкү температурада концентрацияланган кислоталар таасир этпейт, бирок 100°Cдан жогорку температурада ысытуудан аморфтук көмүртек акырындык менен кычкылданат.

Алмаз менен графиттин басымдуу бөлүгү табигый сырьену кайра иштетүү аркылуу алынат. Кокс - таш көмүрдүн кээ бир сортторун же нефтини иштетүүдөн калган калдыктарды абасыз жогорку температурада ысытуудан алынат. Ыш - жаратылыш газын абаны аз санда катыштырып күйгүзүү аркылуу алынат. Активдүү көмүр – жыгач көмүрүн жогорку температурада өтө ысык суу буусу, же көмүр кычкыл газы менен иштетүүдөн алынат.

Казылып алынган алмаздуу кендер – кимберлиттер алгач аябай майдаланат, андан соң жуулат – жеңил тоо тектери (чопо ж.б.) агып кетет, алмаз кармаган оор бөлүгү калат. Мындан алмаз атайын курамдагы майлар (вазелин сыяктуу) менен бөлүнүп алынат. Алмаз

аларга жабышып калат. Акыр аягына чейин тазалоо үчүн, алмаз кислоталар жана жегичтерде жуулат.

Көмүртектин бирикмелеринин колдонулуу тармагы чексиз.

Кооздук буюмдары катары алмаздын ири кристаллдары колдонулат. Ал эми алмаздын майда, тунук эмес кристаллдары же жасалма жол менен алынган алмаздын кристаллдары кесүүчү, жылмалоочу жана тоо-тектерин бургулоочу аспаптарда кызмат кылат.

Графиттин ысыкка жана агрессивдүү чөйрөлөргө туруктуулугу, электр тогун жакшы өткөрүшү аны өнөр жайда өтө маанилүү материалдардын катарына коет. Андан куймалар үчүн калыптар, балкытып эритүү үчүн тигелдер (казандар) жана отко чыдамдуу буюмдар жасалат. Ошондой эле графиттин өтө көп бөлүгү электротехника өнөр жайында электроддорду, гальваникалык элементтерди жана аккумуляторлорду, электр кыймылдаткычтарын даярдоодо пайдаланылат. Өтө таза графит ядролук реакторлордо нейтрондордун ылдамдыгын төмөндөтүү үчүн колдонулат.

Кокстун эң негизги керектөөчүсү чоюн өндүрүшү: мында ал отун катары да, калыбына келтиргич катары да кызмат кылат. Өндүрүштө алынган ыштын 90%ы резина өнөр жайында, кээ бир кара боёкторду алуу үчүн жумшалат. Активдүү көмүр зыяндуу газдарды жана суюктуктарды сиңирүү үчүн противогаздарда, медицинада өтө кеңири пайдаланылат.

$^{14}\text{Si}_{[\text{Ne}]3s^23p^2}$

28,086

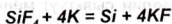
2 8 4

Кремний (лат. *Silicium*) - Si

Д.И. Менделеевдин мезгилдик система-сынын 3-мезгилинин IVA тобунун элементи, катар номери 14, атомдук массасы 28,086. Жаратылышта үч изотоптун аралашмасынан турат: ^{28}Si

(92,27%), ^{29}Si (4,68%) жана ^{30}Si (3,05%). Кремнийдин майда күкүмдөрү боз, ири кристаллдары күңүрт кара түскө ээ.

Жаратылышта таралышы боюнча кремний 2-орунда (кычкылтектен кийинки) турса да, өтө сейрек деп саналган Ni – 1751-ж., W – 1783-ж., U – 1789-ж. элементтерден кийин ачылган: 1811-жылы француз окумуштуулары Ж.Л.Гей-Люссак жана Л.Ж.Тенар фтордуу кремнийди калий менен ысытуудан күңүрт күрөң түстөгү зат алышкан, бирок алар жаңы элементти ачышкандыгын билишкен эмес. Ошентсе да, 12 жылдан кийин гана швед химиги Я.Берцелиус тетрафтордуу кремнийди калий менен калыбына келтирип, жаңы элемент ачылгандыгын жарыялаган да, ага "силиций" деп ат берген (латынча *silex* - кремьень, грекчеден «кремнос» - аска, зоо дегенди түшүндүрөт).

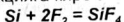


Кремний жаратылыштагы бирикмелеринин баарында кычкылтек менен бириккен абалда болот. Жер кыртышындагы кремнийдин 12%ы SiO_2 – кремнезем түрүндө, 75%ы татаал кычкылтектүү бирикмелери (чопо, талаа-шпаты, сланец, слюда ж.б..) түрүндө кездешет.

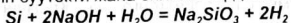
Кристаллдык кремний тыгыздыгы $2,33\text{г/см}^3$, балкып эрүү температурасы 1417°C жана кайноо температурасы 2600°C болгон катуу зат. Атомунун электрондук түзүлүшү: ... $3s^2 3p^2$. Иондошуу энергиясы: Si^0 дөн Si^{4+} чейин 8,15; 16,34; 33,46; 45,13 эВ барабар.

Кремний көпчүлүк бирикмелеринде IV валенттүү да: SiH_4 , SiF_4 , SiO_2 , Si_3N_4 ж.б., II валенттүү да SiO боло алат. Кремний суутек менен $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ жалпы формуладагы бирикмелерди берет.

Металлдар менен силициддерди – кыйындык менен эриген заттарды пайда кылат. Бөлмө температурасында майдаланган кремний менен фтор гана реакцияга кире алат:

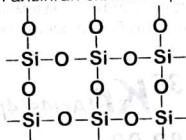


Кремний $400-600^\circ\text{C}$ да хлор менен аракеттенишет. Көмүртек жана азот менен өтө жогорку температурада гана аракеттенишет. Кадимки шартта кремнийге кислоталар таасир этпейт. Кремний жегичтер менен аракеттенишип суутекти жана силикаттарды пайда кылат:



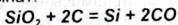
Кремнийдин кычкылтек менен биригип $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-\text{O}-$ сыяктуу узун чынжырларды пайда кылган туруктуу бирикмелери кеңири таралган. Мисалы: табигый жана синтетикалык жол менен алынган силикаттар.

Кремний атому кош байланышты пайда кыла албайт, анткени жалкы байланыштын энергиясы өтө чоң. Анын молекуласында ар бир кремний атому төрт кычкылтек атому менен жөнөкөй байланышты пайда кылат. Ошол эле учурда ар бир кычкылтек атому кремнийдин эки атому менен байланышат.



Натыйжада полимердик түзүлүштөгү химиялык бирикме – SiO_2 пайда болот. Ал кыйындык менен эрүүчү, кадимки шартта катуу абалдагы зат.

95-98%дуу кремнийдин техникалык сорту арзан сырьё болуп саналган кремнеземду (SiO_2) жогорку температурада көмүртек менен калыбына келтирүүдөн алынат:



Ал эми өзгөчө тазалыктагы кремнийди алуу үчүн техникалык кремний жеңил учма - SiCl_4 , SiI_4 ж.б.у.с. бирикмелерине өткөрүлөт да, бир нече жолу буулантуу жана муздатуудан кийин тазаланган бирикме жогорку температурада суутек же чаң түрүндөгү цинк менен калыбына келтирилет. Алынган кремний кошумча түрдө зоналык балкытуу ыкмасы менен тазаланып 99,9 999 кремний атомуна 1 гана бөтөн атом

туура келген катыштагы деңгээлге чейинки тазалыкка жеткирилет. Андан кремнийдин монокристаллы өстүрүлүп алынат (Таш-Көмүр шаарындагы жарым өткөргүчтөр заводунун иштөө режими ушул ыкманы колдонууга негизделген). Бул ыкма менен тазалоо өтө татаал жана кымбатка туруучу процесс. Кремний жарым өткөргүчтөр техникасында: ЭВМдердин микросхемаларында, электр техникаларында (диоддор, транзисторлор ж.б.) негизги материал катары кызмат кылса, күн батареясы катары космос кемелерин электр энергиясы менен камсыз кылат.

Чоюн жана болотко кошула турган техникалык кремний алардын механикалык касиеттерин жакшыртат, ал эми көп санда кошулса кислоталарга туруктуулугун жогорулатат.

Карборунддан (SiC) жасалган кайрак таштар катуулугу боюнча алмаздан кийин турганы менен 2000⁰Сдан да жогорку температурага чейин чыдайт. Мындан да жогорку температурага кремнийдин нитриди – Si₃N₄ чыдоого жөндөмдүү.

Акыркы жылдары кремнийдин органикалык бирикмелеринин колдонуу тармагы кеңейип баратат. Алардан жасалган материалдар жогорку температурага чыдамдуу, электр изолятору катары суу чөйрөсүндө да мыкты касиеттерге ээ. Кремнийдин органикалык бирикмелеринен алынган майлоочу майлар өтө жогорку да, өтө төмөнкү температурада да баштапкы касиеттерин өзгөртбөстөн сактап калат. Мындай майлар 20-30 км бийиктикте учкан реактивдүү самолеттордун кыймылдаткычтарын майлоо үчүн алмашкыс материал болуп эсептелет.

³⁶Kr [Ar]4s²4p⁶

83,80

2 8 18 8

Криптон (грек. *Kryptos* – жашырынган, лат. *Kryptonum*) Kr - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIIIA тобунун элементи, асыл газдарга кирет, катар номери 36, атомдук массасы 83,80. 1898-жылы У.Рамзай менен

М.Траверс ачкан. Кадимки шартта 1м³абада 1м³дай криптон эрийт. Атмосферада 3·10⁻⁴% болот (көлөм боюнча). Криптон - түссүз, жытсыз газ.

Криптон 6 изотоптун аралашмасынан турат: ⁷⁸Kr (0,354% көлөмү боюнча), ⁸⁰Kr (2,27%), ⁸²Kr (11,56%), ⁸³Kr (11,55%), ⁸⁴Kr (56,90%) жана ⁸⁶Kr (17,37%).

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү: 4s²4p⁶, кычкылдануу даражасы +2.

Криптон бир атомдуу молекуладан турат. Атомдук радиусу 1,98Å; коваленттик радиусу 1,09Å. Иондошуу энергиясы: Kr⁰ → Kr⁺ → Kr²⁺ → Kr³⁺ 14,00; 24,57; 36,94 эВ барабар.

Газ абалындагы криптондун (н.ш.) тыгыздыгы 3,745 г/л (Аба боюнча тыгыздыгы 2,8 г/л), кайноо температурасы $-153,2^{\circ}\text{C}$ жана балкып эрүү температурасы $-157,1^{\circ}\text{C}$. Суюк абалындагы криптондун тыгыздыгы $2,472\text{г/см}^3$, ал эми катуу абалында $- 3,100\text{г/см}^3$. Катуу криптон кубдук кристаллдык торчону пайда кылат: $\alpha = 5,72\text{\AA}$ (58K), $z=4$. Сууда эригичтиги $- 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ кг/м}^3$ (0°C , 0,1 МПа); $0,054 \cdot 10^{-3} \text{ кг/м}^3$ (25°C , 0,1 МПа); Суу жана органикалык заттар менен клатраттарды пайда кылат.

Бир нече эксимердик бирикмелери белгилүү: KrF^+ , KrCl^+ , KrBr^+ , KrO^+ (УФ лазерде колдонушат). Криптондун фтор (KrF_2), фенол, хлороформ жана башкалар менен бирикмелери алынган. Криптонду өндүрүштө абадан алышат.

^{85}Kr радиоактивдүү изотобун β -нурун алуучу булак катарында медицинада, коррозияны изилдөөдө индикатор катары жана башкаларда колдонулат. Андан сырткары криптон электровакуумдук техникада, ысытылып жарык берүүчү лампаларды, түстүү реклама түтүктөрүн (ак түс) толтурууда да колдонулат. Криптон болоттон жасалган баллондордо 5-10 МПа басым астында сакталат.

54 **Xe** $[\text{Kr}]5s^25p^6$

131,96

2 8 18 18 8

Ксенон (лат. *Xenon*, грек. *Xenos* - чоочун) Хе - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIIIА тобунун элементи, асыл газдарга кирет, катар номери 54, атомдук массасы 131,30.

1898-жылы У.Рамзай менен М.Траверс ачкан, ал эми алгачкы химиялык бирикмесин $\text{Xe}^+[\text{PtF}_6]^-$ Н.Бартлет алган.

Табигый ксенон туруктуу 9 изотоптордун аралашмасынан турат: ^{124}Xe (0,096% көлөмү боюнча), ^{126}Xe (26,98%), ^{128}Xe (10,44%), ^{129}Xe (0,090%), ^{130}Xe (1,92%), ^{131}Xe (24,44%), ^{132}Xe (4,08%), ^{134}Xe (21,18%), ^{136}Xe (8,78%). Урандын минералдарынан жана ядролук жарылууда бөлүнгөн ксенон изотоптору (^{133}Xe , ^{135}Xe) β нурларын бөлүп чыгарышат.

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $5s^25p^6$. Кычкылдануу даражалары +2, +4, +6, +8. Иондошуу энергиясы: $\text{Xe}^0 \rightarrow \text{Xe}^+ \rightarrow \text{Xe}^{2+} \rightarrow \text{Xe}^{3+} \rightarrow \text{Xe}^{4+}$ 12,13; 21,21; 32,13; 46,62 эВ барабар. Полинг боюнча терс электрдүүлүгү 2,6; атомдук радиусу $2,18\text{\AA}$, коваленттик радиусу $1,30\text{\AA}$. Атмосферанын курамында $8,7 \cdot 10^{-6}\%$ (көлөм боюнча), жалпы запасы $1,6 \cdot 10^{11} \text{ м}^3$ түзөт. Жер кыртышында ураны бар кендерде кездешет.

Ксенон - молекуласы бир атомдон турган түссүз, жытсыз газ; кайноо температурасы $- 108^{\circ}\text{C}$; катуу абалындагы тыгыздыгы

2,700 г/см³ (133°K), суюк – 2,987 г/см³ (165°K), газ – 5,85 кг/см³ (273°K, 0,1 МПа). Катуу ксенон кубдук кристаллдык торчону пайда кылып кристаллданат: $\alpha=6,197\text{Å}^0$ (58°K); $z=4$. Сууда эригичтиги $0,242 \cdot 10^{-3}$ м³/кг - 0,1 МПа, 273°K жана $0,097 \cdot 10^{-3}$ м³/кг - 0,1 МПа, 298°K.

Ксенон суу жана органикалык заттар менен клатраттарды, галогендер менен эксимердик бирикмелерди ХеF, ХеF₄, ХеF₆, ХеОН, ХеСl, ХеВг ж.б. пайда кылат. Андан сырткары перксенаттары да белгилүү: Na₄ХеО₆, ХеО₄ балкып эрүү температурасы 5,8°С; FХеОСlО₃, Хе(ОСlО₃), FХеSO₃F, ХеСl₂, ХеСl₄, ХеСlF, ХеВr₂ ж.б..

Ксенонду абадан алышат. Электровакуумдук техникада, жарык берүүчү лампаларда газ разрядын жана импульстук кубаттуу жарык берүүчү булактарын алууда колдонулат.

16 S [Ne]3s²3p⁴

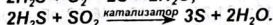
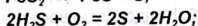
32,06

2 8 6

Күкүрт (лат. Sulfur) S -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 3-мезгилинин VIA тобунун элементи, катар номери 16, атомдук массасы 32,06. Табигый 4 туруктуу изотобу бар ³²S, ³³S, ³⁴S, ³⁶S. Жаратылышта эркин

жана бирикмелер түрүндө кездешет. Эркин түрүндө Туркмөнстандагы Кара-Кум чөлүндө, Өзбекстанда, Россияда Волга дарыясынын жээгинде кездешет, эң ири кендери АКШда, Японияда, Италияда табылган. Күкүрттүн ар түрдүү металлдар менен болгон бирикмелери өтө кеңири таралган. Мисалы, коргошун жалтырагы PbS, цинк сульфиди, жез жалтырагы жана башкалар – булар түстүү металлдарды алуунун булагы катары эң баалуу кендер болуп саналат. Табигатта күкүрт кальцийдин жана магнийдин сульфаттары катары да кеңири таралган. Күкүрттүн бирикмелери өсүмдүктөрдүн жана жаныбарлардын организмдинде да кездешет. Жер кыртышында күкүрттүн жалпы саны $5 \cdot 10^{-2}\%$ ды түзөт. Күкүрттү негизинен пирит – темир колчеданынан -FeS₂ алышат, андан башка курамында жез, цинк ж.б. түстүү металлдардын күкүрттүү бирикмелери бар полиметаллдык кендерден да алууга болот:



Күкүрт – кадимки шартта 118,9°Сда балкып эриген, сары түстөгү, морт кристалл. Күкүрт бирикмелеринде -2, +2, +4, +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы S⁰→S⁺→S²⁺ 10,36; 23,4; 35,0 эВ барабар. Эркин абалындагы күкүрт б.з.ч. 5 миң жыл мурда эле белгилүү болгон. Ал сууда эрибейт, бирок бензолдо ж.б. органикалык суюктуктарда жакшы эрийт. Күкүрттүн молекуласы 8 атомдон (S₈)

турат. $444,6^{\circ}\text{C}$ да кызыл-саргыч бууну пайда кылуу менен кайнайт. Күкүрттүн буусунда температура жогорулаган сайын молекуладагы атомдордун саны улам азайып отурат: $\text{S}_8 \rightarrow \text{S}_6 \rightarrow \text{S}_4 \rightarrow \text{S}_2 \rightarrow \text{S}$, 800° – 1400°C да бир гана атомдон турат. Күкүрт Cu , Fe , Zn менен түздөн-түз аракеттенишип, көп сандагы жылуулукту бөлүп чыгарат. Ал негизинен бардык металл эместер менен аракеттенишет, металлдар менен болгон реакциясы жеңил жана активдүү жүрөт.

Күкүрт эл чарбасында, резина өнөр-жайында колдонулат. Каучукту күкүрт менен аралаштырып ысытканда резина алынат. Мындай процесс вулканизация деп аталат. Күкүрттү өсүмдүктөрдүн кээ бир зыянкечтерин жоготуу үчүн, ширенкени, ультрамарин боёкторун, күкүрттүү көмүртекти ж.б. бир катар заттарды даярдоо үчүн колдонушат.

47 Ag $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$

107,870

2 8 18 18 1

Күмүш (лат. *Argentum*) *Ag* –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин IB тобунун элементи. Катар номери 47; атомдук массасы 107,870; асыл металлдарга кирет. Жаратылыштагы

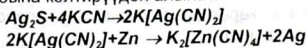
күмүш массалык сандары: 107 Ag (51,35%) жана 109 Ag (48,65%) болгон эки туруктуу изотоптордун аралашмасынан турат. Күмүштүн сырткы электрондук формасы $4d^{10}5s^1$ болуп саналат.

Таза күмүш мындан 3 миң жыл мурун Египетте, Персияда, Кытайда белгилүү болгон. Күмүш алтынга салыштырганда активдүү келген жер кыртышында алтынга караганда 1,5 эсе көп, эркин абалда аз кездешүүчү элемент. Байыркы Египетте күмүш алтынга салыштырмалуу жогору бааланып келген. Ал мезгилде алтындан тыйындар, кооздук үчүн буюмдар жасалса, күмүштөн сууну сактоо үчүн идиштер даярдалган. «Аргентум» грек тилинен кыргызчага которгондо «ак түстүү» же «ак жалтырак» дегенди билдирет.

Күмүштүн саны жер кыртышынын $6 \cdot 10^{-6}\%$ ын (массасы боюнча) түзөт. Күмүш жаратылышта: Ag_2S – аргентит (күмүш жалтырагы), Ag_2SbS_3 – пираргирит, Ag_3AsS_3 – прустит минералдары түрүндө, айрыкча алтын, жез, коргошун кен байлыктары менен бирге кездешет.

Күмүштүн кендери Орто Азияда, Сибирде, Ыраакы Чыгышта; чет өлкөлөрдө – Мексикада, АКШда, Австралияда, Канадада кездешет.

Күмүш, күмүштүн кендеринен цианид бирикмелерин алып, цинк чаңы менен калыбына келтирүүдөн алынат.



Таза күмүш – өтө жумшак, ак түстөгү металл; жылуулукту жана электр тогун башка металлдарга караганда жакшы өткөрөт; тыгыздыгы $10,5\text{г/см}^3$; атомдук радиусу $1,44\text{Å}$; кайноо температурасы 2212°C ; эрүү температурасы $960,5^\circ\text{C}$. Бирикмелерде I валенттүү; II жана III валенттүү күмүштүн бирикмелери да белгилүү. Иондошуу энергиясы $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^{2+} \rightarrow \text{Ag}^{3+}$ 7,57; 21,48; 34;82 эВ барабар. Хлор менен нымдуу чөйрөдө 80°C да, ал эми кургак хлор менен 300°C да реакцияга кирет; фтор менен жогорку температурада аракеттенишет. Кадимки температурада кычкылдандыргыч катышпаса HCl , HBr , HI күмүшкө таасир этпейт. Суутек жана азот менен күмүш түздөн-түз бирикпейт.

Ag_2O аммиактуу эритмесине ацетонду жана спиртти таасир эткенде нитрид Ag_3N пайда болот. AgNO_3 эритмесине гидразинди таасир этүүдөн азид - AgN_3 алынат.

Бөлмө температурасында күмүштүн күкүмүнө же күмүштүн туздарынын эритмесине ацетиленди таасир этүүдөн Ag_2C_2 – карбиди алынат. Өтө жогорку температурада күмүш фосфор менен фосфидди - Ag_3P пайда кылат. Күмүшкө органикалык кислоталар жана жегичтер таасир этпейт. Нитраттар, сульфаттар, тиосульфаттар жана металлдардын хлориддери күмүш менен эриген (балкыган) абалында гана реакцияга киришет. Күмүштүн нитраты, фториди, перхлораттан башка туздары түссүз жана уу. Күмүш ысык концентрацияланган күкүрт кислотасында күмүштүн сульфатын жана күкүрттүү ангидридди пайда кылуу менен эрийт. Муздак, суюлтулган азот кислотасы менен бөлмө температурасында нитратты жана азоттун кычкылдарын пайда кылуу менен аракеттенишет.

Күмүш негизинен куйма түрүндө колдонулат. Күмүштүн куймасы зергердик жана турмуш-тиричиликте колдонулуучу буюмдарды, тыйындарды, лабораториялык идиштерди жасоодо, металлдарды жана радиодеталдарды каптоодо колдонулат. Күмүштүн басымдуу бөлүгү күмүш-цинк аккумуляторлорун жасоодо колдонулат. Күмүш органикалык эмес жана органикалык синтезде катализатор катары да колдонулат. Күмүштүн иону бактерияларды жок кылат. Анын өтө кичине концентрациясы ичүүчү сууну тазалайт.

Рубль жана тыйын деген сөздөрдүн пайда болуусу күмүш менен байланышкан. XVIII кылымда Киевдик орустарда рубль деп массасы 200 гр. болгон күмүштүн куймасы пайдаланылган. Ошол куйманы майда бөлүктөргө бөлгөндө тыйындар келип чыккан. Алгачкы тыйындар 1534-жылы Россияда даярдалган. Күмүштөн күзгүлөрдү жасоо, медицинага керектүү буюмдарды жасоодо жана тиштин блонбаларында колдонулат.

8 **O** [He]2s²2p⁴

15,9994

2 6

Кычкылтек (лат. *Oxygenium*) **O** –
Д.И.Менделеевдин мезгилдик
системасынын 2-мезгилинин VIA тобунун
элементи, катар номери 8, атомдук массасы
15,9994. Жаратылышта кычкылтектин мас-
салык сандары ¹⁶O, ¹⁷O жана ¹⁸O болгон 3

туруктуу изотобу кездешет. Эркин түрүндө эки модификацияда O₂
жана O₃ (озон) болот.

Кычкылтек химиялык жактан металл эместердин ичинен эң
активдүүсү (фтордон кийинки). Электронго тектештиги 1,467эв; кова-
ленттик радиусу 0,066нм; молекуласы эки атомдон турат. XVII
кылымдын башында суу астындагы кемени ойлоп табуучу К.Дреббель
кычкылтекти бөлүп алып, бул газдын дем алуу үчүн өтө зарыл
экендигин аныктаган. Таза түрүндөгү кычкылтекти биринчи жолу
(1771-жылы) К.Шееле KNO₃, NaNO₃, Mg(NO₃)₂ден, 1774-жылы
Ж.Пристли HgOнан бөлүп алган. 1775-жылы А.Лавуазье абанын
курамын аныктап, ал кычкылтек менен азоттон турарын айткан жана
кислоталардын курамына киргендиктен охугене – «кислота пайда
кылуучу» деп атаган. Кычкылтектин электрондук формуласы 1S²,
2S²2P⁴ болуп саналат.

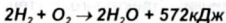
Кычкылтек эң кеңири таралган элемент. Атмосферада массасы
боюнча 23,10%, көлөмү боюнча 20,95% кычкылтек бар жана ал
азоттон кийинки экинчи орунду ээлейт. Гидросферада 85,82%,
литосферада 52,8%ды түзөт. Курамында кычкылтеги бар 1400дөн
ашуун минералдар белгилүү. Кычкылдануунун, күйүүнүн, чирүүнүн
жана дем алуунун натыйжасында атмосферада кычкылтектин саны
азаят. Бирок өсүмдүктөрдө жүрүүчү фотосинтез кубулушунда бөлүнүп
чыгуучу кычкылтек менен толукталат. М.: $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$.

Кычкылтек - жытсыз, даамсыз, түссүз газ. Кайноо температурасы
90,188К. Абадан бир аз оор. Нормалдуу шартта кычкылтектин
массасы 1,43г/см³; 0°Сда 100 көлөм сууда 4,9 көлөм кычкылтек, ал
эми 20°Сда 3,1 көлөм кычкылтек эрийт. Сууда жашаган тирүү
организмдер үчүн кычкылтектин эригичтигинин мааниси өтө зор. -
182,9°С жана нормалдуу басымда кычкылтек көгүлтүр түстөгү,
тыгыздыгы 1,14г/см³ болгон суюктук; - 218°Сда көк түстөгү катуу
кристаллга айланат. Кычкылтек -2, +2 кычкылдануу даражасын
көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: O⁰ → O⁻ → O²⁻ 13,62; 35,118 эВ
барбар.

Кычкылтек гелий, неон жана аргондон башка бардык элементтер
менен химиялык бирикмелерди пайда кылат. Au, Pt, Xe, Kг жана
галогендерден башка элементтер менен түздөн түз аракеттенишет.
Фтордон башка жөнөкөй заттар менен болгон реакцияларында
кычкылдандыргыч болуп саналат. Кээ бир заттар, мисалы, азоттун

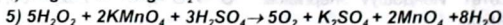
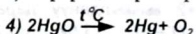
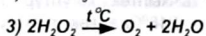
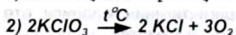
кычкылы кандын гемоглобини кычкылтек менен бөлмө температурасында биригишет.

Кычкылтектин катышуусунда көпчүлүк реакциялардын мүнөздүү өзгөчөлүктөрү жылуулукту жана жарыкты бөлүп чыгаруусу болуп саналат. Мындай процесс күйүү деп аталат. Кычкылтек суутек менен реакцияга кирип сууну пайда кылат. Бул реакция катализатордун катышуусунда 80°C - 100°C да тез жүрөт. 500°C дан жогорку температурада суутек менен кычкылтектин реакциясы жарылуу менен жүрөт.



Жегич металлдарды (литийден башкасын) кычкылтектин атмосферасында күйүзгөндө пероксиддер M_2O_2 жана супероксиддер MO_2 пайда болот. Кычкылтек мезгилдик системанын II тобунун элементтери менен реакцияга кирет, мисалы, Ba $20\text{-}25^{\circ}\text{C}$ да абада күйөт, Mg жана Be 500°C дан жогорку температурада күйөт. Реакциянын натыйжасында оксиддер жана пероксиддер пайда болот. Zn, Ca, Hg менен жогорку температурада гана аракеттенишет. III тобунун элементтери температуранын таасиринде гана аракеттенишет да кычкылдарды пайда кылышат. Ti, Zr, Hf кычкылтектин таасирине туруктуу. Кычкылтек көмүртек менен реакцияга киргенде CO_2 пайда болуп, көп жылуулук бөлүнүп чыгат (394кДж/моль). Алмаз, графит менен 700°C дан жогорку температурада аракеттенет. Азот менен 1200°C дан жогорку температурада гана аракеттенишип NO ну пайда кылат. NO андан ары NO_2 ге чейин кычкылданат. VI топтун элементтери S, Se, Te кычкылтек менен бир аз ысытканда эле аракеттенишет. W жана Mo дин кычкылданышы 400°C да байкалат.

Лабораторияда кычкылтекти оксиддерди, пероксиддерди, оксокислоталардын туздарын (KNO_3 , KClO_3 , KMnO_4) термикалык ажыратуу менен алышат.



Өнөр жайда кычкылтекти абанын курамынан -40°C да жана 40 атмосфералык басым астында суюктукка айлантаып, ректификациялоо жолу менен алышат. Техникада кычкылтек металлдарды ширетүүдө, кесүүдө, авиацияда, суу астындагы сүзүүчү кайыктарда жана медицинада дем алуучу газ катарында, металлургияда, жасалма суюк

отундарды, күкүрт, азот кислоталарын, соданы ж.б. химиялык заттарды алууда, жардыруу иштеринде колдонулат.

^{96}Cm $[\text{Rn}]5f^7 6d^1 7s^2$

[247]

2 8 18 32 25 9 2

массалык сандары ^{238}Cm - ^{252}Cm болгон 15 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{247}Cm саналат. Кюрииди Т.Сиборг, А.Гиорсо, Р.Джеймс жана А.Морган ж.б. америкалык окумуштуулар плутонийди α -бөлүкчөлөрү менен бомбалоодон алышкан да, синтезделген элементти Пьер жана Мария Кюрилердин урматынан аташкан.

Кюриий - күмүш түстүү жалтырак металл; балкып эрүү температурасы 1340°C ; кайноо температурасы 2607°C ; бирикмелеринде +2, +3, +4, жана +6 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; кюриий элементинин сырткы электрондук түзүлүшү $[\text{Rn}] 5f^7 6d^1 s^2$.

Кюриий суутек, кычкылтек жана галогендер менен өз ара аракеттенишип, гидриддерди, кычкылдарды, галогениддерди пайда кылат., мисалы: CmH_3 , CmO_2 , CmF_4 ж.б.. Кюриий күчтүү калыбына келтиргич, активдүү металл. Кюриий космосту изилдөөдө, электр тогунун генераторлорунун тетиктерин жасоодо колдонулат.



^{57}La $[\text{Xe}]5d^1 6s^2$

138,905

2 8 18 18 9 2

Лантан (грек. *Lanthano* – жашыруун, лат. *lanthanium*), *La* – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунун элементи. Катар номери 57, атомдук массасы 138,905. Сейрек кездешүүчү жер элементтерине кирет. Жаратылышта лантандын 2 изотобу бар: ^{139}La (99,911%) жана радиоактивдүү ^{138}La (0,089%), $T_{1/2}=2\cdot 10^{11}$ жыл. Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $5d^1 6s^2$, кычкылдануу даражасы +3. Иондошуу энергиясы: $\text{La}^0 \rightarrow \text{La}^+ \rightarrow \text{La}^{2+} \rightarrow \text{La}^{3+}$ 5,5770; 11,06; 19,176 эВ барабар. Лантандын жер кыртышында массасы боюнча $1,78\cdot 10^{-3}\%$ ти түзөт.

Лантан - күмүш түстүү, ак металл. №58 элементтен 71ге чейин элементтердин тобу *лантаноиддер* деп аталат. Өтө таза лантан ийилгич келип жеңил иштетилет.

Химиялык активдүүлүгү боюнча жегич жер металлдарына жакын. Минералдык кислоталар жана суу менен аракеттеншип суутекти бөлүп чыгаруу менен сууда эрибеген гидро кычкылдарын пайда кылат. Суутек, кычкылтек менен, 200°C температурада галогендер, галогендүү суутектер, углеводороддор, бор жана күкүрт менен аракеттенишип, тиешелүү бирикмелерди пайда кылат. Лантан кычкылдары, фториддери, сульфиддери сууда эрибей турган заттар. Нитраттары, перхлораттары, сульфаттары сууда жакшы эришет, ал эми фосфаттары, карбонаттары жана оксалаттары эрибейт. Оксалаттары менен карбонаттары 800⁰-900⁰С кычкылдарды пайда кылуу менен ажырайт.

Лантанды алуу үчүн анын минералдары: моноцит, бастнезит, лопарит, эвеснит, фергюсонит, гадолинит керектелет. Лантаноиддерди бөлүү ыкмалары көбүнчө ал элементтердин бирикмелеринин бири-биринен касиеттери боюнча бир аз айырмалангандыгына негизделген. Азыркы мезгилде экстракция жолу менен бөлүү кеңири колдонулат. Бул ыкма иондук алмашуу хроматографиясы менен бирдикте бардык лантаноиддерди таза алууга мүмкүндүк берет.

Лантан болот, чоюн, магниттүү, алюминийлүү куймаларга бир аз кошулса, алардын механикалык касиети, коррозияга туруктуулугу, ысыкка чыдамдуулугу жакшырат. Лантан лазерде пайдаланылуучу кристаллдардын курамына кирет, атомдук техникада жылуулук нейтрондорун кармаш үчүн, нурлардан сактанууда, реакторлордун ишин жөнгө салууда колдонулат. Лантан 1839-жылы К.Мосандер тарабынан лантан –«жери» - La₂O₃ түрүндө ачылган, ал эми таза металл түрүндө 1902-жылы О.Мутман алган. Грек тилинде «лантан» - жашырынган дегенди түшүндүрөт.

58 Ce - 71 Lu

138,91

174,94

Лантаноиддер — (лат. lantan жана грек. eidos — түспөөл, көрүнүш)

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алышкан катар номерлери 58ден

71ге чейинки 14 f элементтин тобунун аталышы. Лантаноиддер эки топко бөлүнөт: церий тобуна – La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, кээде La да кирет, иттрий тобуна - Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu саналат. Церий тобуна кирген элементтер жеңил, иттрий тобуна кирген элементтер оор металлдар деп аталат.

Лантаноиддер касиеттери боюнча окшош элементтер: скандий, иттрий сейрек жер элементтердин тобун түзөт.

Лантаноиддердин касиеттери

№	Элементтин аты	Символу	Катар номери	Атомдук массасы	Балкыл эрүү температурасы	Кайноо температурасы	Атомдук радиусу, нм	Иондошуу энергиясы, эВ	Тыгыздыгы, г/см ³	Электрондук формуласы	Валенттуулугу
1	Лантан	La	57	138,91	920	3450	0,187	5,61	6,162	4f ⁵ d ¹ 6s ²	III
2	Церий	Ce	58	140,12	795	3257	0,1825	6,54	6,789	4f ⁵ d ¹ 6s ²	III, IV
3	Празеодим	Pr	59	140,91	935	3212	0,1828	5,76	6,769	4f ⁵ d ⁰ 6s ²	III, IV
4	Неодим	Nd	60	144,24	1024	3127	0,1821	6,31	7,007	4f ⁵ d ⁰ 6s ²	III
5	Прометий	Pm	61	147	1027	2730	0,281	5,90	7,22	4f ⁵ d ⁰ 6s ²	III
6	Самарий	Sm	62	150,4	1072	1752	0,1802	5,60	7,536	4f ⁶ d ⁰ 6s ²	II, III
7	Европий	Eu	63	151,96	826	1597	0,2042	5,67	5,245	4f ⁷ d ⁰ 6s ²	II, III
8	Гадолиний	Gd	64	157,25	1312	3233	0,1802	6,16	7,886	4f ⁷ d ¹ 6s ²	III
9	Тербий	Tb	65	158,93	1356	3041	0,1782	6,74	8,253	4f ⁷ d ⁰ 6s ²	III, IV
10	Диспрозий	Dy	66	162,50	1406	2335	0,1773	6,82	8,559	4f ¹⁰ d ⁰ 6s ²	III, (IV)
11	Гольмий	Go	67	164,99	1461	2572	0,1776	6,99	8,779	4f ¹¹ d ⁰ 6s ²	III
12	Эрбий	Er	68	167,26	1497	2510	0,1757	6,70	9,062	4f ¹² d ⁰ 6s ²	III
13	Тулий	Tm	69	168,93	1545	1732	0,1746	6,60	9,318	4f ¹³ d ⁰ 6s ²	III, (II)
14	Иттербий	Yb	70	173,04	824	1193	0,1940	6,22	6,953	4f ¹⁴ d ⁰ 6s ²	II, III
15	Лютеций	Lu	71	174,94	1652	3315	0,1734	6,15	9,849	4f ¹⁴ d ¹ 6s ²	III

Лантаноиддер менен лантан жер кыртышында массасы боюнча 10⁻²%ды түзөт. Жаратылышта лантаноиддер чогуу кездешет. Ар бир элементти өзүнчө бөлүп алууга кыйын, анткени алардын касиеттери абдан окшош. Лантаноиддер жер кыртышында 180ден ашык минералдардын курамында болору белгилүү. Мисалы, церит – H₃[Ca(CeAl)₃] Si₃O₁₃, ортит – церий, иттрийдин бирикмелери бар, монацит – (Ce,Pr,Nd,...)PO₄, иттербит – (Fe,Be)₂(R)₂Si₂O₁₀.

Лантаноиддердин ичинен прометий жаратылышта жана жер кыртышында кездешпейт деп келинген. Бирок уран кендеринин курамынан прометий бөлүнүп алынгандан кийин, жер кыртышында боло тургандыгы далилденди. Ал эми жасалма жол менен алынган прометий радиоактивдүүлүккө ээ.

Лантаноиддер - күмүш түстүү жалтырак, ак, ийилгич, оңой иштетилүүчү металлдар. Алардын физикалык-химиялык касиеттери жогорудагы таблицанда келтирилген. Алардын атомдорунун, церийден лютецийге карай, тышкы эки катмарындагы электрондорун санынын

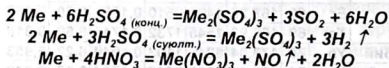
өзгөрүшү байкаларлык эмес болуп, ядролорунун оң заряды акырындык менен көбөйгөндүктөн электрондор ядрого күчтүүрөөк тартыла баштайт. Бул кубулуш *лантаноиддик кысылуу* деп аталат.

Церий тобундагы элементтердин эрүү температурасы, итрий тобунун элементтерине караганда жогорураак болот.

Лантаноиддер химиялык жактан алюминий жана цинктен активдүү келишип, магнийге барабар, башкача айтканда, алар касиеттери боюнча жегич жер металлдарына окшош болушат. Алар суу менен аракеттенишип суутекти сүрүп чыгарышат жана эрибеген гидроксиддерин пайда кылышат. Абада оксиддик кабык менен капталат, ысытканда Me_2O_3 курамындагы оксиддерди пайда кылат. Галогендер, галогендүү суутектер, углеводороддор, бор жана күкүрт менен аракеттенишип тиешелүү бирикмелерди пайда кылышат. Фториддеринен башка галогенидери, нитраттары, перхлораттары, сууда жакшы эришет, фосфаттары, карбонаттары жана оксалаттары эрибейт. Оксалаттары менен карбонаттары $800-900^{\circ}C$ да оксиддерин пайда кылуу менен ажырайт.

Бир катар органикалык заттар менен комплекстик бирикмелерди беришет.

Лантаноиддер (Me) концентрацияланган, суюлтулган күкүрт, азот жана туз кислоталары менен аракеттенишип тиешелүү бирикмелерди пайда кылат:



Башка металлдардан лантаноиддерди бөлүп алууда негизинен (суюктук) экстракция жолу колдонулат. Мында хроматография (иондук алмашуу) ыкмасы биргеликте колдонулганда өтө таза лантаноиддер алынат.

Лантаноиддер болотторго, чоюндарга ж.б. куймаларга бир аз кошулса, алардын механикалык бекемдигин, коррозияга туруктуулугун, ысыкка чыдамдуулугун жогорулатат.

Лантаноиддердин бирикмелери айнектердин атайын түрлөрүн алууда, кездеме өнөр-жайларында, лак жана боёкторду берүүчү курамдарды жасоодо, дефектоскопия куралында, радиоэлектроникада, лазер нурун алууда жана рентгенодиагностикада да колдонулат.

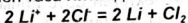
3Li [He]2s¹

6,639

2 1

Литий (лат. Lithium) Li - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин IА тобунун элементи, катар номери 3; атомдук массасы 6,639. Литийдин ⁶Li, ⁷Li болгон эки изотобу бар. Литийди 1817-жылы швед химиги А.Арфведсон ачкан. 1855-жылы Р.Бунзен,

С.Матиссендер литийдин хлоридинин балкыган эритмесин электролиздөө жолу менен таза литийди алган:

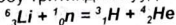


Жер кыртышынын (массасы боюнча) 6,2·10⁻³%ын түзөт. Литий элементине берилген грек сөзү «литос» – «таш» дегенди билдирет. Анткени ал паталит,, сподумен – [LiAl(SO₄)₂] жана лепидолит – {[Li₂KAl(Si₄O₁₀(F, OH)₂]} минералдарынын составынан табылган. Литий күмүш түстүү, эң жеңил металл, жегич металлдарга кирет. Туруктуу эки: ⁶Li жана ⁷Li изотобу бар. Атом радиусу 1,57Å; иондук радиусу Li⁺ 0,68Å. Балкып эрүү температурасы 179⁰С; кайноо температурасы 1317⁰С.

Литий бирикмелерде +1 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: Li⁰→Li⁺ 5,39178 эВ барабар. Абада литий кычкылтек жана азот менен аракеттенишип, литийдин оксидин жана нитридин пайда кылат. Башка жегич металлдарга караганда суу менен реакцияга жайыраак кирет. Анын гидроксиди күчтүү негиз.

Галогендер менен галогениддерди (LiF), күкүрт менен сульфидди (Li₂S), суутек менен гидридди (LiH), көмүртек менен карбидди (Li₂C₂) берет. Ал эң көп органикалык бирикмелердин жана көп куйманын курамына кирет.

Ал жалынды кызыл түскө бөйөт. Ядролук энергетикада чоң мааниге ээ. Литийдин изотобу тритийди алууда колдонулат:



Литий атомдук реакторлордо ядролук реакциянын жүрүшүн жөнгө салуучу стержиндерди жасоодо, уран реакторлорунда жылуулук алып жүрүүчү катарында, түстүү жана кара металлургияда, химиялык өнөр-жайларда литий органикалык бирикмелерди алууда, ал эми анын бирикмелери силикат өнөр-жайында, анын ичинде туздары медицинада кеңири колдонулат. Ошондой эле литийдин гидриди газ абалындагы суутекти тез алуу үчүн колдонулат.

103Lr [Rn]5f¹⁴6d¹7s²

[260]

2 8 18 32 32 9 2

Лоуренсий (лат.Lowrencium) Lr - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10 катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 103, атомдук

массасы [260]. Лоуренсийдин массалык сандары $^{252}\text{Lr} - ^{260}\text{Lr}$ болгон 9 радиоактивдүү изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{260}Lr саналат. Лоуренсий жасалма жол менен алынган радиоактивдүү элемент. 1961-жылы америкалык илимпоздор А.Гиорсо, Л.Сиккеланд жана Ларштар жаңы элементтин алынгандыгы жөнүндө билдиришкен да аны америкалык белгилүү физик Э.Лоуренстин атынан атоону сунуш кылышкан.

Лоуренсий элементинин химиялык касиеттерин изилдөө иштеринде Г.Н.Флеров жетектеген орус илимпоздорунун иштерин да белгилөө керек. 1971-жылы америкалык илимпоздор лоуренсийдин массалык сандары ^{257}Lr , ^{258}Lr жана ^{259}Lr болгон изотопторун синтездешкен да лоуренсий элементин ачкандарын толук далилдешкен.

Лоуренсийдин иондошуу энергиясы эВ – 5,83 барабар; бирикмелеринде +3 болгон кычкылдануу даражасын көрсөтөт; лоуренсий элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$ же $6d^1 7s^2$. Лоуренсийдин изотоптору өтө аз санда алынган. Химиялык касиеттери боюнча оор актиноиддерге окшош болот. Колдонулушу толук изилдене элек.

^{71}Lu [Xe] $4f^{14}5d^16s^2$

174,97

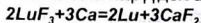
2 8 18 32 9 2

Лютеций (лат. *Lutetium*) Lu -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин 8 катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 71, атомдук массасы 174,97. Лютецийдин

массалык сандары ^{151}Lu , ^{153}Lu , - ^{156}Lu , ^{162}Lu , ^{154}Lu - ^{180}Lu болгон 23 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{175}Lu жана ^{176}Lu болгон эки изотобу табылган, ал эми ^{176}Lu болгон изотобу радиоактивдүү болуп саналат. Лютецийдин жер кыртышында таралышы $1 \cdot 10^{-4}$ % ке барабар.

1907-жылы француз химиги Жорж Урбен лютецийди анын кычкылы (Lu_2O_3) түрүндө ачкан. Металлдык лютецийди LuF_3 дин кальций менен калыбына келтирүүдөн алынат.



Лютеций - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 1652°C ; кайноо температурасы 3327°C ; бирикмелеринде +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; лютеций элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14}5s^25p^65d^15f^06s^2$ же $4f^{14} 5d^16s^2$. Иондошуу энергиясы: $\text{Lu}^0 \rightarrow \text{Lu}^+ \rightarrow \text{Lu}^{2+} \rightarrow \text{Lu}^{3+}$ 5,4259; 13,9 жана 20,9596 эВ барабар.

Лютеций лантаноиддердин ичинен эң оор металл. Лютецийди хромго кошкондо хромдун касиетине эң жакшы таасир кылгандыгы

практикада белгилүү. Лютеций күчтүү калыбына келтиргич болуп эсептелет.



$^{12}\text{Mg}_{[\text{Ne}]3s^2}$

24,312

2 8 2

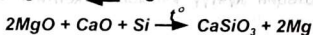
^{25}Mg (10,11%), ^{26}Mg (11,29%). Жасалма магнийдин 3 радиоактивдүү изотобу бар.

1808-жылы Деви магнезийди анализдөө үчүн аны жогорку температурада эритип электролиздегенде жаңы элемент алынган, аны магний деп атаган. Алынган металл таза болгон эмес. Таза магний 1829-жылы алынган.

Магний - күмүш түстүү, ак металл, өтө жеңил, эрүү температурасы 651°C ; кайноо температурасы 1107°C , тазалыгы 99,9%, тыгыздыгы $1,739\text{г/см}^3$. Магний жер кыртышынын массасы боюнча 2,10%ын түзүп, көптүгү жагынан элементтердин арасында 6-орунда турат.

Магний 200гө жакын минералдардын курамында кездешет. Өндүрүштө магнийди 3 гана минералдан: магнезит, доломит жана карналиттен алат. Магний деңиз сууларында туз түрүндө кездешет. Мисалы, ар бир кубометр деңиз суусунда 4кг магний болсо, жер шарындагы сууда орто эсеп менен $6 \cdot 10^{16}\text{т}$ болот. Магний өсүмдүктөрдүн хлорофиллинин курамында кездешип, өсүмдүктөрдүн өсүшү үчүн керек болгон татаал органикалык заттарды (крахмал, кант ж.б.) фотосинтездөөгө катышат. Ошондуктан магний болбосо хлорофилл болбойт, хлорофилл болбосо жашоо болбойт. Хлорофиллдин курамында магнийдин саны 2%ке жетет. Эгерде жер шарындагы өсүмдүктүн курамындагы магнийди эсептесек анын массасы 100 млрд. т болот. Магний жаныбарлардын организмдеринин курамында бар. Эгерде кишинин массасы 60 кг болсо анын 25 граммы магний болушу мүмкүн.

Магнийди алуунун эки жолу бар: Кургатылган MgCl_2 же карналитке аз өлчөмдө натрий, калий, кальций туздарын кошуп $720 - 750^{\circ}\text{C}$ эритип электролиздөө (электролиттик). Экинчиси доломитти же MgO_2 көмүр, кремний, алюминийдин жардамы менен калыбына келтирүү (металлотермикалык). $\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Mg} + \text{Cl}_2$



Алынган металл таза болбогондуктан аны 2-3 жолу вакуумда сублимациялаганда тазалыгы 99,999%ке жетет.

Бирикмелерде магний дайыма II валенттүү, өтө активдүү, абада тез кычкылдангандыктан, металлды андан ары сактоочу жука кабыкча MgO менен капталат. I валенттүү бирикмелери сейрек кездешет. Иондошуу энергиясы $\text{Mg}^0 \rightarrow \text{Mg}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ 7,64607; 15,0353 эв барабар. Бул кабыкча 350°C га чейин гана туруктуу. Температура 600-650°C жеткенде магний күйүп, магнийдин кычкылын (MgO), азот менен нитридин (Mg₃N₂) пайда кылат. Магнийди суутек, галогендер же күкүрт менен ысытканда реакцияга кирип гидридди, MgH₂ галогениддерди жана MgF₂ сульфидди MgS пайда кылат. Магнийдин башка элементтер менен болгон бирикмелери да бар. М: Mg₂Si, Mg₂Si₂, Mg₃P₂, Mg₃As₂, Mg₂Sb₃. Буларга кислоталардын эритмелери менен таасир эткенде газ түрүндөгү уу заттар бөлүнүп чыгат (силан, фосфин, арсин жана стибин). Концентрацияланган күкүрт кислотасында же анын азот кислотасы менен болгон аралашмасында, ошондой эле жегичтердин эритмесинде эрибейт. Бирок аммонийдин же NaHCO₃ суудагы эритмесинде жакшы эрип комплекстүү катиондорду [Mg(NH₄)₂]²⁺ пайда кылат. Магнийдин туздары түссүз келип, сууда эрибегендери да болот. Мисалы MgF₂, MgCO₃, Mg₃(PO₄)₂ ж.б. Сууда эрүүчү туздарына жегичтерди таасир этүүдөн магнийдин гидроксиди чөкмө түрүндө алынат.

Магнийдин Al, Zn, Mn ж.б. куймалары жеңилдиги, бекемдиги, коррозияга туруктуулугу жакшырат. Магний оор машина жана самолет куруу өнөр-жайларында, медицинада колдонулат.

25 Mn [Ar]3d⁵4s²

54,9380

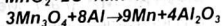
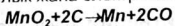
2 8 13 2

Марганец (лат. *Manganum*) Mn – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIII тобунун элементи, катар номери 25, атомдук массасы 54,938.

Марганец 1774-жылы швед химиктери К.Шееле жана И.Ган тарабынан ачылган. Туруктуу ⁵⁵Mn бир изотобу белгилүү. Жер кыртышынын (массасы боюнча) 9·10^{-2%}ын түзүп, таралышы боюнча башка элементтердин арасында 11-орунда

турат. Жаратылышта эркин абалда кездешпейт. Негизги минералдарынан пиролюзит - MnO_2 , браунит - Mn_2O_3 , гаусманит - Mn_3O_4 , манганит - $Mn_2O_3 \cdot 2H_2O$, марганец шпаты - $MnCO_3$, радонит - $MnSiO_3$, гауэрит - MnS_2 белгилүү. Марганец океан суусунун 10%ына жакынын ээлеп, 1500 млрд т болгон запасы бар деп болжолдонот.

Марганец көпчүлүк учурда темир кендеринде болот. Өнөр жайлык мааниси боюнча негизги орунда чөкмө кендери турат. Алар байыркы деңиздер менен көлдөрдүн ордунда кабат-кабат жана линза сымал топтолгон. Мисалы, Украинада - Никополь, Грузияда - Чпатура, Кыргызстанда - Арчалы, Жанболот, Жети-Өгүз ж.б. жерлерде кездешет. Марганец кычкылтектүү кендерден көмүртекти, алюминотермиялык жана электролиттик ыкма менен алынат.



Марганец сырткы көрүнүшү боюнча темирге окшош, түсү ак, күмүш сымал, оор, морт металл, тыгыздыгы - $7,4 \text{ г/см}^3$; балкып эрүү температурасы 1245°C ; кайноо температурасы 2150°C ; атомдук радиусу $1,30\text{Å}$; иондук радиусу Mn^{2+} $0,91\text{Å}$, Mn^{4+} $0,52\text{Å}$. Ал аллотропиялык модификацияга ээ: α , β жана δ (α 705°C га чейин, калгандары жогорку температурада туруктуу).

Химиялык жактан активдүү. Мезгилдик системадан алган ордуна жараша марганецтин атомунун сырткы катмарында 7 валенттик электрондор жайгашат. Ал II ден VII чейинки валенттүүлүктү көрсөтөт, туруктуу кычкылдануу даражасы +2, +3, +4 жана +7 болуп саналат. Башкача айтканда, бирикмелеринде анын кычкылдануу даражасынын өсүшү менен кислоталык касиети күчөйт. Иондошуу энергиясы: Mn^0 ден Mn^{2+} чейин 7,435; 15,6401 эв барабар.

Металлдык марганец абада кычкылданып, оксиддик жука кабык менен капталат. Ысытуудан кычкылтек менен күчтүү аракеттенишип MnO , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 жана $MnO \cdot Mn_2O_3$ составдагы оксиддердин аралашмасын, галогендер менен (MnF_2) галогениддерди, күкүрт менен сульфиддерди - MnS , MnS_2 , азот менен нитридди Mn_3N_2 ж.б. бирикмелерди пайда кылат.

MnO - бозомук-жашыл түстөгү күкүм, сууда, жегичтерде эрибейт, кислоталарда эрийт. Гидрооксиддери: $Mn(OH)_2$ сууда эрибеген ак түстөгү зат, $Mn(OH)_4$ - кочкул-күрөң түстөгү заттар - экөө тең сууда эрибейт, амфотердүү начар кислоталык касиетке ээ. MnO_2 - кара-күрөң түстөгү зат.

$MnCl_2$ - кездемелерди боёчу күрөң боёк катары, MnS цинк сульфиди ZnS менен аралаштырганда караңгыда жарык берүүчү люминофорлорду жасоодо, нитраты $Mn(NO_3)_2$ фарфор боёкторун алууда колдонушат. Ошондой эле марганец негизинен кара металлургияда, чоюн өндүрүүдө чоюндун балкып эрүү

температурасын төмөндөтүү жана күкүрттөн арылтуу үчүн колдонулат. Марганец кошулган болот сүрүүлүгө туруктуу болуп темир жол рельстерин, таш майдалоочу машиналардын жана аскердик танк тетиктерин жасоодо колдонулат.

Эгерде марганец башка түстүү металлдарга кошулса, алардын куймаларынын катуулугу жогорулайт. Марганецтен жасалган реостаттын электр ток өткөрүүчү зымы – манганиндин курамында 12% Mn, 84% Cu, 4% Ni болот. Марганец кошулган айнек кызыл түскө ээ болот.

Марганец өсүмдүктөр менен жаныбарлардын тиричилик аракетине өтө зарыл болгон микроэлемент.

^{109}Mt $[\text{Rn}]6d^77s^2$

[266]

2 8 18 32 32 15 2

Мейтнерий (лат. *Meitnerium*) *Mt* – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин VIIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 109, атомдук массасы – 266; туруктуу изотоптору жок; атомунун электрондук түзүлүшү ... $6d^77s^2$; терс

электрдүүлүгү аныкталган эмес.

Химиялык касиети боюнча иридийдин аналогу деп болжолдонот. ИЮПАП жана ИЮПАКтын кызматкерлеринин пикири боюнча №109-элемент 1987-жылы Г.Мюнценберг жана анын кесиптештери (Дармштадт, ФРГ) тарабынан алынган жана алардын сунушу боюнча австриялык физик жана радиохимик Лизе Мейтнердин урматына *мейтнерий* деп коюлган.

Мейтнерийдин химиялык кошулмалары жана колдонулушу жөнүндө маалыматтар белгисиз.

^{101}Md $[\text{Rn}]5f^{13}7s^2$

258,0986

2 8 18 32 31 8 2

Менделеевий (лат.

Mendelevium) *Md* – Д.И.Мен-

делеевдин мезгилдик

системасынын 7-мезгилинин IIIВ

тобунан орун алган элемент;

актиноиддерге кирет, катар номери

101, атомдук массасы 258,0986; элемент Д.И.Менделеевдин урматына аталган.

Туруктуу изотоптору жок. Электрондук түзүлүшү: ... $5f^{13} 6s^2 6p^6 7s^2$. Терс электрдүүлүгү 1,2 (Полинг боюнча). Жер кыртышында, метеориттерде, күндө жана космикалык нурлардан табылган эмес.

1967-жылы ^{258}Md изотобунун ачылышы күтүлбөгөн жаңылык болду, анткени анын жарым ажыроо мезгили $T_{1/2}=56$ суткага барабар.

Бул актиноиддер үчүн атомдук номерлеринин өсүүсү менен бул параметрдин кескин азайышын дагы бир жолу далилдеди: Cf - $T_{1/2} = 600$ жыл, Es - $T_{1/2} = 280$ сутка, Fm - $T_{1/2} = 94$ күн.

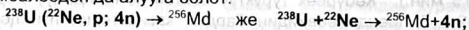
Менделеевийдин ^{247}Md , ^{252}Md , ^{254}Md - ^{260}Md массалык сандарга ээ болгон 13 туруксуз изотобу бар. Узагыраак жашагандары: ^{258}Md ($T_{1/2} = 56$ сутка), ^{260}Md ($T_{1/2} = 32$ күн), ^{257}Md ($T_{1/2} = 5$ саат) жана ^{256}Md ($T_{1/2} = 75$ мин.). Көбүрөөк туруктуу болгон кычкылдануу даражалары +1, +2, +3. Менделеевийдин бардык касиеттерин изилдөө өтө аз сандагы ^{258}Md изотобу менен жүргүзүлгөн. Md^{3+} иону LaF_3 менен металлдардын гидроксиддери, карбонаттары менен кошо чөгөт, ал эми ДАЦЭС-50 чайырынын жардамы менен иондук алмашуу боюнча бөлүп алууда сүт, лимон же α -гидроксиизомай кислоталары менен фермийден мурда жуулат, трибутилфосфат менен экстракциялоого болот. Башка актиноиддерден айырмаланып, Md^{3+} цинктин, натрийдин амальгамаларынын, ошондой эле Cr^{2+} , Eu^{2+} , V^{2+} жана Yb^{2+} иондорунун таасири менен Md^{2+} ге өтөт, Md^{2+} болсо BaSO_4 менен белгилүү даражада кошо чөгөт.

^{256}Md изотобу 1955-жылы 1-жолу Б.Харви, Г.Чоптин тарабынан ^{253}Es ди α -бөлүкчөлөр менен нурлантуудан алынган. Алар өзгөчө ыкманы колдонушкан: алтындын аябай жука 2 пластинасын алышып, биринин артын Естин чаң сыяктуу бир нече миллиард атому менен сүйкөшкөн жана андан 5,5 мм аралыкта экинчи пластинаны жайгаштырышкан. Циклотрондон белгилүү ылдамдык менен чыккан α -бөлүкчөлөрү биринчи пластина аркылуу өтүп, анын артындагы Есдин ядролору менен кагылуууга дуушар болушкан. α -бөлүкчөлөрүнүн энергиясы жетишээрлик чоң болгондуктан Есдин ядролорунун түртүлүү күчүн жеңип гана тим болбостон, алар менен биригип №101-элементтин яросунун пайда болушуна алып келген. Натыйжада α -бөлүкчөлөрү биринчи алтын пластинадагы жаңы пайда болгон ядролорду үзүп, экинчи алтын пластинага алып барып токтотот деген эсептөөлөр болгон. Мддин атомдору ушул пластинада чындыгында эле жыйналган, ошондуктан ал пластинаны «падыша арагында» эритишип, андан кийин эритмени ион алмаштыруучу хроматографиялык катмардан өткөрүшкөн: адегенде алтынды жууп алышып, андан кийин актиноиддерди бөлүп алышкан. Жогорудагы ыкма дароо эки маселенин чечилишине алып келген - жаңы элементти тез таап, аныктоого жана зинштейнди сактап калууга. Алгачкы тажрыйбаларда бар болгону менделеевийдин 17 гана атому алынган. Менделеевий химиялык касиеттери боюнча тулийдин аналогу болуп эсептелет.

Г.Сиборгдун илимий тобу менделеевийдин жарым ажыроо мезгилин туура эмес аныкташкан, ал эми Л.Филлиис башында турган америкалык окумуштуулардын башка тобу 1958-жылы ^{256}Md дин

жарым ажыроо мезгилинин туура мааниси $T_{1/2}=1,5$ саат экендигин аныкташкан. СССРде 1962-жылы менделеевийдин ^{256}Md жана башка изотоптору алынган. Ал эми АКШда болсо 1967-жылы узагыраак жашаган - ^{258}Md болгон изотобу синтезделген.

^{256}Md ди α -бөлүкчөлөрү менен нурлантуудан сырткары Удын атомун ылдамдатылган неондун атомдору (130МэВ энергиясы менен) менен бомбалоодон да алууга болот:



^{256}Md изотобун энергиясы $7,202$ МэВ болгон α -бөлүкчөлөрүнүн нурлануусу боюнча же анын өз алдынча бөлүнүүсүнүн продуктасы болгон ^{256}Md нейтрондорун эсептөө менен идентификациялашат.

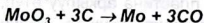
Менделеевий азырынча эч жерде колдонулбайт жана химиялык кошулмалары жок.

42Mo $[\text{Kr}]4d^55s^1$

95,94

2 8 18 13 1

изотобу бар: ^{92}Mo ; ^{94}Mo ; ^{95}Mo ; ^{96}Mo ; ^{97}Mo ; ^{98}Mo ; ^{100}Mo . Молибден 1790-жылы швед химиги П.Гьельм тарабынан MoO_3 тү көмүр менен калыбына келтирүүдөн алынган.



Молибден жер кыртышында аз таралган элемент (массасы боюнча $1 \cdot 10^{-3}$ %ды түзөт). Жаратылышта 20 га жакын минералдары кездешет, алардын ичинен эң маанилүүсү: молибденит - MoS_2 . Өнөр жайлык чоң мааниге ээ минералдары: повеллит - CaMoO_4 ; молибдит - $\text{Fe}_2(\text{MoO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ жана вульфенит - PbMoO_4 .

Молибден - кыйындык менен эриген ачык боз түстөгү металл, тыгыздыгы $10,2\text{г/см}^3$; балкып эрүү температурасы $2620 \pm 10^\circ\text{C}$; кайноо температурасы 4830°C ;

Кадимки температурада абада туруктуу. 400°C да абада кычкылдана баштайт, ал эми 600°C дан баштап тез кычкылданат да MoO_3 тү пайда кылат. Молибден бирикмелеринде +2, +3, +4, +5 жана +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: Mo^0 дөн Mo^{6+} чейин 7,10; 16,155; 27,13; 40,53; 55,6; 71,7 эВ барабар.

Суутек менен реакцияга кирбейт, фтор менен кадимки температурада, хлор менен 250°C да аракеттенип, MoF_6 менен MoCl_5 пайда кылат. Алар таза молибденди алууда колдонулат. Күкүрт, күкүрттүү суутек менен сууда, туз кислотасында жана суюлтулган күкүрт кислотасында эрибеген MoS_2 дисульфидди пайда кылат.

Молибден ядролук реакторлордо, генераторлордун, электр жана радио техникалардын лампаларын, рентген түтүктөрүн даярдоодо негизги конструкциялык материал б.э. Өсүмдүктөрдө, жаныбарларда жана адамдын организмде микроэлемент катары болот да, азот алмашуу процессине катышат. Молибден - медицинада, текстиль өнөр жайында жана боёк өндүрүүдө кеңири колдонулат. Молибдендин сульфиди нефть өнөр жайында катализатор катары колдонулат.

33 AS [Ar]4s²4p³

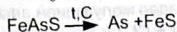
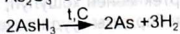
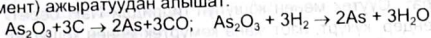
74,92

2 8 18 5

Мышьяк (лат. *Arsenicum*) As – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VA тобунан орун алган элемент. Катар номери 33, атомдук массасы 74,92, балкып эрүү температурасы 814⁰С,

бозомук тарткан, металлдык жалтырактыкка ээ болгон кристалл. Жаратылышта туруктуу ⁷⁵₃₃ As изотобу түрүндө кездешет. 1250-жылы немец алхимиги А.Больштедт тарабынан ачылган. Ал эми 1789-жылы А.Лавуазье мышьяк экендигин аныктаган. Жер кыркышында массасы боюнча 5 · 10⁻⁴%. Кеңири таралган маанилүү минералдары: аурипигмент As₂S₃, реальгар As₂S₅, арсенопирит FeAsS.

Мышьяк Кыргызстанда учуроочу калай, сурьма ж.б кен байлыктарынын курамында кездешет. Бир нече модификациясы: α-As-каралжын түстөгү кристалл; сары кристалл; айнек жана саргыч күрөң түстөгү аморфтук күкүм түрүндө кездешет. Аталган модификацияларынын бардыгы 270⁰С дан жогорку температурада α-As модификациясына өтөт. Тыгыздыгы 5,73г/см³, балкып эрүү температурасы 817⁰С, кычкылдануу даражасы -3, +3 жана +5. Иондошуу энергиясы: As⁰ → As⁺ → As²⁺ → As³⁺ → As⁴⁺ → As⁵⁺ 9,815; 18,62; 28,34; 50,1; 62,6 эВ барабар. Нымдуу абада жана ысытуудан кычкылданат. Сууда жакшы эрип 5 жана 12 молекула сууну кармаган кристаллогидраттарды пайда кылат. Галогендер, концентрацияланган HNO₃, H₂SO₄, падыша арагы менен жылуулуктун таасиринде жана жегичтер менен аракеттенет. As₂O₃тү көмүр же суутек менен калыбына келтирүүдөн, арсинди жана арсенопиритти (аурипигмент) ажыратуудан алышат.



Мышьяк Cu, Pb, Snдын куймаларынын курамдык бөлүгү катарында жана жарым өткөргүч материал катарында колдонулат.

Мышьяктын бирикмелери өтө уулуу заттар. Мышьяк айыл-чарбасында уу химикат катарында колдонулат.



^{11}Na $[\text{Ne}]3s^1$

22,99

2 8 1

Натрий (лат. *Natrium*) Na

Д.И.Менделеевдин мезгилдик

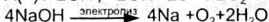
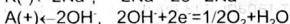
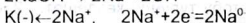
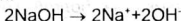
системасынын 3-мезгилинин IA тобунун

элементи; катар номери 11, атомдук

массасы 22,99. Жегич металлдардын

катарына кирет. Жаратылышта туруктуу

^{23}Na изотобу түрүндө кездешет. Натрий 1807-жылы Г.Дэви тарабынан, натрийдин гидроксидин (NaOH) электролиздөөдөн алынган.

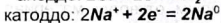
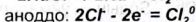
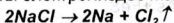


Жаратылышта таралышы боюнча 6-орундагы элемент. Ар кандай минералдардын курамында, жер кыртышында, эритмелер түрүндө океандардын, деңиздердин, көлдөрдүн, агын суулардын курамында кездешет. Натрий галит - NaCl , мирабилит - $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ж.б. бирикмелер түрүндө калың катмарларды түзүп, ири кендери республиканын дээрлик бардык аймактарында кездешет.

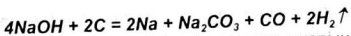
Натрий - ак түстөгү, жумшак, жеңил металл. Атомдук радиусу $1,86\text{\AA}$; иондук радиусу $0,92\text{\AA}$; тыгыздыгы $0,96\text{г/см}^3$; балкып эрүү температурасы $97,8\text{C}^0$; кайноо температурасы 880C^0 . Иондошуу потенциалы кичине болгондуктан күчтүү калыбына келтиргич. Бирикмелериндеги кычкылдануу даражасы +1. Иондошуу энергиясы: $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+ \rightarrow \text{Na}^{2+}$ 5,13915; 47,304 эв барабар. Химиялык активдүүлүгү өтө жогору болгондуктан реакцияга жеңил кирет. Абада бат кычкылдангандыктан керосинде сакталат.

Натрий кычкылтек менен түздөн-түз аракеттенишип Na_2O - оксидин жана Na_2O_2 пероксидин, суу менен кошулуп NaOH менен H_2 пайда кылат. Суутек менен кошулуп гидридди NaH берет. Ошондой эле галогендер, күкүрт, азот жана көмүртек менен кошулуп, тийиштүү бирикмелерди пайда кылат. Туздарынын бардыгы сууда жакшы эрийт.

Натрий NaCl же NaOH ты электролиздөө жолу менен алынат.



Кээде көмүртек менен калыбына келтирүү аркылуу алынат.



Натрийдин куймалары авиация кыймылдаткычтарында, ядролук энергетика установкаларында жылуулуку алып жүрүүчү катарында, металлургияда, органикалык синтезде ж.б. калыбына келтиргич катарында колдонулат.

Химиялык өнөр жайда өндүрүлгөн маанилүү бирикмелери болуп: сода, натрий гидроксиди, натрий сульфаты, хлориди, ж.б. саналат. Натрий адам менен жаныбарлардын организмде эң керектүү негизги элементтердин бири. Медицинада натрийдин бирикмелери дары-дармек катарында мисалы, NaCl , Na_2SO_4 ж.б. колдонулат.

Жасалма жол менен алынган натрийдин радиоактивдүү изотобу ^{24}Na жүрөк, кан тамыр, өпкө ооруларында жана кан айлануу системасынын айрым бөлүктөрүндө кандын жүрүү ылдамдыгын аныктоодо пайдаланылат. ^{22}Na болгон изотобу позитрондук булак болуп саналат.

^{60}Nd [Xe] $4f^4 6s^2$

144,24

2 8 18 22 8 2

Неодим (латынча аталышы *Neodimium*) Nd - Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 60, атомдук массасы 144,24. Неодимдин массалык саны ^{129}Nd , ^{130}Nd , ^{132}Nd -

^{152}Nd , ^{154}Nd , болгон 24 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта неодимдин жети изотобу: ^{142}Nd , ^{143}Nd , ^{144}Nd , ^{145}Nd , ^{146}Nd , ^{148}Nd , ^{150}Nd кездешет. Неодим 1885-жылы австриялык химик Ауэр Фон Вельсбах тарабынан ачылган.

Неодим күмүш түстүү ак металл. Неодимдин балкып эрүү температурасы 1024°C ; кайноо температурасы 3027°C . Неодим жер кыртышында таралыш массасы боюнча $2,5 \cdot 10^{-3}\%$ ти түзөт. Ал жаратылышта монацит, бестнезит, лопарит, эшинит минералдарынын курамында болот. Эшиниттин курамында Ca, Th, Ta, V, Nb, La, лантаноиддердин оксиддери, көп сандаган церий жана неодим болот. Неодим бирикмелеринде +3, +4 кээде +2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: $\text{Nd}^0 \rightarrow \text{Nd}^+ \rightarrow \text{Nd}^{2+} \rightarrow \text{Nd}^{3+} \rightarrow \text{Nd}^{4+}$ 5,49; 10,72; 22,14; 40,41 эв барабар.

Неодимдин атомунун электрондук түзүлүшү: ... $4f^4 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^4 6s^2$. Анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы $-2,43\text{гв}$ барабар. Неодимдин көптөгөн кошулмалары аныкталган.

Неодимдин бирикмелери түстүү айнек өндүрүүдө кеңири колдонулат. Алынган түстүү айнектен кооз буюмдар (вазалар, керамика идиштери) жасалат жана сүрөт иштеринде, согуштук, лазердик техникаларда колдонулат. Магний, алюминий жана

титандын куймалары неодим менен легирленгенде алардын механикалык касиеттери жана жогорку температурага чыдамдуулугу жакшырат.

$^{10}\text{Ne}[\text{He}]2s^22p^6$

20,183

2 8

Неон (лат. *Neonit* же *Neon*) Ne - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин VIIIА тобунун элементи, асыл газдарга кирет, катар номери 10, атомдук массасы 20,183.

Неонду 1898-жылы У.Рамзай ачып, грекче Neos – жаңы деп атаган. 3 стабилдүү изотоптон: ^{20}Ne (90,92% көлөмү боюнча) ^{21}Ne (0,257%) жана ^{20}Ne (8,92%) турат. Анын жасалма изотопторунун бардыгынын тең жашоо убакыты өтө кыска.

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү - $2s^2 2p^6$; иондошуу энергиясы: $\text{Ne}^0 \rightarrow \text{Ne}^+ \rightarrow \text{Ne}^{2+}$ 21,56; 41,07 эВ барабар.

Атомдук радиусу 0,160Å. Газдын тыгыздыгы 0,900035г/л (0°C , 760 мм сым. мам.). Кайноо температурасы - 246°C ; балкып эрүү температурасы $-248,6^\circ \text{C}$ (760 мм сым. мам.). Эрүү жылуулугу 81 ккал/моль. Суюк неондун тыгыздыгы 1,205 г/см³.

Неон бир атомдуу газ. Кадимки шартта реакцияга кирбейт. Анын гидраты $\text{Ne} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ж.б. бирикмелери алынган жана мындагы байланыш молекулалык күчтөр менен шартталган. Неон абадан алынат. Неон жер атмосферасынын массасы боюнча $4,6 \cdot 10^{-4}\%$ ын түзөт.

Неон электр техникасында лампаларды толтурууда, реклама жана сигналдык жарык берүүчү (неон – кызыл түстү берет) электрондук приборлордо, вакуумдук техникада, а түгүл неондук жарык караңгы туманда да өтө алыстан көрүнгөндүктөн маяктардагы неондук электр лампаларын толтурууда колдонулат.

$^{93}\text{Np}[\text{Rn}]5f^46d^17s^2$

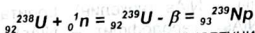
[237]

2 8 18 32 22 9 2

Нептуний (лат. *Neptunium*) Np - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10 катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 93, атомдук массасы [237].

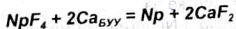
Нептунийдин массалык сандары ^{228}Np - ^{241}Np болгон 14 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{237}Np саналат. Нептунийди 1934-жылы италиялык физик Энрик Ферми нейтрондун уранга тийгизген таасиринен алган, бирок аныктоого мүмкүн болгон эмес. 1940-жылы америкалык физиктер Эдвин Макмиллан жана

Филип Эйбельсондор төмөнкү ядролук реакциянын негизинде синтездеп алышкан:



Синтезделип алынган элементтин атын нептуний деп аташкан.

Нептуний - күмүш түстөгү, жумшак, оор металл; металл түрүндөгү нептунийди, нептунийдин тетрафторидин жогорку температурада барийдин, кальцийдин же натрийдин буусу менен калыбына келтирүүдөн алышат:



Нептунийдин балкып эрүү температурасы 1134°C; кайноо температурасы 4200°C; бирикмелеринде +3, +4, +5, +6 жана +7 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; нептуний элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14}5s^25p^65d^{10}5f^4 6s^26p^66d^16f^07s^2$ же $5f^4 6d^17s^2\text{H}$.

Нептуний галогендер менен кошулуп жогорку кычкылдануу даражаларын көрсөтөт да фторид, хлорид, бромид, йодиддерин пайда кылат., мисалы: NpF_6 , NpF_5 , NpF_4 , NpF_3 , NpCl_4 , NpCl_3 , NpBr_4 , NpI_3 .

Андан сырткары $\text{Np}^{+3}(\text{OH})_3$, $\text{Np}^{+3}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Np}^{+3}(\text{SO}_4)_3$, $\text{Np}^{+4}\text{O}^{2-}$, $\text{Np}^{+5}\text{O}^{2-}\text{F}$, $\text{Np}^{+6}\text{O}^{2-}(\text{OH})_2$, $\text{Np}^{+6}\text{O}^{2-}_9$, $\text{Np}^{+7}\text{O}^{2-}(\text{OH})_3$ бирикмелери белгилүү.

Ар кандай кычкылдануу даражасындагы бирикмелеринин суудагы эритмелери ар түрдүү түскө ээ болот: Np^{3+} - кызгылт, Np^{4+} - саргыч-жашыл, Np^{5+} - көгүш, Np^{6+} - жашыл, Np^{7+} - жашыл.

Суутек менен аракеттенишип гидриддерди пайда кылат.: NpH_3 , NpH_4 . Нептунийдин бирикмелери жакшы изилдене элек.

${}^{28}\text{Ni}$ $[\text{Ar}]3d^84s^2$

58,71

2 8 16 2

Никель (лат. *Niccolum*) Ni - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, катар номери 28, атомдук массасы 58,71.

Таза металл түрүндөгү никелди 1804-жылы И.Рихтер алган, бирок никель деп атоону (жалган жез) ага чейин эле 1751-жылы швед окумуштуусу К.Кронстедт деп сунуш кылган.

Жаратылышта никель 5 туруктуу изотоптун аралашмасынан турат: ${}^{58}\text{Ni}$ (67,76%), ${}^{60}\text{Ni}$ (26,16%), ${}^{61}\text{Ni}$ (1,25%), ${}^{62}\text{Ni}$ (3,66%), ${}^{64}\text{Ni}$ (1,16%). Жасалма изотопторунан эң узак жашаганы ${}^{59}\text{Ni}$. Никель жер кыртышынын массасы боюнча $8 \cdot 10^{-3}\%$ ын түзөт.

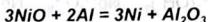
Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү — $3d^8 4s^2$; иондошуу энергиясы: $\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{3+}$ 7; 6,3; 18,15; 35,16 эВ барабар.

Никель жаратылышта сары никель колчеданы – NiS, кызыл никель колчеданы – NiAs (никелин), брейтауптит – NiSb, никель кольчеданы – NiAs₂, геродофит – NiAsS, ульмарнит – NiSbS, гарниерит – (Ni,Mg)SiO₃ түрүндө кездешет. Жез-никель сульфид кендери да эң баалуу полиметаллдык сырьё б.с. Алардын курамында никель менен бирге Cu, Co, Au, Ag, Pt металлдары болот.

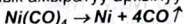
Никель - күмүш түстүү ак металл, иштетүүгө ийкемдүү, созулгуч, ферромагниттүү касиетке ээ.

Никель α-Ni жана β-Ni деген эки модификацияны пайда кылат. α-Ni – гексагоналдуу торчону (a=2,65Å, c=4,32Å), ал эми β-Ni кубдук торчону (a=3,5236Å) пайда кылат. α дан → βга өтүү 250-300°C да ысытуудан ишке ашат. Никелдин тыгыздыгы 8,9 (20°C) г/см³, атомдук радиусу: 1,24Å; иондук радиустары: Ni²⁺ = 0,79Å, Ni³⁺ = 0,72Å, балкып эрүү температурасы 1453⁰; кайноо температурасы 3000⁰C; салыштырмалуу жылуулук сыйымдуулугу: 0,105 ккал/г-град (20⁰ C).

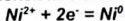
Никелди кенден бөлүп алуу татаал, ошондуктан аны кендеги башка металлдарды (Co, Fe, Cu) бөлүп алган соң Al, CO же H₂ менен анын оксиддеринен (NiO, Ni₃O₄, Ni₂O₃) калыбына келтирүү жолу менен алышат:



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



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



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

Галогендер менен галогенидди - NiF₂, күкүрт менен сульфидди – Ni₂S₃, селен менен селениддерди – Ni₂Se₃ жана NiSe₂, теллур менен теллуриддерди – Ni₂Te₃ жана NiTe₂, мышьяк менен арсенидди – Ni₃As₂, көмүртек менен карбидди - Ni₃C ж.б. бирикмелерди пайда кылат.

Металлдардын чыңалуу катарында темирдин оң жагында тургандыктан суюлтулган кислоталарда темирден жайыраак эрийт. Ал HCl, H₂SO₄ менен акырындык менен аракеттенишип суутекти сүрүп чыгарат.

Никель +2 жана +3 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт.

Никелди кислотада эриткенде жашыл түстөгү эки валенттүү никелдин туздары пайда болот. Алар эритмелерден кристаллогидраттар түрүндө бөлүнүп чыгат: NiCl₂·nH₂O (n=2, 4, 6, 7).

Металл түрүндөгү никелди хлордогондо $NiCl_2$ нин кургак алтын сымал кристаллдары алынат. Никелдин сульфаты $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ жана никелдин нитраты $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ жашыл ромб түрүндөгү кристаллдар. Туздарга щелочту таасир этүү менен жашыл түстөгү быштак сымал никелдин гидроксидин $Ni(OH)_2$ алууга болот. Үч валенттүү никелдин туздары эки валенттүү туздарына караганда туруксуз. Никелди щелочтуу чөйрөдө диметилглиоксим $[CH_3CNOH]_2$ менен (А.А.Чугаевдин реакциясы) аныкташат.

Никель ысыкка чыдамдуу, коррозияга туруктуу, механикалык жактан бекем, магниттик жана электрдик касиеттерге ээ. Ал атайын болотторду ж.б. куймаларды (мисалы, хромникелдүү дат баспас болоттор, электротехникалык куймаларды — константин, манганин, нихром, никелин, хромель) өндүрүүдө колдонулат.

Химиялык өнөр жайларда никель химиялык атайын аппараттарды жасоодо, агрессивдүү чөйрөдө иштөөчү бөлүктөрүн каптоочу материал катары жана көпчүлүк процесстердин катализаторлору катары да кызмат кылат.

$41 Nb$ $[Kr]4d^45s^1$

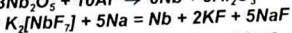
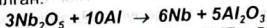
92,9064

2 8 18 12 1

Ниобий (лат. niobium) Nb —

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VB тубунда жайгашкан элемент, катар номери 41, атомдук массасы 92,9064. Табигый туруктуу изотобу ^{93}Nb .

Ниобийдин сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $4d^45s^1$. Ниобий 1801-ж. Ч.Хатчет тарабынан «колумбий» минералынын курамынан ачылган. Жаратылышта эркин түрүндө кездешпейт, ал көбүнчө минералдардын курамында тантал менен бирге кездешет. 80ге жакын ниобий-тантал минералдары бар. Ниобий жер кыртышында $2 \cdot 10^{-3}\%$ (массасы боюнча) таралган. Маанилүү минералдары болуп колумбит, танталит, лопарит жана пирохлор эсептелет. 1845-жылы Г.Розе таза ниобий металлдын алган:



Ниобий - боз түстөгү, жогорку температурада эрүүчү металл, абада туруктуу. Балкып эрүү температурасы $2487^\circ C$, кайноо температурасы $4930^\circ C$. Химиялык касиети боюнча танталга окшош (ошондуктан аты Танталдын кызы - байыркы грек кудайы Ниобендин урматына коюлган). Ниобий өтө туруктуу. Плавик кислотасында эрийт. Ниобийдин кычкылы Nb_2O_5 кислоталык мүнөзгө ээ. Ниобий төмөнкү температурага, ысыкка, коррозияга өтө туруктуу, көпчүлүк куймалардын негизги компоненттеринин бири. Ниобийге фтор бөлмө

температурасында, хлор 200°C дан жогору, бром жана иод 250°C дан жогору, суутек 250°C да, азот 400°C да, көмүртек жана көмүрсуутеги бар газдар 1200-1400°C да таасир этет.

Ниобий көптөгөн металлдар менен куймаларды пайда кылат. Ni, Cr, Co, Ti, Zr, W, Mo, Al, Si ж.б металлдарды ниобий менен легирлегенде алардын жогорку температурага туруктуулугу жогорулайт. Ниобийге «падыша арагы», туз, күкүрт, азот, фосфор, хлор кислоталары, аммиактын суудагы эритмеси жана көптөгөн органикалык жана органикалык эмес заттар таасир этпейт. Көпчүлүк туруктуу бирикмелеринде ниобийдин +5, +4, +3, +2, +1 кычкылдануу даражасы белгилүү. Иондошуу энергиясы: Nb⁰дөн Nb⁷⁺ 6,882; 14,320; 25,05; 38,3; 50,6; 103 жана 124,6 эВ барабар. Ниобийди жана анын бирикмелерин өндүрүүнүн негизги сырьелору лопарит, пироклор, колумбит, танталит ж.б.б.с.

Ниобий жана анын куймалары атом энергетикасында, радиоэлектроникада, химиялык аппараттарды, реактивдүү кыймылдаткычтарды курууда, ракета жана вакуумдук техникада ж.б колдонулат.

102 **No** [Rn]5f¹⁴7s²

259

2 8 18 32 32 8 2

ж.б. Электрондук түзүлүшү: ...5f¹⁴ 6s² 6p⁶ 7s². Терс электрдүүлүгү аныкталган эмес. Жер кыртышында, метеориттерде, күндө жана космикалык нурлардан табылган эмес.

²⁵⁰No – ²⁵⁹No массалык сандарга ээ болгон 10 изотобу белгилүү. Эң узак жашаган ²⁵⁹No (T_{1/2}=1,0 сек). Нобелий иттербийдин аналогу б.э. Мүнөздүү кычкылдануу даражасы +3, бирок +2 кычкылдануу даражасы да эң маанилүү. Нобелий салмактык санда алынган эмес, анын касиеттерин ондогон атомдорун пайдалануу менен изилдешкен. Химиялык касиеттери жөнүндөгү алгачкы маалыматтар 1967-жылы СССРде алынган. Газдык хроматография ыкмасынын жардамы менен нобелий учпай турган хлориддерди пайда кылаары аныкталган. Кычкылдандыргыч катышпаган кычкыл эритмелерде нобелий No²⁺ иону түрүндө болуп BaSO₄ менен чөгөт, бирок LaF₃нин чөкмөсү пайда болсо, анда ал эритмеде кала берет.

Триоктиламин менен экстракциялоодо, иондук алмашууда жана экстракциялык хроматографияда нобелий өзүн бериллийдин, магнийдин, кальцийдин, хромдун, барийдин, радийдин +2 заряддуу иондору сыяктуу алып жүрөт жана +3 кычкылдануу даражасына ээ

болгон лантаноиддерден, актиноиддерден оңой бөлүнүүсү мүмкүн. Периодат-, пероксидисульфат- жана бромат- иондордун таасири менен No^{2+} , No^{3+} кө чейин кычкылданышы мүмкүн. Нобелийдин ачылышынын тарыхына бир нече маанилүү таасирлер болду:

1) Америкалыктар жаңы элементтерди синтездөө боюнча үстөмдүгүн жоготту. Ядролук изилдөөлөрдүн бириккен институту (Дубна, СССР), Нобелдик физика институту (Стокгольм, Швеция) жана изилдөөчү группа (Дармштадт, ФРГ) сыяктуу күчтүү илимий жамааттар пайда болду.

2) β -айлануулардын чынжыры фермий жана менделеевийден үзүлдү. Синтездөөнүн жаңы жолдорун изилдөө зарылдыгы келип чыкты. Ошондуктан №102-элементти үч жолу ачышты.

1957-жылы Нобелдик физика институтунда иштеген окумуштуулардын эл аралык тобу тарабынан элементтин ачылышы жарыяланды. Алар Альфред Бернхард Нобелдин (1833-1896-жылдары) урматына нобелий деп атоону сунуш кылышты. 1958-жылы башында №102-элементтин ачылышы жөнүндө Берклий шаарынын (АКШ) окумуштуулары билдиришти. 1-жолу бул элемент жөнүндөгү ишенимдүү маалыматтар 1963-67-жылы. Г.Флеровдун жетекчилиги менен иштеген окумуштуулар тарабынан берилди: урандан, плутонийден, америцийден турган тосмолорду ^{22}Ne , ^{16}O , ^{17}O , ^{15}N тун тездетилген иондору менен нурланышып ^{252}No , ^{256}No массалык сандарга ээ болгон изотоптордун пайда болушуна байкоо жүргүзүшкөн. Советтик окумуштуулар №102-элементти Ф.Жолио-Кюринин урматына жолиотий деп кайрадан атоону сунуш кылышкан. 1993-жылы гана №102-элементтин ачылышынын авторлору белгилүү болду. Бул бүтүмгө ылайык ядролук изилдөөлөрдүн бириккен институтунун (ЯИБИ) окумуштууларына артыкчылык берилип, авторлор деп таанылышты. Дубнадагы окумуштуулар соңку иштеринде №102-элементти ^{238}U жана трансурандык элементтерди ^{22}Ne менен жана башка жеңил элементтердин иондору менен изотоптору Кюридин изотопторун ^{12}C , ^{13}C иондору менен нурлантуу аркылуу АКШ нын окумуштуулары синтездешкен. Нобелийдин аз санда болсо дагы химиялык касиеттери жөнүндөгү маалыматтар анын иттербийге аналог экендигин далилдейт. Жаңы элементтин атомдорунун алынышын бири-бирине көз карандысыз 3 ыкма менен аныкташат: 1) алар бөлүп чыгарган α -бөлүкчөлөрүнүн мүнөзү боюнча; 2) алардын ядролорунун өз алдынча бөлүнүүлөрүнүн мүнөзү боюнча (сырттан эч кандай таасир болбосо деле); 3) ажыроонун жыйынтыгында пайда болгон заттар боюнча - ^{262}Fm . Эч жерде колдонулбайт, химиялык кошулмалары жок.



$^{76}\text{Os}[\text{Xe}]5d^66s^2$

190,2

2 8 18 32 14 2

Осмий (лат. *Osmium*, грек. *осме* - «жыт») Os – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, платина металлдарына кирет, катар номери 76, атомдук массасы 190,2.

1804-жылы платинаны «падыша арагында» эритүү учурунда алынган калдыктан С.Теннант ачкан.

Жаратылышта осмийдин 7 туруктуу изотоптору бар: ^{184}Os (0,18%), ^{186}Os (1,592%), ^{187}Os (1,64%), ^{188}Os (13,3%), ^{189}Os (16,1%), ^{190}Os (26,4%) жана ^{192}Os (41,0%), ал эми жасалма радиоактивдүү изотопторунан туруктуураагы ^{194}Os $T_{1/2} = 70$ күн).

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү – $5d^6 6s^2$; иондошуу энергиясы: $\text{Os}^0 \rightarrow \text{Os}^+ \rightarrow \text{Os}^{2+}$ 8,7 жана 17ге эВ барабар.

Жер кыртышында массасы боюнча $5 \cdot 10^{-7}\%$ ти түзөт. Осмий жаратылышта осмийлүү иридий тобунун минералдары IrOs_2 , IrOs_4 түрүндө, кээде таза түрүндө платина менен бирге кездешет. Анын кендери Уралда, Сибирде, Колумбияда, Мексикада, АКШда (Калифорния штаты), Түндүк Африкада, Канадада табылган.

Осмий - көгүлтүр түстөгү, белгилүү металлдардын бардыгынан оор, катуу, борпоң металл. Атомдук радиусу $1,35\text{Å}$, иондук радиусу Os^{+4} $0,75\text{Å}$, Os^{+8} $0,539\text{Å}$; балкып эрүү температурасы 3050°C ; кайноо температурасы 5500°C ; тыгыздыгы $22,5 \text{ г/см}^3$.

Химиялык касиеттери боюнча башка платина металлдарынан кескин айырмаланып, кээде металл эместик касиетти да көрсөтөт. Абада OsO_4 кычкылын пайда кылуу менен күйөт, бөлмө температурасында кычкылтексиз кислоталардын таасирине туруктуу, бирок коррозияга туруктуулугу боюнча рутенийге жетпейт. Концентрацияланган азот кислотасында OsO_4 кө чейин кычкылданат, башка платина металлдары үчүн мындай реакция мүнөздүү эмес. Осмийдин күкүмү «падыша арагында», жегич металлдардын гипохлориттеринин эритмелеринде эрийт. Осмийди Na_2O_2 же $\text{KNO}_3 + \text{KOH}$ көп аралашмасы менен балкытып эриткенде эркин абалында туруксуз болгон осмий кислотасынын (H_2OsO_4) туздары – осмиаттар пайда болот. Os бирикмелеринде II, III, IV, V, VI жана VIII валенттүүлүктү көрсөтөт. Алардын ичинен кычкылдануу даражасы +2, +3, +4, +6 жана +8 болгон бирикмелери туруктуу. Осмийдин бардык бирикмелери суутектин агымында ысытканда металл абалына чейин калыбына келет. Осмийдин II, IV жана VIII валенттүү кычкылдары

белгилүү жана алардын эң туруктуусу OsO_4 – түссүз кристалл, балкып эрүү температурасы $+40^\circ\text{C}$; уулуу, көздү, терини дүүлүктүрөт; сууда жакшы эрийт; эритмеси кычкыл реакцияны көрсөтпөйт, бирок күчтүү жегич менен туруксуз комплекстик бирикмелерди пайда кылат. OsO_4 күчтүү кычкылдандыргыч касиетке ээ болгондуктан, органикалык заттар менен активдүү аракеттенишет.

Os – осмийлүү сырьенун эритмесине кычкылдандыргыч кошуудан алынган газ абалындагы OsO_4 тү КОНтын эритмесинде чогултуп $[\text{OsO}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ түрүндө чөктүрүп, андан кийин суутек менен таза осмийге чейин калыбына келтирүүдөн алынат.

Осмий жана анын бирикмелери катализатор катарында жана ткандардын микропрепараттарын боё үчүн колдонулат. Ал эң катуу жана коррозияга туруктуу болгондуктан башка платина металлдары менен болгон куймалары так өлчөөчү приборлордун тетиктерин даярдоодо, электр лампаларда, авторучкалардын перолорун жасоодо колдонулат.



$^{46}\text{Pd}[\text{Kr}]4d^{10}5s^0$

160,4

2 8 18 18 0

Палладий (лат. *Palladium*) Pd – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, платина металлдарынын тобуна кирет, катар номери 46, атомдук массасы 106,4.

Палладийди 1803-жылы англиялык окумуштуу У.Волластон ачкан. Ал 1802-жылы табылган **Паллады** астероидинин урматына *палладий* деп аталган (байыркы Афинада «паллада» – грек сөзүндө «акылдын кудайы» дегенди түшүндүргөн).

Жаратылышта туруктуу 6 изотобу бар – ^{102}Pd (0,96%), ^{104}Pd (10,97%), ^{105}Pd (22,23%), ^{106}Pd (27,33%), ^{108}Pd (21,71%) жана ^{110}Pd (11,81%). Анын радиоактивдүү изотоптору ядролук реакторлордо U, Th, Pu ди ажыратуудан алынат.

Сырткы электрондук түзүлүшү: $4p^6 4d^{10} 5s^0$; иондошуу энергиясы: $\text{Pd}^0 \rightarrow \text{Pd}^+ \rightarrow \text{Pd}^{2+} \rightarrow \text{Pd}^{3+}$ 8,33; 19,42; 32,92 эВ барабар.

Палладий жер кыртышынын $1 \cdot 10^{-6}\%$ ын түзөт. Анын негизги минералдары: аллопалладий (Ag, Pt, Ru, Cu); палладит (PdO); потарит PdHg ; станнопалладинит Pd_3Sn_2 ; арсенопалладинит Pd_3As ; майгенерит PdBi_2 ; порценит (Au, Ag, Cu), брэггит (Pt, Pd Ni)S; палладийлүү платина (Pd, Pt) б.с.

Палладийдин негизги булактары Уралда, Сибирде, Канадада, Түндүк Африкада кездешкен сульфиддүү никель-жез кендери б.с.. Палладий асыл металл болгондуктан жаратылышта эркин түрүндө да кездешет.

Палладий - күмүш түстүү ак металл. Атомдук радиусу 1,37Å, иондук радиусу Pd^{2+} 0,88Å; Pd^{4+} 0,73Å; тыгыздыгы 12,02 г/см³, балкып эрүү температурасы 1552°C; кайноо температурасы 2940°C.

Бирикмелерде негизинен II жана IV валенттүү, кээде III валенттүүлүктү да көрсөтөт. II валенттүү бирикмелери туруктуу.

Оксиддеринен PdO, Pd₂O₃ жана PdO₂ белгилүү. Галогендер менен PdF₂-дифторид, PdF₃-трифторид, PdCl₂-дихлорид, PdBr₂-дибромид, PdJ₂ -диюидиддерди пайда кылат.

Палладийдин мүнөздүү касиеттеринен болуп, анын көп өлчөмдөгү газды сиңирүүчүлүк жөндөмдүүлүгү б.с. (палладийдин 1 көлөмү 900 көлөмдөгү суутекти сиңире алат). Суутек сиңирилген палладий күчтүү калыбына келтиргич жана башка платина металлдарына караганда активдүү.

Палладий концентрацияланган ысык азот, күкүрт кислоталарында жана «падыша арагында» эрийт.

Палладийдин дихлориди эң оңой калыбына келет. Анын эритмеси менен абадагы көмүртектин оксидин аныктоо үчүн колдонулуучу индикатор кагазын нымдашат. Палладийди эритмеден диметилглиоксим менен ачууга болот. Ал кычкыл чөйрөдө сары чөкмөнү берет.

Палладий жана анын куймалары химия өнөр жайында терморегуляторлорду, термопараларды даярдоодо, электротехникада, стоматологияда (тишти дарылоодо), ювелирдик иштерде колдонулат. Органикалык синтезде, палладий, платина, алтын жана радийдин куймаларын алууда жана катализатор катары кеңири пайдаланылат.

⁷⁸Pt[Xe]5d⁹6s¹

195,09

2 8 18 32 17 1

Платина (лат. *Platinum*, испанча «плата»- «күмүш») Pt –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIII ботунун элементи. Катар номери 78, атомдук массасы 195,09.

Платинаны 1803-жылы У.Волластон алган. Жаратылышта платинанын 6 изотобу бар, алардын 4 туруктуу: ¹⁹⁴Pt (32,9%), ¹⁹⁵Pt (33,8%), ¹⁹⁶Pt (25,2%), ¹⁹⁸Pt (7,19%) жана эки α-радиоактивдүү изотобу ¹⁹⁰Pt (0,0127% T_{1/2}=6,9·10¹¹ жыл) менен ¹⁹²Pt (0,78%·T_{1/2}=10¹⁵ жыл) бар. Бул изотоптору радиоактивдүү индикатор катары колдонулат.

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү – $5d^9 6s^1$; иондошуу энергиясы: $Pt^0 \rightarrow Pt^+ \rightarrow Pt^{2+} \rightarrow Pt^{3+}$ 9; 18,56; 32,92 эВ барабар.

XVIII кылымдын акырында, XIX ортосунда орус окумуштуулары жана инженерлери А.А.Мусин-Пушкин, П.Г.Соболевский, В.В.Любарский, И.И.Варвинский платина металлдарын тазалоонун кайрадан афинаждоо менен бөлүп алуу ыкмасын иштеп чыгышкан.

Жаратылышта платина башка металлдар менен бирге да, таза түрүндө да учурайт. Жер кыртышынын (массасы боюнча) $5 \cdot 10^{-7}\%$ ын түзөт. Табигый куймалары: поликсен (Pt 4-11% жана Fe), палладийлүү платина (Pd 0,11-7%ке чейин), ферроплатина (20%ке чейин Fe), ал эми бирикмелери: сперрилит $PtAs_2$, куперит PtS, брэггит (Pr, Pd, Ni)S.

Анын таза куйма жана бирикмелер түрүндөгү кендери Уралда, Сибирде, Түндүк Америкада: Аляскада, Канадада жана Түндүк Африкада табылган.

Платина - күмүш сымал ак түстөгү оор, жакшы созулгуч металл. Атомдук радиусу $1,388 \text{ \AA}$, иондук радиусу Pt^{2+} $0,90 \text{ \AA}$, Pt^{4+} $0,76 \text{ \AA}$; балкып эрүү температурасы 1769°C ; кайноо температурасы 3827°C ; тыгыздыгы $21,45 \text{ г/см}^3$; платина парамагниттүү.

Күкүм түрүндөгү платина кадимки шартта H_2 жана O_2 ни жакшы сиңирет. Бирикмелеринде II, III жана IV валенттүүлүктү көрсөтөт. Ал эми +5, +6 кычкылдануу даражаларын көрсөткөн бирикмелери сейрек кездешет.

Платина абада туруктуу, 500°C да $8 \cdot 10^5 \text{ Па}$ басымда кычкылданат да PtO_2 жана PtOдин пайда кылат. PtO_3 бөлмө температурасында туруксуз – PtO_2 жана O_2 ге ажырайт. Pt кислоталар менен жегичтерде эрибейт, «падыша арагында» жакшы, ал эми суюк бромдо жай эрийт.

Платина галогендер менен PtF_2 , PtF_4 , $PtCl_2$, $PtCl_4$, $PtBr_2$, $PtBr_4$, PtI_2 , PtI_4 пайда кылат. Сульфиддеринен PtS, PtS_2 жана кара түстөгү туруксуз $PtSe_2$ – диселенид, күрөң кристалл дителлуриди - $PtTe_2$ белгилүү.

Платина күчтүү таасирге дуушар болуучу химиялык идиштерди, аппараттардын тетиктерин жасоодо, химиялык өндүрүштө катализатор катарында, электротехникада, ювелирдик иштерде колдонулат. Платинадан жасалган электроддор химиялык өлчөөчү куралдарда кеңири пайдаланылат. Ошондой эле металлдардын куймаларын алууда да колдонулат.

94 **Pu** [Rn]5f⁶7s²

244

2 8 18 32 24 8 2

Плутоний (лат. Plutonium) Pu - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 94, атомдук массасы 244.

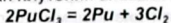
Плутонийдин массалык сандары ^{232}Pu - ^{246}Pu болгон 15 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{244}Pu саналат. Плутонийди биринчи жолу 1940-жылы Глен Сиборг жетектеген америкалык радиохимиктер Э.Макмиллан, Дж.Кеннеди жана А.Валь тарабынан уранды нурлантуудан ^{239}Pu изотобун алышкан. $^{238}\text{U}(n, \gamma) \rightarrow ^{239}\text{U} \xrightarrow{\beta^-} ^{239}\text{Np} \xrightarrow{\beta^-} ^{239}\text{Pu}$

Плутонийдин - ^{244}Pu массалык сандагы изотобун 1971-жылы сейрек кездешүүчү бастнезит минералында боло тургандыгын аныкташкан.

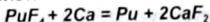
Плутоний – ак, жалтырак металл; балкып эрүү температурасы 640°C ; кайноо температурасы 4082°C ; бирикмелеринде +2, +3, +4, +5, +6 жана +7 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; плутоний элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14}5s^25p^65d^{10}5f^66s^26p^66d^06f^7s^2$ же $5f^7s^2$.

Плутоний галогендер менен кошулуп фторид, хлорид, бромид, йодиддерин пайда кылат., мисалы: PuF_4 , PuF_3 , PuCl_3 , PuBr_3 , PuI_3 .

Плутонийдин галогениддерин вакуумда жана жогорку температурада ажыратуудан плутоний алынат:



Ошондой эле, анын фториддерин (PuF_4 жана PuF_3) барийдин, кальцийдин, калийдин же натрийдин буулары менен калыбына келтирүүдөн да алууга болот:



Плутонийдин алюминий, бериллий, кобальт, темир, магний, никель жана күмүш ж.б. металлдар менен болгон куймалары бар. Плутоний өтө зыяндуу зат. Ал ядролук реакторлордо ядролук отун катары, ошондой эле ядролук куралдарда жарылгыч зат катары колдонулат.

59 Pr $[\text{Xe}]4f^36s^2$

140,907

2 8 18 21 8 2

Празеодим (лат. *Praseodymium*) Pr –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин 8-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 59, атомдук массасы 140,907. Празеодимдин

массалык саны ^{121}Pr , ^{129}Pr , ^{130}Pr , ^{133}Pr , ^{154}Pr болгон 22 изотобу белгилүү. Празеодимдин жаратылышта ^{141}Pr болгон бир гана изотобу бар. Празеодим 1885-жылы австриялык химик Ауэр Фон Вельсбах тарабынан ачылган.

Празеодим - күмүш түстүү ак металл, балкып эрүү температурасы 935°C ; кайноо температурасы 3127°C ; жер кыртышынын (массасы боюнча) $7 \cdot 10^{-4}\%$ ын түзөт. Ал жаратылышта монацит, бастнезит, лопарит минералдарынын курамында болот.

Празеодим бирикмелеринде +3 жана +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт. Празеодимдин кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы – 2,46га барабар. Празеодимдин атомунун электрондук түзүлүшү: ... $4f^6 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^3 6s^2$.

Празеодим активдүү металл. Галогендер менен аракеттенишип туздарды пайда кылат. Ал эми азот, күкүрт, көмүртек, кремний, фосфор, суутектик менен ысытканда аракеттенишип тиешелүү бирикмелерди пайда кылат. Кислоталар менен аракеттенишет, бирок щелочтор менен аракеттенишпейт.

Празеодим түстүү металлдардын куймаларына бир аз кошулса, куймалардын касиеттери жакшырат. Празеодим кошулган айнектерден нурдан сактоочу көз айнектер жасалат.

$61Pm$ [Xe] $4f^6 6s^2$

145

2 8 18 23 8 2

Прометий (лат. *Prometium*) *Pm* - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин 8-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 61, атомдук массасы 145. Прометийдин массалык саны ^{132}Pm - ^{154}Pm болгон

23 радиоактивдүү изотоптору белгилүү, алардын ичинен туруктуурагы болуп ^{145}Pm эсептелет. Прометий 1947-жылы америкалык изилдөөчүлөр Дж.Маринский, Л.Гленденин жана Ч.Коризэлл тарабынан ядролук реакциялардын продуктыларынан ^{147}Pm изотобу түрүндө бөлүнүп алынган. Жер кыртышында кездешпейт деп келинген, бирок ал жасалма жол менен алынгандан кийин жер кыртышында да болоору аныкталган.

Бирикмелеринде прометийдин кычкылдануу даражасы +3кө барабар, ал эми кычкылдануу-калыбына келүү энергиясы –2,42.

Прометий - күмүш түстүү ак металл; балкып эрүү температурасы $1035^{\circ}C$; кайноо температурасы $2730^{\circ}C$. Прометийдин атомунун электрондук түзүлүшү: ... $4f^6 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^6 6s^2$.

Прометийдин ^{147}Pm изотобу практикада эң керектүү болуп эсептелет, себеби ал сааттардын жана угуучу аппараттардын тетиктерин жасоодо колдонулат. 5 мг Pm_2O_3 - кычкылынан бир жылга жете иштөөчү батарейкалар жасалат.

^{91}Pa $[\text{Rn}]5f^2 6d^1 7s^2$

[231]

2 8 18 32 20 9 1

Протактиний (лат. *Protactinium*) - Pa

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 91,

атомдук массасы [231]. Протактинийдин массалык сандары ^{216}Pa , ^{217}Pa , ^{222}Pa - ^{238}Pa болгон 19 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{231}Pa саналат. Протактиний жер кыртышында аз өлчөмдө таралган, өтө сейрек учурайт. Протактинийди 1917-жылы О.Ган менен Л.Мейтнер (Германия) жана Ф.Содди менен Дж.Крэнстон (Англия) деген окумуштуулар бир убакта ачышкан. Протактиний жер кыртышынын массасы боюнча $10^{-10}\%$ ын түзөт.

Протактиний - жалтырак ачык-боз түстөгү металл; балкып эрүү температурасы 1750°C ; кайноо температурасы 4200°C ; бирикмелеринде +2, +3, +4 жана +5 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт, бирок +3 кычкылдануу даражасындагы бирикмелери жакшы изилдене элек; протактиний элементинин электронунун жайгашуусу $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 6f^0 7s^2$ же $5f^2 6d^1 7s^2$.

Протактинийдин Pa_2O_5 оксидин вакуумда ысытканда ал Pa_2O_3 оксидине чейин калыбына келет:



Протактиний суутек, фтор, хлор менен жогорку температурада реакцияга кирет. Протактинийдин оксиддери сууда, кислоталарда начар эрийт. Протактинийдин касиеттери толук изилдене элек.

^{84}Po $[\text{Xe}]6s^2 6p^4$

[209]

2 8 18 32 18 6

Полоний (лат. *Polonium*) - Po -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIA тобунда жайгашкан радиоактивдүү элемент; катар номери 84; атомдук массасы [209]. Жаратылышта

кездешкен изотопторунан (Po^{210} - Po^{218}) туруктуусу ^{210}Po болгон сейрек кездешүүчү элемент. Полонийди 1898-жылы М.Складовская-Кюри жана П.Кюри ачкан жана өздөрүнүн мекени Польшанын урматына полоний деп атаган. Жер кыртышынын (массасы боюнча) $2 \cdot 10^{-15}\%$ ын түзөт. Полоний уран кендеринен алынат. Полонийди жасалма жол менен висмутту нейтрондор менен бомбалап, ядролук реакциянын жардамында алышат.

Полоний - жумшак, күмүштөй ак металл, тыгыздыгы 9 г/см^3 ; балкып эрүү температурасы 254°C ; кайноо температурасы 1162°C ; бирикмелеринде -2, +2, +4, +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт.

Иондошуу энергиясы $P_0^0 \rightarrow P_0^+ \rightarrow P_0^{2+} \rightarrow P_0^{3+}$ 8,43; 18,6; 27,8 эВ барабар. Абада кычкылданат, суудагы эритмелеринде гидролизге учурайт. Суутек менен жеңил буулануучу гидридди пайда кылат. Сульфаттары $P_0(SO_4)_2$, тетрагалогениддери $P_0\Gamma_4$ синтезделип алынган.

^{210}Po ($T_{1/2}=138$ күн) изотобу нейтрон булактарында пайдаланылат. Полонийдин жылуулук бөлүп чыгаруу жөндөмдүүлүгү космикалык аппараттардын системасында атомдук жылыткычтарды түзүүгө мүмкүндүк берди. ^{210}Po изотобунан башка изотоптору колдонулбайт. Полонийдин бирикмелери уулуу келет. Полоний өтө аз санда тамекиде жана анын түтүнүндө болот.



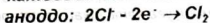
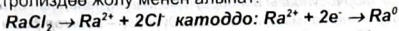
^{88}Ra $[Rn]7s^2$

226,0254

2 8 18 32 18 8 2

Радий (лат. Radium) «Нур чыгарамын» Ra – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин IIA тобунан орун алган элемент; катар номери 88; атомдук массасы 226,025. Жаратылышта 4 изотобу белгилүү. Массалык сандары

^{213}Ra , ^{215}Ra , ^{219}Ra - ^{230}Ra болгон изотоптору бар. Алардын ичинен α -радиоактивдүү ^{226}Ra эң туруктуусу ($T_{1/2}=1620$ жылга жакын). Радий элементин 1898-жылы Мария жана Пьер Кюрилер ачышкан. Ал өтө сейрек жана чачыранды элемент. Уран кендеринин 1 тоннасынан 0,34 грамм радий алынат. Жер кыртышында радий $2 \cdot 10^{-10}\%$ болот. Радий - абада тез карарган күмүш сымал, ак жалтырак металл; эрүү температурасы $969^\circ C$; кайноо температурасы $1500^\circ C$ га жакын; тыгыздыгы $5,5 - 6$ г/см³. Кычкылдануу даражасы +2. Иондошуу энергиясы $Ra^0 \rightarrow Ra^+ \rightarrow Ra^{2+} \rightarrow Ra^{3+}$ 5,28; 10,10; 39,26 эВ барабар. Химиялык касиеттери боюнча барийге окшош, бирок андан активдүү. Азот менен Ra_3N_2 нитриди, кычкылтек менен RaO оксиди, суу менен суутекти бөлүп чыгарып күчтүү негизди; галогендер менен хлорид, бромид, йодиддерди пайда кылат. Ошондой эле кислоталар менен реакцияга кирет. Анын хлориди, бромиди, йодиди, нитриди, сульфиди сууда жакшы эрийт. Ал эми карбонаты, сульфаты, хроматы сууда эрибейт. Радийдин касиеттерин изилдөө (радиоактивдүүлүгүнө байланыштуу) көп маселелерди түшүндүрүүдө зор роль ойногон. Радий уран кендерин кайра иштетүүдөн экстракция, хроматография жана чөктүрүү жолдору менен, $RaCl_2$ нин балкыган эритмесин электролиздөө жолу менен алынат.



Радий медицинада, нейтрон булактарын алууда колдонулат. Ал организмге тамак менен келет да анын 80%ы сөөк ткандарында чогулат.

$^{86}\text{Rn}[\text{Xe}]6s^26p^6$

[222]

2 8 18 32 18 8

Радон (лат. Radonum) Rn – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIIIА тобунун элементи, асыл газдарга кирет, катар номери 86, атомдук массасы 222.

1900-жылы Ф.Дорн ^{222}Rn ($T_{1/2}=3,8229$ күн) жана Э.Резерфорд ^{232}Rn ($T_{1/2}=545$ сек) изотопторун ачышкан. Азыркы убакта радондун массалык саны ^{204}Rn , ^{206}Rn – ^{224}Rn болгон 19 изотобу белгилүү. Алардын ичинен табигый изотоптору ^{219}Rn , ^{220}Rn жана ^{222}Rn абада, сууда жана топуракта кездешет; 1м^3 абада нормалдуу шартта $7\cdot 10^{-16}$ грамм радон болот. Ал бүт атмосферанын массасы боюнча $4\cdot 10^{-17}\%$ ын түзөт.

Радон - эң сейрек учуроочу элемент. Кадимки шартта түссүз, жытсыз, даамсыз газ. Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $6s^2 6p^6$. Коваленттик радиусу $0,214\text{Å}$; иондошуу энергиясы $\text{Rn}^0 \rightarrow \text{Rn}^+$ $10,746$ эВ барабар. Газ абалындагы радондун тыгыздыгы $9,7\text{г/л}$, суюк абалындагы тыгыздыгы $4,4\text{г/см}^3$; катуу абалындагы тыгыздыгы 4 г/см^3 ; балкып эрүү температурасы -71°C , кайноо температурасы -62°C . 0°C да 1 көлөм сууда $0,5$ көлөм радон эрийт (органикалык эриткичтерде көбүрөөк). Спирттердин жана органикалык кислоталардын молекулалык массасы жогорулаган сайын радондун эригичтиги өсөт.

Радондун атомунун сырткы электрондук катмарында 8 электрон болгондуктан химиялык жактан инерттүү. Бирок, радон ксенон сыяктуу молекулалык бирикмелерди пайда кылат. Мисалы буга Б.А.Никитин алган $\text{Rn}\cdot 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, $\text{Rn}\cdot 2\text{CH}_3\text{C}_6\text{H}_5$, $\text{Rn}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ бирикмелерди кошууга болот. Алгачкы экөө күкүрттүү суутекке, үчүнчүсү $\text{SO}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ го изоморфттуу¹ болушат.

Андан сырткары радондун фтор, хлор менен болгон бирикмелери да белгилүү: RnF_2 , RnF_4 , RnF_6 жана RnCl_4 . Ошондой эле суу, фенол, толуол ж.б. менен клатраттык бирикмелерди пайда кылат. Радон фториди 250°C да кургак бууланат.

Радон радий туздарынын курамынан алынат.

¹заттын кристаллдык торчосундагы иондордун же молекулалардын башка иондор же молекулалар менен алмашууга жөндөмдүүлүгү – **изоморфизм** деп аталат, ал эми бул алмашууга катышкан заттарды **изоморфттуу заттар** д.а..

Азыркы мезгилде радонду радиоактивдүү элементтерди изилдөөдө жана медицинада радон ваннасы катары колдонушат.

^{104}Rf $[\text{Rn}]6d^27s^2$

[261]

2 8 18 32 32 10 2

Резерфордий (лат. *Rezerfordium*)

Rf - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин IVB тобуна кирген элемент. Катар номери 104. Атомдук массасы [261]. Бул элементтин синтезделиши 7-

мезгилдин элементтеринин атомдорунун электрондук катмарынын түзүлүшү жөнүндөгү маалыматтардын тууралыгын далилдөөдө өтө маанилүү болду. Гафнийдин аналогу катары ал гафнийге, цирконийге жана титанга химиялык касиети боюнча окшош болуп, лантаноиддердин касиеттеринен айырмаланып турушу тийиш. Бул №104 элементти сейрек жер металлдардан, актиноиддик элементтерден бөлүп алууну жөнөкөйлөтүп (жеңилдетип) жана бөлүп алуунун жаңы технологиясын түзүүнү талап кылды.

Резерфордийдин ^{253}Rf - ^{262}Rf массалык сандарга ээ болгон 10 изотобу белгилүү, алардын ичинен эң узак жашаганы ^{261}Rf ($T_{1/2}=1,1$ мин), 1970-жылы АКШда Р.Сильва жана анын эмгектештери ^{261}Rf (17 атом белгиленген) α -гидроксиизобутират - иондору менен комплекстик анион түрүндө суудагы эритмелерде, ошол эле шарттагы (кычкылдануу даражасы +2, +3) актиноиддердин касиеттеринен абдан айырмалангандыгын көрсөтүшкөн. ^{257}Rf ($T_{1/2}=4,5$ сек), ^{259}Rf ($T_{1/2}=5$ сек) изотопторунун α -активдүүлүгү 1-жолу АКШда А.Гиорсо жана анын кесиптештери тарабынан 1969-70-жылдары изилденген.

Бул элементтин химиялык касиеттерин изилдөө үчүн алгачкы тажрыйбалар ЯИБИда И.Звара жана анын эмгектештери тарабынан 1966-жылы (Дубна шаары) жүргүзүлө баштаган. Актиниддердин (кычкылдануу даражасы +3) жана резерфордийдин хлориддерин хроматографиялык ыкма менен изилдөөдө алардын касиеттеринин ортосунда чоң айырмачылык, ал эми резерфордий менен гафнийдин хлориддеринин ортосунда окшоштуктар бар экендиги табылган.

1-жолу резерфордийди (изотоп ^{260}Rf) плутонийдин ^{242}Pu изотобун неондун ^{22}Ne ылдамдатылган иондору менен нурлантуудан ЯИБИда (Дубна ш., СССР) Г.Н.Флеров жана анын кесиптештери 1964-жылы синтездешкен:



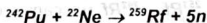
Алар 1-жолу ^{259}Rf изотобун (1966-жылы) химиялык жол менен идентификациялашкан (аныкташкан). ^{257}Rf жана ^{259}Rf изотоптору А.Гиорсо тарабынан (Беркли ш., АКШ) 1969-жылы кюрийдин ^{246}Cm ,

^{248}Cm жана калифорнийдин ^{249}Cf изотопторун ^{18}O , ^{12}C жана ^{13}C иондору менен бомбалоодон алынган.

ИЮПАП жана ИЮПАКтын жумушчу тобунун бүтүмү боюнча элементтин ачылышы бирдей даражада эки өлкөнүн окумуштууларына таандык деп кабыл алынган. Советтик окумуштуулар элементти И.В.Курчатовдун урматына курчатовий деп атоону сунуш кылышкан. Бирок, атын биротоло резерфордий деп атоо 1997-жылы кабыл алынды.

Резерфордий салмактык санда алынбаган, ошондуктан анын касиеттерин жеке атомдорду пайдалануу менен изилдешкен.

Резерфордийди синтездөө учурунда аны плутонийдин ажыроосунун продуктыларынан бөлүп алуу аркылуу, жаңы элементтерди алуунун жолдору дагы бир кылдат иштелип чыккан ыкма менен толукталды. IV жана III топтун элементтерин бөлүп алуу үчүн 250°C да хлордоо ыкмасы тандалып алынды. Бул шарттарда гафний жана анын аналогдорунун хлориддери газ абалына өтүп кетишет, ал эми III топтун элементтеринин хлориддери катуу абалда калышат. Бул тажрыйбаларда:



реакциясынын натыйжасында алынган ^{259}Rf изотобу $300\text{--}350^\circ\text{C}$ да 150кПа басымда бутанын тегерегинде тынымсыз агып турган азот менен кармалып калат. Газ абалындагы азоттун агымы менен көп эмес сандагы хлордоочу заттарды киргизишкен (NbCl_5 , ZrCl_4 жана TiCl_4) SOCl_2 . Актиноиддердин хлориддери газ өтүп жаткан жолдун беттерине чөгүп калышкан, ал эми учма резерфордийдин хлориди, гафнийдин, цирконийдин хлориддери сыяктуу хроматографиялык колонка аркылуу өтүп, баш-аламандык бөлүнүүсү боюнча идентификацияланды. Резерфордийдин кошулмалары жок жана колдонулушу белгисиз.

^{75}Re [Xe] $5d^5 6s^2$

186,2

2 8 18 32 13 2

Рений (лат. *Renium*) *Re* –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VIIВ тобунун элементи, катар номери 75, атомдук массасы 186,2.

Рейн дарыясынын атына аталган.

1869-жылы Д.И.Менделеев жетинчи топтуго марганецке окшош болгон эки элемент бар экендигин алдын ала айткан. 1925-жылы немец химиктери В.Ноддак жана И.Ноддак колумбит минералынан катар номери 75 болгон жаңы элементти табышкан. Ноддактын мекени Рейн провинциясынын атынан рений деп аташкан.

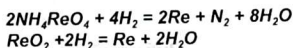
Жаратылышта рений 2 изотоптон турат: $^{185}_{75}\text{Re}$ (37,07%) жана $^{187}_{75}\text{Re}$ (62,93%, $T_{1/2} = 10^{11}$ жыл). Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү – $5d^5 6s^2$.

Ренийди өндүрүштө бөлүп алуу ХХ кылымдын башында (1930-жылы) Германияда ишке ашкан. Азыркы учурда Англияда, Францияда, Германияда, Казакстанда жана Россияда өндүрүлөт. Рений өтө сейрек кездешүүчү жана чачыранды металл. Анын негизги жаратылыштык булагы болуп молибдениттер саналат.

Рений - ачык-боз түстүү, оор, кыйындык менен эрий турган, ийилгич жана дат басууга өтө туруктуу металл. Атомдук радиусу $1,373\text{Å}$, тыгыздыгы $21,03\text{г/см}^3$; эрүү температурасы 3180°C ; кайноо температурасы 5900°C . Иондошуу энергиясы $\text{Re}^0 \rightarrow \text{Re}^+ \rightarrow \text{Re}^{2+} \text{Re}^{3+}$ 7,87; 13,1; 26,0 эВ барабар.

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

Ренийди алуу өтө татаал. Аны башка металлдардан экстракция жана хроматография жолдору менен бөлүп алышат. Аны кошулмаларынан зритмеге өткөргөн соң аммонийдин перренатына айландырып, чөкмөгө чөктүрүшөт да суутек менен калыбына келтиришет.



Ренийдин күкүмүн компактуу металлга термохимиялык жол менен айландырышат. Рений ысыкка жана коррозияга абдан туруктуулугу менен айырмаланат. Анын куймалары электротехникада, авиацияда, ракета жана космостук иштерде, атомдук техникада пайдаланылат. Ренийдин платина менен болгон куймасы термоэлемент катары 1900°C га чейинки температураны өлчөө үчүн колдонулат. Ошондой эле электр лампаларынын ренийден жасалган зымдары вольфрамга караганда чыдамдуу келет. Рений көпчүлүк химиялык реакциялардын катализатору болуп саналат.

^{45}Rh [Kr]4d⁸5s¹

102,905

2 8 18 16 1

Родий (лат. Rhodium) Rh-

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, платина металлдарынын тобуна кирет, катар номери 45, атомдук массасы 102,905.

1803-жылы англиялык окумуштуу У.Волластон ачкан. Грекче аты rhodon – «роза», анткени анын кээ бир туздарынын эритмелери кызыл түскө боёлгон.

1 туруктуу изотобу бар - ^{103}Rh . Сырткы электрондук түзүлүшү: $4d^8 5s^1$. Иондошуу энергиясы: $\text{Rh}^0 \rightarrow \text{Rh}^+ \rightarrow \text{Rh}^{2+} \rightarrow \text{Rh}^{3+}$ (эв менен) 7,46; 18,07; 31,05ге барабар.

Жер кыртышынын $1 \cdot 10^{-7}\%$ ын түзөт; жаратылышта эркин абалында жана платина металлдары менен бирге кездешет. Родий +1, +2, +3, +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт.

Родий - күмүш түстүү, ак асыл металл; платина жана палладийге караганда катуу, кыйындык менен эрийт. Атомдук радиусу $1,342\text{Å}$, иондук радиусу Rh^{3+} $0,78\text{Å}$; Ru^{4+} $0,71\text{Å}$; тыгыздыгы $12,44\text{г/см}^3$ (20°C), эрүү температурасы 1960°C ; кайноо температурасы 4500°C .

Родий химиялык жактан активдүү эмес; кислоталарда эрибейт. Абада $600\text{-}800^\circ\text{C}$ да кычкылданып бир нече оксиддерди пайда кылат: Rh_2O_3 ; Rh_2O ; RhO ; RhO_2 .

Родий көзгө көрүнүүчү нурларды эң жакшы чагылдыргандыктан прожекторлордун рефлекторлорунун жана ар кандай так өлчөөчү приборлордун күзгүлөрүн каптоо үчүн колдонулат.

Көп сандаган комплекстик кошулмаларынын болгонуна карабастан III валенттүү родий абдан аз санда тараган жана чачыранды элемент болуп саналат. Родийдин платина менен болгон куймалары химиялык идиштерди жасоо үчүн, термоларды жана ювелирдик буюмдарды даярдоодо, о.э. катализатор катары пайдаланылат.

^{37}Rb [Kr] $5s^1$

85,47

2 8 18 8 1

Рубидий (лат. *Rubidium*) Rb –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик

системасынын 5-мезгилдин IA тобунан

орун алган химиялык элемент; катар

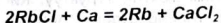
номери 37; атомдук массасы 85,47.

Жаратылышта 2 изотобу белгилүү:

массалык сандары ^{85}Rb (72,15%) ^{87}Rb (27,85%) β - радиоактивдүү ($T_{1/2}=50$ миллиард жыл). 24 жасалма радиоактивдүү изотоптору алынган. Жаратылышта рубидий кеңири таралган, жер кыртышынын (массасы боюнча) $3,1 \cdot 10^{-2}\%$ ын түзөт. Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү $5S^1$. Рубидий бирикмелеринде +1 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы Rb^0 дөн Rb^{3+} чейин 4,17; 27,36; 39,70 эВ барабар.

Рубидий - күмүш түстүү, ак металл. Кычкылтек менен күйүү реакциясына кирип Rb_2O_2 жана Rb_2O пайда кылат. Rb_2O – кычкылтектин эң аз өлчөмү менен рубидий кычкылданганда пайда

болот. Суу менен жеңил эле аракеттешип гидрокычкылын - RbOHты пайда кылат. RbOH - түссүз кристалл, 301°Сда эрийт. Рубидийдин галогениддери (RbCl, RbF, RbBr) – түссүз кристаллдар, жогорку температурада кайнап жана балкып эришет, сууда жакшы эришет. Башка элементтердин галогениддери менен комплекстик бирикмелерди пайда кылат, мисалы, RbCl·MgCl₂·6H₂O. Rb₂SO₄–түссүз зат, RbOH же Rb₂CO₃на күкүрт кислотасын таасир этүүдөн алынат. Рубидийдин карбонаты Rb₂CO₃–түссүз зат, эрүү температурасы 837°С. 900°Сда диссоциацияланат; сууда жакшы эрийт. Рубидий карбонатынан рубидийдин бардык бирикмелери алынат. Rb₂S-сульфиди, RbH-гидриди, Rb₃N-нитриди, Rb₂C₂-карбиди, Rb₄Si-силициди белгилүү. Рубидий үч элементтин (K, Rb жана Cs) аралашмасынан өзүнчө ажыратуу менен; вакуумда 700–800°Сда рубидий галогенидинен кальций металлы менен калыбына келтирүүдөн алынат.



Рубидий металлы парафин майынын астында же атайын жасалган суутек менен толтурулган айнек ампулада сакталат. Рубидий фотоэлементтерде, түстүү жарык берген түтүктөрдө, медицинада колдонулат.

1861-жылы Берлин илимдер академиясынын кезектеги жыйынында Р.Бунзен жана Г.Кирхгофтор спектралдык анализ ыкмасы менен жаңы бир жегич металлдын ачылгандыгы жөнүндө маалымдашкан. Бул элементке рубидий деп ат беришкен, лат. «rubedus» деген сөзүнөн келип чыгып «ток кызыл түстүү» дегенди билдирет. Рубидий лепидолит деген минералдан Р.Бунзен тарабынан 1863-жылы бөлүнүп алынган.

44 **RU** [Kr]4d⁷5s¹

101,07

2 8 18 15 1

Рутений (лат. *Rutenium*) *Ru* – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, платина металлдарынын тобуна кирет, катар номери 44, атомдук массасы 101,07.

1844-жылы К.Клаус ачкан жана Россиянын атына рутений деп атаган. Табигый рутений 7 туруктуу изотоптон турат: ⁹⁶₄₄Ru, ⁹⁸₄₄Ru, ⁹⁹₄₄Ru, ¹⁰⁰₄₄Ru, ¹⁰¹₄₄Ru, ¹⁰²₄₄Ru жана ¹⁰⁴₄₄Ru. Эң кеңири таралганы ¹⁰²₄₄Ru (31,361%). Рутений жер катмарында эң аз санда (5·10⁻⁷%) платина тобундагы металлдар менен кошо сульфиди түрүндө (Ru₂S₃) кездешет. Рутений лабораторияда рутенийдик хлориддин цинк менен калыбына келтирүүдөн алынат. 2RuCl₃+3Zn→2Ru+3ZnCl₂.

Рутений - күмүштөй ак түстүү, порошогу көк түстө, платинага окшош металл, өтө кыйындык менен эрийт, өтө жогорку температурада да катуулугун жоготпойт.

Атомдук радиусу $1,338\text{Å}$, иондук радиусу $\text{Ru}^{2+} 0,85\text{Å}$; $\text{Ru}^{3+} 0,77\text{Å}$; $\text{Ru}^{4+} 0,71\text{Å}$; тыгыздыгы $12,4\text{г/см}^3$ (20°C), эрүү температурасы 2250°C ; кайноо температурасы 4900°C . Рутенийдин эң негизги касиеттери анын валенттик абалынын (0 дон 8ге чейин) көп түрдүүлүгү. Ал аморфтуу (кристалл эмес) жана кристаллдык түзүлүштө болот. Аморфтуу рутений кара күкүм түрүндө болуп, эритмеден калыбына келтирүү жолу менен алынат. Кристалл түрүндөгү рутений анын аморфтуу формасына калайды 5-6 эсе көп санда кошуп ысытып, хлордуу суутек менен иштетүүдөн алынат.

Сырткы электрондук түзүлүшү: $4d^7 5s^1$. Иондошуу энергиясы: $\text{Ru}^0 \rightarrow \text{Ru}^+ \rightarrow \text{Ru}^{2+} \rightarrow \text{Ru}^{3+}$ (эв менен) $7,364; 16,76; 28,46\text{га}$ барабар.

Рутений химиялык жактан туруктуу. Кислоталар жана алардын аралашмалары ага таасир этпейт. Аны азот кислотасында күчтүү кычкылдандыргычтардын катышуусу менен эритишет. Мында комплекстик бирикмелер пайда болот. Рутенийди абада 1000°C га чейин ысытканда кош оксид RuO_2 ал эми 1200°C да төрт оксидинин кристаллы пайда болот. Бул учур кетүүчү кошулма, 25°C да сары-кызыл суюктукка айланат. Рутений платина жана никель өнөр жайларынын калган калдыктарын кайра иштетүүдөн гана алынат. Аны башка платина металлдарынан тез бөлүнүп учур кетүүчү кошулмасы RuO_4 түрүндө алышат да, HCl эритмесинде иштетүү менен тазалашат.

Рутений абдан таза суутекти алуу үчүн колдонулат: 1см^3 рутений 1500 мл сиңирип алат. Рутенийдин куймалары электротехникада жана ювелирдик буюмдарда колдонулат. Рутений мыкты тандагыч катализатор болуп саналат. Ошондой эле ал глицеринди жана башка спирттерди синтездөөдө, целлюлозаны гидролиздөөдө колдонулат.



62Sm [Xe] $4f^6 6s^2$

150,4

2 8 18 24 8 2

Самарий (лат. *Samarium*) Sm - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIB тобунан орун алган элемент. Катар номери 62, атомдук массасы 150,4. Самарийдин массалык сандары ^{133}Sm

- ^{135}Sm , ^{137}Sm - ^{157}Sm болгон 24 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык сандары ^{144}Sm , ^{147}Sm , ^{148}Sm , ^{149}Sm , ^{150}Sm , ^{152}Sm , ^{154}Sm болгон 7 изотобу табылган, ^{147}Sm - изотобу

радиоактивдүү болуп саналат. Орустун тоо инженери А.Е.Самарский Уралдан кара түстөгү белгисиз минералды тапкандыктан, ал **самарским** минералы деп аталып калган. Ошол минералдын составынан 1879-жылы Лекко де Буабодран тарабынан самарийдин кычкылы түрүндө табылган. Самарий жер кыртышында $7 \cdot 10^{-4}\%$ массалык санда кездешет. Металлдык самарийдин балкып эрүү температурасы 1072°C ; кайноо температурасы 1900°C ; бирикмелеринде +2 жана +3 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү энергиясы $-2,41\text{ге}$ барабар; самарий элементинин электронунун жайгашуусу $4f^6 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^6 6s^2$.

Самарийдин бирикмелери практикада көп колдонула элек. Бул элементтин +3 кычкылдануу даражасындагы бирикмелери башка сейрек кездешүүчү жер элементтеринин бирикмелеринен бир аз гана айырмачылыгы бар, мисалы: SmBr_3 – сейрек кездешүүчү жер элементтеринин бромиддеринин ичинен эң тез эрүүчү бирикме болуп саналат. Андан сырткары +2 кычкылдануу даражасын көрсөткөн бирикмелери да белгилүү, мисалы: SmF_2 – сууда аз эрүүчү жана SmSO_4 – ачык сары түстөгү кристаллы б.э. Акыркы мезгилде самарийдин кобальт менен интерметаллдык бирикмеси (SmCo_5) окумуштуулардын жана практиктердин көңүлдөрүн көп бура баштады, себеби ал күчтүү жана турактуу магниттер үчүн өтө керектүү материал. Андан сырткары инфра-кызыл нурларын сиңирүүчү жана люминесцирлөөчү айнектердин курамына кошулат.

^{34}Se [Ar] $4s^2 4p^4$

78,96

2 8 18 6

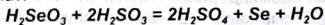
Селен (лат. *Selenium*) – Se – Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIA тобунун элементи; катар номери 34 атомдук массасы 78,96. Жаратылышта 6 туруктуу: ^{74}Se ; ^{76}Se ; ^{77}Se ; ^{78}Se ; ^{80}Se ; ^{82}Se изотоптордун

аралашмасынан турат. Жасалма жол менен да көптөгөн изотоптору алынган. Негизгиси ^{75}Se ($T_{1/2}=121$ күн). Селен 1817-жылы Я.Берцелиус тарабынан ачылган жана жердин жандоочусу болгон айдын урматына "selenium" деп аталган.

Жер кыртышынын (массасы боюнча) $6 \cdot 10^{-5}\%$ зын түзөт. Селен аз өлчөмдө галенитте, темир, жез, цинк колчедандарында кездешет. Минералдары: науманит - Ag_2Se , клаусталит - PbSe , тиманит - HgSe , берцелианит - Cu_2Se , онофрит - $\text{Hg}(\text{Se},\text{S})$, халькоменит - $\text{CuSeO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Селен - күңүрт боз түстүү металл. Бир канча полиморфттуу модификациясы бар, алардын ичинен гексагоналдык (боз) селен кадимки температурада туруктуу; балкып эрүү температурасы 220° ; кайноо температурасы 688° ; тыгыздыгы $4,82\text{г/см}^3$. Иондошуу энергиясы: $\text{Se}^0 \rightarrow \text{Se}^+ \rightarrow \text{Se}^{2+} \rightarrow \text{Se}^{3+}$ 9,75; 21,5; 32,0 эВ барабар.

Селен типтүү жарым өткөргүч. Химиялык бирикмелерде II, IV жана VI валенттүү. Кадимки шартта абада туруктуу, суюлтулган күкүрт кислотасы, кычкылтек жана суу менен аракеттенбейт. Азот кислотасында жана падыша арагында жакшы эрийт. Кычкылтекте же абада ысытканда кычкылдары SeO_2 , Se_2O_3 пайда болот. Селендин белгилүү бирикмелери: галогениддери - SeF_4 , SeF_6 , SeCl_4 , SeBr_2 , SeBr_4 , Se_2Br_2 , Se_2Cl_2 ; оксигалогениддери - SeOF_2 , SeOCl_2 , SeOBr_2 ; селендүү көмүртек CSe_2 , азоттуу селен - SeN ; фосфиддер - P_4Se_3 , P_2Se_3 , P_2Se_5 ; селендүү суутек - H_2Se ; селен кислоталары - H_2SeO_3 , H_2SeO_4 бар. Селен түстүү металлдардын калдыгын кайра иштетүүдөн, целлюлоза - кагаз өндүрүшүнүн таштандыларынан, жез электролиттик шламдардан алынат:



Жарым өткөргүч катары электро, радиотехникада жана фотоэлементтерди даярдоодо колдонулат. Айнек өндүрүшүндө, боек түрүндө, резинаны вулканизациялоодо, болоттун сапатын арттырууда, гидрогенизация процессинде катализатор катары пайдаланылат.

$106\text{Sg}[\text{Rn}]6d^47s^2$

[263]

2 8 18 32 32 12 2

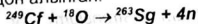
Сиборгий (лат. *Siborgium*) **Sg** –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин VIВ тобунун элементи; катар номери 106; атомдук массасы 263; туруктуу изотоптору жок; электрондук түзүлүшү ... $6s^26p^66d^47s^2$ же $6d^47s^2$.

Терс электрдүүлүгү аныкталган эмес. Жерден, метеориттерден, космос нурларынан табылган эмес. Химиялык касиеттери боюнча вольфрамга окшош деп болжолдонгондуктан ага +6 кычкылдануу даражасы туура келиши керек, бирок төмөнкү кычкылдануу даражасын көрсөткөн кошулмалары да болушу мүмкүн. ^{259}Sg жана ^{263}Sg массалык сандарга ээ болгон 2 изотобу белгилүү.

^{259}Sg ($T_{1/2}=7\text{мсек.}$) 1-жолу Ю.Ц.Оганесян, Г.Н.Флеров жана алардын кесиптештери тарабынан 1974-жылы ^{207}Pb жана ^{208}Pb ду ^{54}Cr дун ядросу менен бомбалоодон алынган. $^{207}\text{Pb}+^{54}\text{Cr} \rightarrow ^{259}\text{Sg}+2\text{n}$.

^{263}Sg ($T_{1/2}=0,9\text{сек.}$) изотобу А.Гиорсо жана анын кесиптештери тарабынан 1974-жылы ^{249}Cf ди кычкылтектин ^{18}O ядросу менен бомба-лоодон алынган:



ИЮПАП жана ИЮПАКтын жумушчу тобунун бүтүмү боюнча (1993-жылы) 1974-жылы №106-элементти синтездөө боюнча ЯИБИНун жана Беркли-Ливермордун окумуштуулары тарабынан жүргүзүлгөн иштин жыйынтыктары жөнүндө жазылып, жарыкка чыккан макалаларга ылайык синтездөө иштери бир эле мезгилде жана бири-бирине байланышпастан жүргүзүлдү деп белгиленген. Эч жерде колдонулбайт. Сиборгийдин химиялык бирикмелери алынган эмес.

21 SC [Ar]3d¹4s²

44,956

2 8 9 2

Скандий (лат. Scandium) Sc -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин IIIВ тобунун элементи. Катар номери 21, атомдук массасы 44,956. Жаратылышта ^{45}Sc изотобу бар. 1879-

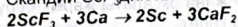
жылы Л.Ф.Нильсон Скандинавия жергесинде гадолинит минералынан бөлүп алынган.

Жер кыртышында массасы боюнча 6·10⁻⁴%ды түзөт. Негизги минералдары болуп: $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ – тортвейтит, $\text{ScPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – стереттит саналат.

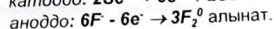
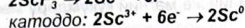
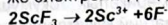
Скандий - күмүш сымалданган саргыч-боз металл. Эки кристаллдык модификациясы бар. Химиялык жактан абдан активдүү. Бирикмелеринде +3, өзгөчө шартта +2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт (ScSO_4 , ScCl_2). $\text{Sc}^0 \rightarrow \text{Sc}^+ \rightarrow \text{Sc}^{2+} \rightarrow \text{Sc}^{3+}$ 6,54; 12,80; 24,75 эВ барабар. Кадимки шартта абада сакталганда оксиддик жука катмар менен капталат (Sc_2O_3). 250⁰С абада кычкылданат. Скандий суу менен аракеттенишпейт. Бирок HCl , H_2SO_4 , HNO_3 кислоталарында жакшы эрийт.

Негизги бирикмелери: ScH_2 – гидрид, ScN – нитриди, ScB_2 , ScB_4 , ScB_{12} – бориддер, Sc_5Si_3 , Sc_3Si_5 , ScSi_2 – силициддер, Sc_2O_3 – кычкылы, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – гидроккычкылы, Sc_2S_3 , Sc_2Se_3 , Sc_2Te_3 – халькогениддер, $\text{Sc}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Sc}(\text{NO}_3)_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{ScOH}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – нитраттар; $\text{Sc}_2(\text{C}_2\text{O}_4)$ – оксалат; $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфаттары бар.

Скандий ScF_3 дин калыбына келтирүүдөн алынат:



же электролиздөөдөн



Скандий самолёт жана ракета жасоодо, радиотехникада, ядролук техникада, ЭЭМ, медицинада колдонулат.

^{38}Sr [Kr]5s²

87,62

2 8 18 8 2

Стронций (лат. *Strontium*) Sr –

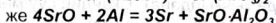
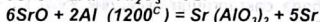
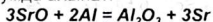
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин IIA тобунан орун алган элемент; катар номери 38; атомдук массасы 87,62. Жаратылышта 4 изотобу бар: ⁸⁴Sr, ⁸⁶Sr, ⁸⁷Sr, ⁸⁸Sr. Алардын ичинен ⁸⁸Sr (82,56%)

жаратылышта кездешет. Радиоактивдүү изотоптору да бар, мисалы ⁹⁰Sr (T_{1/2}=27,7 жыл). Балкып эрүү температурасы 770°C; кайноо температурасы 1375°C. Атомунун электрондук түзүлүшү 5s². Шотландия мамлекетинин кыштагы Строншиандын атына коюлган.

Жер кыртышында (массасы боюнча) 3,4·10⁻²% санда таркалган. Стронций аппатитте, юксопроит ж.б. минералдары түрүндө (20га жакын) кездешет.

Стронций – жумшак, күмүш түстүү ак металл, химиялык касиеттери боюнча кальций менен барийге окшош. Бирикмелеринде II валенттүү. Иондошуу энергиясы Sr⁰ → Sr⁺ → Sr²⁺ → Sr³⁺ 5,69; 10,86; 42,98 эВ барабар. Абада тез кычкылданып 2 түрдүү оксиддерди пайда кылат: SrO жана SrO₂. Абада ысытуудан күйөт. Суу менен аракеттенишет. Жогорку температурада (200 – 400°Cда) H₂, N₂, P, S жана галогендер менен реакцияга кирет. Күчтүү калыбына келтиргич. Көп металлдар (Ag, Al, Ba, Ca, Cd, Mg, Sd, Sn, Zn, Pb ж.б.) менен реакцияга кирип, куймаларды пайда кылат.

Өндүрүштө алюминотермикалык калыбына келтирүү жолу менен вакуумда алынат:

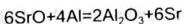


Стронцийдин кендери Россияда, Башкырстанда, Якутияда, Тажикстанда, Англияда, Германияда, Францияда, АКШда, Канадада, Тунисте кездешет.

Стронций электровакуум техникасында, люминофор жана фотоэлементтерди жасоодо пайдаланылат. Sr-Pb-Sn - куймасы аккумуляторлордун батарейкаларынын анодун жана гальваникалык элементтерди (Sr-Cd) даярдоодо колдонулат.

Стронцийдин карбонаты, нитраты жана оксалаты жарык берүүчү ракетанын, октун, снаряддын курамына кирет.

Металлдык стронцийди 1924-жылы америкалык окумуштуу П.Даннер стронцийдин оксидин алюминий же магний күкүмдөрү менен калыбына келтирүүдөн алган.



Ошондой эле 1787-жылы шотландык врач А.Кроуфорд, 1808-жылы англиялык химик Г.Дэвилер металлдык стронцийди алган.

51 Sb [Kr]5s²5p³

121,75

2 8 18 18 5

Сурьма (лат. *Stibium*) Sb -

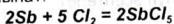
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VA тобунун элементи. Катар номери 51; атомдук массасы 121,75. Кристаллдык сурьма - күмүш сымал көгүлтүр түстөгү металл.

Жаратылыштагы сурьма туруктуу эки изотоптун (¹²¹Sb-57,25% жана ¹²³Sb-42,75%) аралашмасынан турат. Жер кыртышында аз кездешип (5·10⁻⁵%), башка элементтердин арасында 59-орунда турат. Анын 90дон ашуун минералдары белгилүү. Сурьма жалтырагы - Sb₂S₃ (антимонит же стибнит деп да аталат); кермезит 2Sb₂S₃·Sb₂O₃; сервантит (сурьма охрасы) Sb₂O₄; валентинит Sb₂O₃. Сурьма минералдарынын ири кендери Кытай, Мексика, Япония, АКШ, Чехия, Алжир, Россия (Чыгыш Сибирь), Казакстан жана Кыргызстанда табылган.

Кристаллдык сурьманын тыгыздыгы 6,69 г/см³; (суюк түрүндө 6,554 г/см³;) эрүү температурасы 630,5°C, кайноо температурасы 1635-1645°C.; жылуулукту начар өткөрөт жана болуп көрбөгөндөй морт - аны кадимки эле фарфор ступкасында майда порошокко чейин майдалоого болот. Мындан сырткары сурьманын аморфтук модификациясынын 2 түрү: сары жана кара сурьма белгилүү.

Сурьма азот, фосфор жана мышьяктын аналогу, алардан металлдык касиети боюнча айырмаланып турат. Сурьманын атомунун сырткы электрондук түзүлүшү... 5s²5p³. Сурьманын бирикмелери үчүн -3 (SbH₃), +3 (Sb₂O₃) жана +5 (Sb₂O₅) кычкылдануу даражалары мүнөздүү. Иондошуу энергиясы Sb⁰ → Sb⁺ → Sb²⁺ → Sb³⁺ 8,64; 16,5; 25,3 эВ барабар.

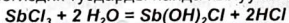
Сурьма кадимки шартта абада эч кандай өзгөрүүлөргө учурабайт. 500°Cдан жогорку температурада күйүп Sb₂O₃кө айланат. Сурьманын порошокун хлор менен толтурулган айнек идишке акырындык менен себелөөдө учкундар пайда болуп, идиш сурьманын ак түстөгү пентахлориди алынат:



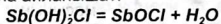
Суутек менен түздөн-түз аракеттенишпейт. SbH₃ - стибин (гидрид) кыйыр жол менен гана алынат. Ал эми кычкылтек менен үч түрдүү оксидди пайда кылат: Sb₂O₃ (буга сурьмалуу кислота H₃SbO₃ жана антимонит туздары), Sb₂O₄ (+3 жана +5 кычкылдануу даражасындагы оксиддеринин аралашмасы) жана (Sb₂O₅ - сурьма

кислотасы жана антимонат туздары туура келет). H_3SbO_4 -сурьма кислотасы Na_3SbO_4 - натрийдин антимонат тузу.

+3 кычкылдануу даражасындагы туздары эритмеде күчтүү гидролизге учурап, негиздик туздарды пайда кылуу менен ажырашат:



Алар (негиздик туздар) сууну бөлүп чыгаруу менен антимонил (стибил) – SbO^+ катионуна айланышат:



Сурьма өндүрүштө эки түрдүү ыкмалар менен өндүрүлөт. Пирометаллургиялык ыкмада (жогорку температурада) кендеги сурьманын сульфиддери (Sb_2S_3) же кычкылдары (Sb_2O_3 , Sb_2O_5) түрүндөгү байытылган концентраты темир күкүмү менен калыбына келтирилет да «черновой» металл алынат, ал эм гидрометаллургиялык ыкмада концентрат жегич-сульфид эритмесине – Na_3SbS_3 кө айландырылат да электролиздөө менен «катоддук» металл алынат. Эки ыкма менен тең алынган металл рафинаждоодо аркылуу СУ-0, СУ-00, СУ-1, СУ-2 маркасындагы тазалыкка чейин иштетилет. Кыргыз сурьмасын өндүрүүдө жогорудагы эки ыкма пайдаланылат. Ал тазалыгы жагынан дүйнөлүк эталон катары белгиленген.

Таза сурьманын негизги керектөөчүсү болуп типография тармагы саналат. Сурьманын балкымасы көпчүлүк металлдардан айырмаланып катый баштаганда чексиз кеңейүүгө жөндөмдүү болгондуктан андан куюлган типографиялык ариптер матрицанын (калыптын) формасын ушунчалык чоң тактыкта кайталайт да, басылмаларды андай ариптерде басуу жогорку сапатта аткарылат. Бул сапатка 20-23% сурьмадан жана калган бөлүгү коргошун менен калайдан турган – *гарт* деп аталган куйма жооп берет. Сурьманын куймасынын дагы бир түрү – *бэббиттер* (Sb, Cu, Sn) сүрүлүүгө узакка чейин чыдамдуу болгон подшипниктерди даярдоодо пайдаланылат. Сурьманын цезий менен болгон куймасынан өзгөчө сапаттагы фотоэлементтер даярдалат. Сурьманын Ga жана In менен болгон бирикмелери эң сонун жарым өткөргүчтөр болуп саналат. Сурьманын күкүрттүү бирикмелери кездемелерге отко чыдамдуулукту бере турган аралашмалар катары колдонулат. Пиротехника жана каучук өндүрүшү да (резинага кызыл түстү берген толтургуч зат катары) сурьманын ири керектөөчүлөрү болуп эсептелет.

1
 H_{1s}^1
1,0080
1

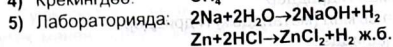
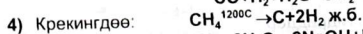
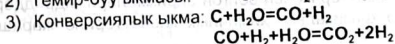
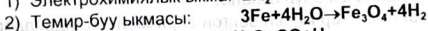
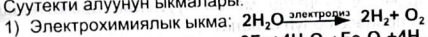
Суутек (лат. *Hydrogenium*) **H** –
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 1-
мезгилинин IА тобунун элементи, атомдук массасы
1,0080. Катар номери 1. Суутекти 1766-жылы
Г.Кавендыш изилдеп, «күйүүчү аба» деп атаган.
1787-жылы А.Лавуазье бул зат өзүнчө элемент

экинин аныктап, аны «Hydrogenium – сууну пайда кылуучу» деп
атаган. Суутек жаратылышта кеңири таралган элемент. Эркин түрүндө
суутек аябай аз санда вулкан жарылганда жана жаратылыш
газдарында кездешет. Атмосферанын астынкы катмары, 50 км
бийиктикте суутек өтө аз санда кездешип атмосферанын 3%ын
(көлөмү боюнча) түзсө, ал эми 100 км бийиктикте 95%ын түзөт.
Суутектин жеңилдигине карап аны адегенде флогистон деп кабыл
алышкан. Суутек O, C, S, N, Cl, кээде P, I, Br жана башка
элементтердин, суунун, туздардын, кислоталардын, нефтинин
курамында, өсүмдүк жана жаныбарлардын организминде кездешет.

Суутектин 3 изотобу бар: протий – 1_1H , дейтерий – 2_1H же 2_1D жана
тритий – 3_1H же 3_1T . Протий жана дейтерий – стабилдүү изотоптору;
тритий изотобу - радиоактивдүү ($T_{1/2}=12,262$ жыл). Жасалма жол
менен алынган 4_1H жана 5_1H изотоптору белгилүү, бирок алар туруксуз
келишет.

Америкалык окумуштуулар 1932-жылы Г.Юри, Ф. Брикведде
жана Г. Мэрфи спектроскопиялык ыкма менен суутектин оор изотобу
дейтерийди аныкташкан. Бул табылган изотоптун аты дейтерий -
«дейтерос» грекчеден экинчи же башка дегенди түшүндүрөт.
Массалык саны үчкө барабар болгон изотобу - тритий грекчеден
«тритос» – үчүнчү дегенди билдирет. Тритий 1934-жылы М.Олифанта,
П.Гартек жана Э.Резерфорд тарабынан ачылган.

Суутекти алуунун ыкмалары:



6) Өнөр жайда: а) суунун электролизинен; б) туздардын суудагы
эритмесин электролиздөөдөн алынат.

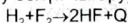
Суутек – түссүз, даамсыз, жытсыз, абадан 14,5 эсе жеңил газ.
Суутек башка газдарга салыштырмалуу мейкиндикте тез таралат,
жылуулукту жакшы өткөрөт жана тоскоолдуктарга карабай жеңил
диффузияланат.

Суутектин диффузиялануу жөндөмдүүлүгү температурага түз пропорционалдуу. Молекулалык суутектин эки модификациясы: орто суутек (o-H₂) жана пара суутек (p-H₂) болгон абалдары кездешет. Орто суутектин (o-H₂) молекуласындагы эки электрондук спиндеринин багыты (↑↑) параллель (жарыш) болот. Ал эми пара суутектик (p-H₂) молекуласындагы эки электрондун спиндери (↑↓) карама-каршы багытта болот.

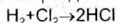
Суюк суутек – түссүз суяктук, катуу суутек – кар сыяктуу масса.

Суутектин молекуласы (H₂) коваленттик байланыш аркылуу бириккен 2 атомдон турат. Молекулалык суутектин эрүү температурасы 259,1°K, кайноо температурасы 252,6°K. Газ абалында тыгыздыгы 0,0899г/л (0°С, 1 атмосфера); суюк абалында 70,8г/л (253°K) жана катуу абалында тыгыздыгы 80,7г/л (262°K). 20°С сууда 0,0182 мл/г (1 атмосфера), 1,785 мл/г (100 атмосфера), 8,328 мл/г (500 атмосфера) эрийт. Суутектин атомунун электрондук түзүлүшү 1S¹.

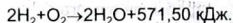
Химиялык бирикмелерде суутек ар дайым I валенттүү. Иондошуу энергиясы H⁰→H⁺ 13,595 эВ барабар. Суутектин төмөнкү температурада реакцияга кирүү жөндөмдүүлүгү аз жана инерттүү. Суутек фтор менен кадимки шартта реакцияга кирип фтордуу суутекти жана жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт:



Хлор менен күндүн нурунун таасиринен реакцияга кирип хлордуу суутекти жана жарылууну пайда кылат. Мындай реакция фотохимиялык реакция деп аталат:



Кычкылтек менен аракеттенишип сууну жана 285,75 кДж жылуулукту бөлүп чыгарат. Мындай реакция экзотермикалык реакция деп аталат.

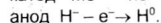
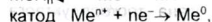
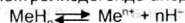


Калган бардык элементтер менен суутектин аракеттенишүүсү эндотермикалык процесс болуп саналат.

Суутектин элементтер менен болгон бирикмелери гидриддер деп аталат. Гидриддер физикалык, химиялык касиеттерине жараша үч топко бөлүнөт:

1. Туз сымал гидриддер.
2. Металл сымал (металлдык) гидриддер.
3. Учма гидриддер.

1. Туз сымал гидриддер – иондук бирикмелер, байланышынын мүнөзү иондук. М.: NaH, KH, CaH₂, BaH₂ ж.б. Балкып эриген эритмелерин электролиздегенде аноддо суутек бөлүнөт:



2. Металл сымал (металлдык) гидриддер – химиялык байланышынын металлдык байланышка жакын болгон заттар. Металлдык байланышты пайда кылууга суутектин электрондору катышат. Металл сымал (металлдык) гидриддер эки топко бөлүнөт:

- 1) Өтмө гидриддер.
- 2) Металлдык гидриддер.

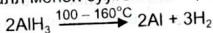
Өтмө гидриддер – туз сымал, металлдык гидриддердин касиеттерин көрсөтөт. М.: ScH_3 , TiH_4 ж.б.

Металлдык гидриддер – суутектин металлдардагы катуу эритмелери. М.: CrH_2 , MnH_2 , FeH_2 ж.б.

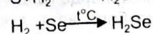
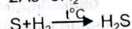
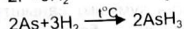
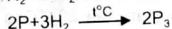
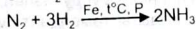
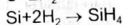
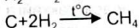
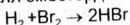
3. Учма гидриддер – эки топко бөлүнөт:

- 1) Учма өтмө гидриддер;
- 2) Учма гидриддер.

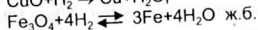
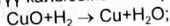
Учма өтмө гидриддер – полимердик заттар. Мындай гидриддерди амфотердүү касиетти көрсөткөн металлдар пайда кылат. Полимерлешүү – суутек байланышынын эсебинен пайда болот. Ысытканда металл менен суутекке ажырап кетет.



Учма гидриддер – мезгилдик системанын IV, V, VI, VII тобунан орун алган металл эместердин суутектүү бирикмелери.



Суутек күчтүү калыбына келтиргич:



Суюк суутек - эң эле жеңил суюктук, ал суудан 14 эсе жеңил. Суутек менен толтурулган стратостаттын (сыйымдуулугу 25 миң м³) жардамы менен советтик навигаторлор 1933-жылы 19 км бийиктикке көтөрүлүшкөн.

Суутек эл чарбасынын бардык тармактарында: аммиакты, азот, күкүрт, туз ж.б. кислоталарды алууда, калыбына келтиргич катарында, металлдарды ширетүүдө, кесүүдө, майларды алууда, ракеталык отун катары, спирттерди өндүрүүдө кеңири колдонулат.

$^{80}\text{Hg}[\text{Xe}]5d^{10}6s^2$

200,59

2 8 18 32 18 2

Сымап (лат. *Hudrargurum*) Hg – Д.И.Менделеевдин 6-мезгилинин IIB тобунун элементи, катар номери 80, атомдук массасы 200,59. Табыгый сымап массалык сандары ^{196}Hg ,

^{198}Hg , ^{199}Hg , ^{200}Hg , ^{201}Hg , ^{202}Hg , ^{204}Hg болгон жети туруктуу изотоптун аралашмасынан турат жана алардын ичинен кеңири тараганы ^{202}Hg (29,8%) болуп саналат. Сымап жер кыртышынын (массасы боюнча) 8·10⁻⁶%ын түзүп, башка элементтердин арасында араң гана 66-орунда тургандыктан, ал чачыранды элементтердин катарына кирет.

Сымаптын маанилүү минералы болуп киноварь – HgS саналат. Ири кендери Россияда (Донбасс, Сибирь) жана Орто Азияда, Кыргызстандын Хайдаркен аймагында табылган.

Сымап сууда, абада, өсүмдүк жана жаныбарлардын денесинде, таш көмүрдө, нефтиде жана жаратылыш газынын курамында ар түрдүү санда кездешет.

1759-жылы Браун кар менен азот кислотасынын аралашмасынын жардамында сымапты тоңдуруп, ал көгүш-күмүш түстөгү металл экендигин, созулгучтугун, чокулгучтугун, көп түрдүү формага айланууга жөндөмдүү экендигин аныктаган. Эгерде сымапты суюк азотко же катуу көмүр кычкыл газы менен эфирдин аралашмасында тоңдуруп балка жасаса тактайга мык кагууга жарай тургандыгы аныкталган. Сымаптын тыгыздыгы 13,46 г/см³ барабар (осмий менен иридийден) кийинки орунду ээлейт. Температуранын жогорулашы менен анын тыгыздыгы төмөндөйт. Мисалы: 20°C 13,46 г/см³ болсо, 1300°Cда 7,8 г/см³, ал эми 39,9°Cда 14,193г/см³ болот. Жылуулукту жана электр тогун күмүшкө салыштырмалуу 50 эсе начар өткөрөт. Ысытуудан байкаларлык кеңейгендиктен температураны өлчөө үчүн термометрлерде колдонулат.

Сымап үч агрегаттык абалда боло алат: суюк, катуу жана газ. Температура жогорулаган сайын сымаптын бууланышы күчөйт. Газ түрүндөгү сымап жытсыз, түссүз келип организм үчүн өтө зыяндуу. Сымаптын газ түрүнө айланышынын негизинде **меркурнализм** оорусу пайда болот.

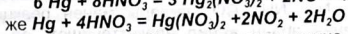
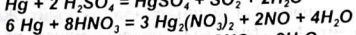
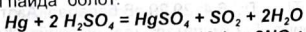
Сымап көп металлды эритүүгө жөндөмдүү, мисалы 18-25°Cда индий жана таллий 40%дан жогорку санда эрийт. Жаратылышта сымап алтын, күмүш жана палладий менен суюк же катуу амальгама түрүндө кездешет, мисалы: Ag₁₂Hg (13,4% Hg), Ag₃₂Hg, Ag₃₆Hg же Ag₂Hg₃; Au-Hg; Pd-Hg. Кээде амальгаманын курамындагы алтын менен палладийдин саны 34-44,4%га чейин жетет. Ошондуктан жаратылыштагы амальгама баалуу металлдарды алууда негизги сырьёлорунун бири болуп эсептелет.

Электрохимиянын өнүгүшү менен сымаптын катод катарында колдонулушунун натыйжасында электролиз жолу менен көп металлдарды (Mg, Ca, Sr, Al, Zn, Na, Ra, Ti, Zr, U), ошондой эле өтө эле таза металлдарды (тазалыгы 99,999999%ке чейин) алууга жетишилди.

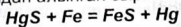
Сымаптын атомунун түзүлүшү ...5d¹⁰6s²ни көрсөтөт. Сымап бирикмелеринде II валенттүүлүктү эле эмес шарттуу түрдө I валенттүүлүктү да көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: $Hg^0 \rightarrow Hg^+ \rightarrow Hg^{2+}$ 10,33; 18,75; 32,43 эВ барабар. Кычкылтек менен чала кычкылы - Hg_2O , кычкылы - HgO жана пероксиди - HgO_2 берет. Алардын ичинен (Hg_2O) чала кычкылы туруктуу келип эки түрдүү формада (кызыл жана сары түстөгү) болот.

Галогендер менен аракеттенишет. Бирок хлордуу сымап - Hg_2Cl_2 (каломель) жана хлор сымап - $HgCl_2$ (сулема) кыйыр жол менен алынат. Каломель электроддордо пайдаланылат. Сулема өтө күчтүү уу зат болгондуктан, эритме түрүндө айыл-чарба өсүмдүктөрдүнүн уруктарын дарылоочу жана дезинфекциялоочу каражат катары колдонулат. Каломель сулемадан айырмаланып уулуу эмес.

Сымап металлдардын чыңалуу катарында суутектен кийин жайгашкандыктан, суутекти кислоталардан сүрүп чыгара албайт, концентрацияланган азот жана күкүрт кислотасында эрийт. Сымап ашыкча алынган учурда Hg_2^{2+} , кислота ашыкча алынган учурда Hg^{2+} туздары пайда болот:



Сымап табигый бирикмелеринен өзүнө караганда активдүү металлдар менен калыбына келтирүү жолу менен бөлүнүп алынат. Мындан алынган сырьё бир нече жолу буулантуу менен тазаланат:



Республикадагы Хайдаркен сымап комбинатынын продукциясы тазалыгы боюнча дүйнөлүк эталон болуп саналат.

Лабораторияда: $2 HgO (t^{\circ}C) \rightarrow 2Hg + O_2$ менен алынат.

Көптөгөн километрге созулган атмосфералык абанын басым мамычасын бийиктиги бар болгону 760 мм болгон сымап мамычасы менен теңөөгө болот. Ушул касиетине негизделип көптөгөн приборлор (барометр, ареометр ж.б.) жасалат. Сымаптын чоң термикалык кеңейүү коэффициенти аны түрдүү термометрлерде колдонууга мүмкүндүк берет.



$81\text{Tl}[\text{Xe}]6s^26p^1$

204,37

2 8 18 32 18 3

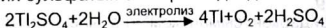
Таллий (лат. *Thallium*) **Tl** –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIA тобунун элементи, катар номери 81, атомдук массасы 204,37. Таллийдин жаратылышта эки туруктуу изотобу бар.

^{203}Tl (29,50%) ^{205}Tl (70,50%) турат. Андан тышкары радиоактивдүү 4 изотобу кездешет: ^{206}Tl ($T_{1/2}=4,19$ мин), ^{207}Tl ($T_{1/2}=3,79$ мин), ^{208}Tl ($T_{1/2}=3,1$ мин), ^{210}Tl ($T_{1/2}=1,82$ мин). Уран, торий жана актинийдин радиоактивдүү минералдары менен бирге кездешет. Таллийди 1861-жылы У.Крукс ачкан.

Жер кыртышында массасы боюнча $3 \cdot 10^{-4}\%$. Марказит, сфалерит, вюрцит, галенит, пирит минералдарынын курамында кездешет. Таллий – бозомтук күмүш түстөгү ак металл, абада тез кычкылданат. Атмосфералык басымда таллий металлынын эки кристаллдуу модификациясы α жана β формасы бар. Андан сырткары жогорку басымда γ формасы да пайда болот. Химиялык бирикмелеринде 1, 3 валенттүү болушат. 1 валенттүү бирикмелери туруктуу келип, алардын касиеттери жегич металлдарга окшош болот. Таллийдин иондошуу энергиясы: $\text{Tl}^0 \rightarrow \text{Tl}^+ \rightarrow \text{Tl}^{2+}$ 6,4; 29,29 эВ барабар. Азот, күкүрт кислоталарында жакшы эрийт. Туз кислотасында аз эрийт. Жегичтер менен аракеттенишпейт. N_2 , NH_3 , CO_2 заттары менен реакцияга кирбейт. Галогендер менен абдан жеңил аракеттенишет, ал эми күкүрт жана фосфор менен ысытканда гана аракеттенишет.

Таллий түстүү металлдардын сульфиддик кендерин иштетүүдөн же таллий сульфатын электролиздөөдөн алынат.



Таллий амальгамаларды даярдоодо катализатор катарында, галогендеринин монокристаллдары оптикалык приборлорду, карбонаттары оптикалык айнектерди, сульфиди фото элементтерди жасоодо колдонулат. Таллийдин жана анын бирикмелери уулуу.

$73\text{Ta}[\text{Xe}]5d^36s^2$

180,948

2 8 18 32 11 2

Тантал (лат. *Tantalium*) **Ta** –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин VB тобунда жайгашкан элемент. Катар номери 73, атомдук массасы 180,948. Жаратылышта 2 изотобу бар: туруктуу

^{181}Ta (99,9877%) жана радиоактивдүү ^{180}Ta (0,0123%, $T_{1/2}=10^{12}$ жыл). Танталды 1802-жылы швед химиги А.Г.Экеберг ачкан. Элементтин аты байыркы грек мифологиясындагы Тантал баатырга арналган. Касиеттери боюнча ниобийге окшош. Жер кыртышында массасы боюнча $2,5 \cdot 10^{-4}\%$. Негизги минералдары: танталиттер-колумбиттер ниобат $(\text{Fe}, \text{Mn})(\text{Nb}, \text{Ta})\text{O}_6$, лопарит $(\text{Na}, \text{Ce}, \text{Ca}, \text{Sr})(\text{Nb}, \text{Ti}, \text{Ta})\text{O}_6$, микролит $(\text{Na}, \text{Ca})_2(\text{Ta}, \text{Ti})_2\text{O}_6(\text{F}, \text{OH})$.

Тантал - көгүлтүр - боз түстөгү ийилгич, жеңил, иштетүүгө ыңгайлуу металл; тыгыздыгы $16,6 \text{ г/см}^3$ (20°C); эрүү температурасы 2996°C ; кайноо температурасы 5300°C . Касиеттери тазалыгына, курамына жараша болот. Н, N, O жана C сыяктуу кошундулар металлды морт кылат.

Тантал абада туруктуу, 280°C да гана кычкылдануусу башталат. Кадимки температурада атомардык суутекти (H), 250°C да молекулалык суутекти (H_2) сиңирип алат. F_2 менен кадимки температурада, Cl_2 , Br_2 , I_2 , S, N_2 менен $250\text{-}500^\circ\text{C}$ да реакцияга кирет. Ошондой эле ысытканда башка элементтер менен да аракеттенишет. Кислоталарга жана агрессивдүү заттарга өтө туруктуу, ошондуктан тантал металлдын дат баспайт. Тантал бирикмелерде (V) валенттүү, төмөнкү валенттүү (II, III, IV) бирикмелери да кездешет. Иондошуу энергиясы $\text{Ta}^0 \rightarrow \text{Ta}^+ \rightarrow \text{Ta}^{2+} \rightarrow \text{Ta}^{3+}$ 7,88; 16,2; 22,27 эВ барабар. Танталдын белгилүү бирикмелеринин бири - Ta_2O_5 кислоталык кычкыл, анын эки модификациясы бар: төмөнкү температурада α -формасы жана жогорку температурада β -формасы жашайт. Тантал кислотасына $x\text{Ta}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ формуласы туура келет. Тантал кислотасынын туздарынын эң жөнөкөйлөрү болуп щелочтуу металлдардын ортотанталаттары (Me_3TaO_4) эсептелет.

Галогендер, бор, кремний жана фосфор менен аракеттенип бориддерди, силициддерди, фосфиддерди, галогениддерди пайда кылат. Тантал өнөр жайда танталит-колумбит $(\text{Fe}, \text{Mn})[(\text{Ta}, \text{Nb})\text{O}_3]_2$ кендерин калыбына келтирип, тазалоо ыкмасы менен алынат.

Тантал электрондук техникада, химиялык аппаратураларды жасоодо, медицинада, конденсаторлорду, электрондук лампаларды, жылуулук алмаштыргычтарды, лабораториялык идиштерди алууда, жасалма жиптерди өндүрүүдө (фильерлер) ж.б. колдонулат.

^{52}Te $[\text{Kr}]5s^25p^4$

127,60

2 8 18 18 6

Теллур (лат. Tellurium) – Te –

Д.И.Менделеевдин – мезгилдик

системасынын 5-мезгилинин VIA

тобунда жайгашкан элемент; катар

номери 52 атомдук массасы 127,60.

Жаратылышта туруксуз 8 изотоптон:

^{120}Te ; ^{122}Te - ^{130}Te турат. Кеңири тараган изотоптору ^{128}Te (31,79%)

жана ^{130}Te (34,48%). Жасалма радиоактивдүү изотопторунан ^{127}Te ($T_{1/2}=105$ күн) жана ^{129}Te ($T_{1/2}=33,5$ күн) белгилүү.

Теллурду 1782-жылы Ф.Мюллер фон Рейхенштейн ачкан. 1798-жылы М.Клапрот тарабынан ачылган элементти, Жерге арнап теллур деп атаган. Жер кыртышынын (массасы боюнча) $1 \cdot 10^{-6}\%$ ын түзөт. Теллур жаратылышта калаверит AuTe_2 , креннерит $(\text{Au}, \text{Ag})\text{Te}_2$, гессит Ag_2Te , тетрадимит $\text{Bi}_2\text{Te}_3\text{S}$, теллуrowисмутит Bi_2Te_3 , теллуриит TeO_2 ж.б. минералдары түрүндө кездешет.

Теллур - бозомук-ак түстүү, металлдык жалтырактыгы бар, морт металл; полиморфтуу түрлөрү жок; 1400°C да диссоциацияланат; теллур - жарым өткөргүч. Иондошуу энергиясы $\text{Te}^0 \rightarrow \text{Te}^+ \rightarrow \text{Te}^{2+} \rightarrow \text{Te}^{3+}$ 9,01; 18,6; 31,0 эВ барабар.

Химиялык бирикмелерде +2, +4 жана +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Кадимки шартта абада жана кычкылтектте туруктуу. Ысытканда кычкылтектте көгүлтүр жалын менен күйүп, TeO_2 кычкылын пайда кылат. Галогендер менен төмөнкү температурада реакцияга кирет (йод менен нымдуу шартта). Ал эми H_2 , N_2 , C жана S теллурга таасир этпейт. Теллур селен менен суюк да, катуу да эритмелерди пайда кылат. Ысытканда металлдар менен жеңил реакцияга кирип, теллуриддерди пайда кылат. Азот кислотасында жана падыша арагында жакшы эрийт, туз кислотасында жана жегичтерде жай эрийт.

Теллурдун белгилүү бирикмелери: кычкылдары - TeO_2 , TeO_3 , TeO ; галогениддери - TeCl_4 , TeBr_4 , TeI_4 , TeF_4 , TeF_6 , TeCl_2 , ReBr_2 ; суутектүү теллур H_2Te ; кислоталары - H_2TeO_3 , H_6TeO_6 ; кислоталарынын туздары - Ag_6TeO_6 , Hg_3TeO_6 , $\text{Na}_2\text{TeO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; органикалык бирикмелери: теллуromеркаптандар - RTeSH ; диалкилтеллуриддер - R_2Te ж.б.

Теллур коргошундун, жездин, цинктин кендеринен аларды өндүрүүдө кошо алынат.

Теллур жарым өткөргүч техникасында, коргошун өндүрүшүндө сапаттуу коргошунду алууда, резинаны вулканизациялоодо, айнек, керамика өнөр жайында, боёк өндүрүүдө колдонулат. Ал эми бирикмелеринен Na_2TeO_3 жана K_2TeO_3 микробиологияда, медицинада дифтерия оорусун аныктоодо колдонулат.

^{26}Fe [Ar]3d⁶4s²

55,847

2 8 14 2

Темир (лат. *Ferrum*) **Fe** -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи, катар номери 26, атомдук массасы 55,847. Аты санскрит жана байыркы индия тили

боюнча «жел» - кыргызча «жаркырак», латынча *ferrum* - катуу, бекем дегенди билдирет.

Сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү – $3d^6 4s^2$; иондошуу энергиясы: $Fe^0 \rightarrow Fe^+ \rightarrow Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ 7,81; 16,18; 30,64 эВ барабар. Темир -жалтылдаган күмүштөй ак металл; алюминийден бир аз катуу, бирок күмүш менен алтынга салыштырмалуу жумшак келет. Литосферада таркалышы боюнча 5,1%ды түзүп, металлдардын ичинен алюминийден кийинки 2-орунда турат. Жаратылышта ар түрдүү минералдар түрүндө кездешет. Тирүү организмдердин ткандарында, гемоглобиндин курамында болот. Күндө, Сатурнда, кометаларда жана метеориттердин курамында өтө көп болоору аныкталган. Темир эркин түрүндө кездешкендиктен, адамдарга байыркы убактан бери белгилүү металлдардын бири болуп саналат.

Негизги минералдары болуп магниттүү темир же магнетит - Fe_3O_4 же $(Fe_2O_3 \cdot FeO)$ же $Fe_2[FeO_4]$, кызыл темир же гематит - Fe_2O_3 , күрөң темир - $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, сидерит - $FeCO_3$ эсептелет. Темир полисиликаттар түрүндө да кеңири таралган, мисалы, шамуазит - $3(2FeO \cdot Si_2)(6FeO \cdot Al_2O_3) \cdot 12H_2O$, кнебелит - $(MnFe)SiO_4$, оливин - $Fe_2SiO_4 \cdot MgSiO_4$; авгит - $FeSiO_3$; FeS_2 - күкүрттүү колчедан (пирит, марказит); $mFeS \cdot nFe_2S_3$ - магниттүү колчедан; $FeTiO_3$, - титандуу темирде, $Fe(PO_4)_2 \cdot 8H_2O$ - вивианитте 50%ке чейин темир болот.

Темирдин 4 модификациясы бар: α -Fe, β -Fe, γ -Fe жана δ -Fe. Алардын ичинен α -Fe магниттик касиетке ээ. Темирдин атомунун кристаллдык торчосу 2 түр өзгөрүштө: α -Fe жана β -Fe болот.

Темирдин физикалык касиети анын тазалыгына байланыштуу: курамында S, N, C O, H ж.б. эң аз санда болсо, металлдык касиетин абдан кеңири интервалда өзгөртөт. Аталган аралашмалар массасы боюнча 0,01% тен аз болгондо темирдин балкып эрүү температурасы $1539^\circ C$, кайноо температурасы $3200^\circ C$ га жакын; тыгыздыгы $7,8 \text{ г/см}^3$; жылуулук өткөрүмдүүлүгү $0,177 \text{ ккал/см} \cdot \text{сек} \cdot \text{град}$ ($25^\circ C$), катуулугу $35-45 \text{ кг/мм}^2$ (Бринель боюнча); үзүлүү бышыктыгы $17-21 \text{ кг/мм}^2$.

Темир өзгөрүлмө валенттүү: ага Fe^{+2} жана Fe^{+3} мүнөздүү, бирок ал Fe^{+4} , Fe^{+5} , Fe^{+6} валенттүлүктү да пайда кылышы мүмкүн.

Темир массалык саны ^{54}Fe ; ^{56}Fe (негизгиси); ^{57}Fe жана ^{58}Fe болгон төрт туруктуу изотоптон турат. ^{56}Fe (94,68%) изотобу кеңири таралган. Бул изотоптун атомунун ядросу 26 протондон жана 30 нейтрондон турат.

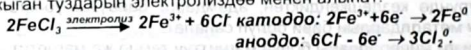
Темирдин бирикмелери туруктуу. Темир металл эместер менен реакцияга кирип, оксиддерди: FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , хлориддерди: $FeCl_2$, $FeCl_3$, сульфиддерди: FeS , Fe_2S_3 , FeS_2 көмүртек менен карбиддерди: Fe_3C ж.б., суутек менен гидриддерди FeH , FeH_2 , FeH_3 , FeH_6 пайда кылат.

Жогорку температуранын таасиринде кремний жана фосфор менен кошулуп силициддерди жана фосфиддерди пайда кылат.

Темир бирикмелеринин ичинен кеңири тараганы - Fe_2O_3 . Анын үч модификациясы: α - Fe_2O_3 (парамагниттүү), β - Fe_2O_3 жана δ - Fe_2O_3 (ферромагниттүү) белгилүү.

Темир кислоталарда эрип, комплекстик бирикмелерди берет. Таза темир анын туздарынын сууда эриген эритмесин электролиздөө жолу менен же кычкылдарын жана темир кендерин калыбына келтирүү жолу менен алынат.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$. өзгөчө таза темирди абасыз ысытуу менен (темирдин пентакарбонилин): $\text{Fe}(\text{CO})_5 \rightarrow \text{Fe} + 5\text{CO}$; темирдин балкыган туздарын электролиздөө менен алынат:



Техникада куйма түрүндө кеңири колдонулат. Мисалы, көмүртек, хром, никель ж.б. менен болгон куймалары.

Организмдеги кычкылтек алмашуу жана кычкылдануу процесстерине кандагы гемоглобиндин негизги компонентин түзүү аркылуу катышат.

Темир оңой магниттелет жана магнитин жоготот, ошондуктан темирдин куймаларынан машиналардын жана электр кыймылдаткычтарынын тетиктери даярдалат.

65 Tb $[\text{Xe}]4f^9 6s^2$

158,9254

2 8 18 27 8 2

Тербий (лат. *Terbium*) Tb - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тубунан орун алган элемент. Катар номери 65, атомдук массасы 158,9254. Тербийдин массалык

сандары ^{146}Tb - ^{164}Tb болгон 19 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{159}Tb болгон бир гана изотобу табылган. Тербий жер кыртышында $1,5 \cdot 10^{-4}\%$ массалык санда кездешет. Тербийдин туздары күлгүн түстө болот деген Мозандердин аныктаган аныктамасы бекемделген.

Тербий - күмүш түстөгү ак металл; балкып эрүү температурасы 1356°C ; кайноо температурасы 2800°C ; бирикмелеринде +3 жана +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы -2,39 га барабар; тербий активдүү металл; тербий элементинин электронунун жайгашуусу $\dots 4f^9 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^9 6s^2$.

Тербийдин бирикмелери айнектерди, лактарды, люминофорлорду өндүрүүдө, ошондой эле радиоизотоптук индикатор катарында колдонулат.

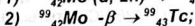
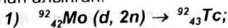
^{43}Tc [Kr]4d⁵5s²

98,9062

2 8 18 13 2

Технеций (лат. *Technecium*) Tc - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин VIII тобунун элементи, катар номери 43, атомдук массасы 98,9062; радиоактивдүү элемент.

Ал жасалма жол менен ядролук реакциянын натыйжасында 1937-жылы америкалык физик Э.Д.Сегре жана италиялык химик К.Перье тарабынан алынган:



Технецийдин 15 изотобу бар: ^{92}Tc - ^{105}Tc , ^{107}Tc . Изотопторунун негизгиси ^{99}Tc ($T_{1/2}=2,12 \cdot 10^5$ жыл). Атомунун сырткы электрондук түзүлүшү: Tc [Kr] 4d⁵5s²; иондошуу энергиясы: $\text{Tc}^0 \rightarrow \text{Tc}^+ \rightarrow \text{Tc}^{2+}$ 7,28; 15,26; 31,9 эВ барабар.

Технеций жаратылышта молибден, ниобий жана рутенийдин минералдары менен бирге кездешет.

Металлдык технеций - күмүш түстөгү ак металл, тыгыздыгы 11,487 г/см³, атомдук радиусу 1,358Å, иондук радиусу Te^+ 0,56Å; балкып эрүү температурасы 2140°C; кайноо температурасы 4600°C.

Технеций -1ден +7ге чейинки кычкылдануу даражасын көрсөтүп, электрохимиялык күчү боюнча Mn менен Редин ортосунда турат.

Металлдык технеций концентрацияланган жана суюлтулган HClда эрибейт; ренийден айырмачылыгы H₂O₂ жана NH₄ОНтын эритмесинде эрибейт. Падыша арагы менен оңой аракеттенет. Технеций кычкылтек менен оксиддерди: Tc₂O₇, TcO₂; галогендер менен галогениддерди TcX₆, TcX₅, TcX₄; күкүрт менен сульфиддерди Tc₂S₇, TcS₂ пайда кылат.

Жаратылыштагы кошулмасы пертехнатаммоний - (NH₄TcO₄) кызылгылт түстө.

Технецийди аналитикалык аныктоодо полярографиялык жана гравитациялык ыкмалар колдонулат.

Технеций металлдарды коррозиядан сактоо үчүн ингибитор; реакторлордун корпустарын даярдоодо конструкциялык материал катары колдонулат. Технецийдин башка металлдар менен болгон куймалары мыкты электр-өткөргүч, бирок алардын кеңири колдонулушуна технецийдин радиоактивдүүлүгү тоскоолдук кылат.

22 **Ti** $[Ar]3d^24s^2$

47,90

2 8 10 2

Титан (лат. *Titanium*) **Ti** -

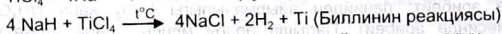
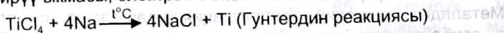
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилдин IVB тобунун элементи, катар номери - 22, атомдук массасы 47,90. Жаратылышта 5 туруктуу изотобу бар: ^{46}Ti , ^{47}Ti , ^{48}Ti , ^{49}Ti жана ^{50}Ti .

Атомунун сырткы катмарынын электрондук түзүлүшү $3d^24s^2$. Жер кыртышында (массасы боюнча) $6 \cdot 10^{-1}\%$ санда титан бар. Титан таралышы боюнча Al, Fe, Si ден кийинки 4-орунду ээлейт. Титандын бар экенин 1795-ж. М.Клапрот айткан, бирок 1925-жылы Ван-Аркель менен де Бур TiI_4 ажыратып таза титанды алышкан. $\text{TiI}_4 = \text{Ti} + 2\text{I}_2$ Жаратылышта таза түрүндө кездешпейт. Рутил, анатаз, брукит, ильменит, перовскит, лопарит, сфен (титанит) сыяктуу минералдар түрүндө кездешет.

Титан - күмүш түстүү, ак металл; балкып эрүү температурасы 1688°C , кайноо температурасы 3260°C , тыгыздыгы - $4,5\text{г/см}^3$, коррозияга өтө туруктуу, абдан бекем, ийилгич болот.

Титан II, III, IV валенттүүлүктү көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: $\text{Ti}^0 \rightarrow \text{Ti}^+ \rightarrow \text{Ti}^{2+} \rightarrow \text{Ti}^{3+} \rightarrow \text{Ti}^{4+}$ 6,82; 13,57; 27,47; 43,0 эв барабар. Титанды ысытканда кычкылтекте күйүп TiO_2 ни пайда кылат. O_2 , N_2 , H_2 , C, менен катуу эритмелерди пайда кылат. Суутек менен TiH_2 гидридди, азот менен нитридди TiN , көмүртек менен карбидди TiC , кремний менен TiSi , TiSi_2 , TiSi_3 силициддерди, бор менен бориддерди - TiB , TiB_2 , Ti_2B_5 , күкүрт менен сульфиддерди TiS , Ti_2S_3 , TiS_2 пайда кылат. Ti^{4+} иону $[\text{TiO}_3]^{2-}$, $[\text{TiF}_6]^{2-}$, $[\text{TiCe}_6]^{2-}$, $[\text{Ti}(\text{SO}_4)_3]^{2-}$ ж.б. аниондорду берет.

Титанды алуунун жолдору көп: натрий, кальций менен калыбына келтирүү ыкмасы, электролиз ж.б.



Титан конструкциялык материал, куймаларды алуу, радио-электроника, боёкторду алууда, самолет, ракета, темир жол техникаларында колдонулат. Титан организмдердин жашоо тиричилигинде белгилүү мааниге ээ болуу менен иммуногенез процесстерине үзгүлтүксүз катышат. Кандын плазмасында, көк боордо, бөйрөк үстүндөгү жана калкан бездеринде кездешет. Өсүмдүктөрдөн кладофора балыры титанга бай (0,03%).

^{90}Th [Rn]6d²7s²

[232]

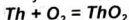
2 8 18 32 18 10 2

сандары ^{213}Th - ^{236}Th болгон 24 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{232}Th саналат. Торийдин жер кыртышында таралышы 8·10⁻⁴%га барабар.

Торийди 1815-жылы швед химиги Йенс Якоб Берцелиус ачкан. Ал негизинен монацит (Ce, Th)PO₄, торит ThSiO₄, торианит (Th,U)O₂ (77%ThO₂) минералдарынын курамында болот.

Торий - күмүш түстүү, ак металл; балкып эрүү температурасы 1750°C; кайноо температурасы 4200°C; бирикмелеринде +2, +3 жана +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; торий элементинин электронунун жайгашуусу 5s²5p⁶5d¹⁰5f⁰ 6s²6p⁶6d²6f⁰ 7s² же 6d²7s².

Торий абада кычкылданып жука оксиддик кабык менен капталат:



Торий суутек менен реакцияга кирип гидриддерди пайда кылат.:



Торий азот, көмүртек, күкүрт, күкүрттүү суутек, галогендер менен жогорулатылган температурада аракеттенишет.. Сукултулган HF, HNO₃, H₂SO₄ жана концентрацияланган HCl, H₃PO₄ кислоталары менен жай реакцияга кирет.

Торий ядролук энергетикада, куймалары отко чыдамдуу, бышык болгондуктан реактивдүү самолёттордун, ракеталардын тетиктерин жасоода, электрондук приборлордо, органикалык заттарды синтездөөдө катализатор катары колдонулат.

^{69}Tm [Xe]4f¹³6s²

168,934

2 8 18 31 8 2

сандары ^{152}Tm - ^{176}Tm болгон 25 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{169}Tm болгон бир гана изотобу табылган. Тулийдин жер кыртышында таралышы 8·10⁻⁵%га барабар. 1879-жылы швед химиги жана спектроскописти Пер Теодор Клеве тарабынан тулийдин кычкылы (Tm₂O₃) түрүндө алынган. Тулий монацит кумунун курамында кездешет.

Тулий - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 1545°C; кайноо температурасы 1727°C; бирикмелеринде +3 кычкылдануу

Торий (лат. *Thorium*) *Th* -

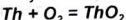
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 90, атомдук массасы [232]. Торийдин массалык

сандары ^{213}Th - ^{236}Th болгон 24 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{232}Th саналат. Торийдин жер кыртышында таралышы 8·10⁻⁴%га барабар.

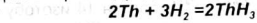
Торийди 1815-жылы швед химиги Йенс Якоб Берцелиус ачкан. Ал негизинен монацит (Ce, Th)PO₄, торит ThSiO₄, торианит (Th,U)O₂ (77%ThO₂) минералдарынын курамында болот.

Торий - күмүш түстүү, ак металл; балкып эрүү температурасы 1750°C; кайноо температурасы 4200°C; бирикмелеринде +2, +3 жана +4 кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; торий элементинин электронунун жайгашуусу 5s²5p⁶5d¹⁰5f⁰ 6s²6p⁶6d²6f⁰ 7s² же 6d²7s².

Торий абада кычкылданып жука оксиддик кабык менен капталат:



Торий суутек менен реакцияга кирип гидриддерди пайда кылат.:



Торий азот, көмүртек, күкүрт, күкүрттүү суутек, галогендер менен жогорулатылган температурада аракеттенишет.. Сукултулган HF, HNO₃, H₂SO₄ жана концентрацияланган HCl, H₃PO₄ кислоталары менен жай реакцияга кирет.

Торий ядролук энергетикада, куймалары отко чыдамдуу, бышык болгондуктан реактивдүү самолёттордун, ракеталардын тетиктерин жасоода, электрондук приборлордо, органикалык заттарды синтездөөдө катализатор катары колдонулат.

Тулий (лат. *Thulium*) *Tm* -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 69, атомдук массасы 168,934. Тулийдин массалык

сандары ^{152}Tm - ^{176}Tm болгон 25 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ^{169}Tm болгон бир гана изотобу табылган. Тулийдин жер кыртышында таралышы 8·10⁻⁵%га барабар. 1879-жылы швед химиги жана спектроскописти Пер Теодор Клеве тарабынан тулийдин кычкылы (Tm₂O₃) түрүндө алынган. Тулий монацит кумунун курамында кездешет.

Тулий - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 1545°C; кайноо температурасы 1727°C; бирикмелеринде +3 кычкылдануу

даражасын көрсөтөт; анын кычкылдануу-калыбына келүү потенциалы $-2,38$ ге барабар; тулий элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{13} 5s^2 5p^6 5d^0 5f^0 6s^2$ же $4f^{13} 6s^2$.

Тулийдин бирикмелери жарым өткөргүч болуп саналат, ошондой эле, лазердик техника үчүн материалга кошулма катары колдонулары белгилүү. Тулийдин ^{170}Tm изотобу дефектоскопияда (мисалы, металлдардын ширетилген жерлерин текшерүү үчүн), медицинада рентгенодиагностика куралында колдонулат.

У

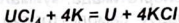
^{92}U $[\text{Rn}]5f^3 6d^1 7s^2$

238,029

2 8 18 32 21 9 2

Уран (лат. *Uranium*) **U** - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIB тобунан орун алган элемент. Катар номери 92, атомдук массасы 238,029. Урандын массалык

сандары ^{228}U – ^{241}U болгон 14 изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{238}U саналат. Жер кыртышынын (массасы боюнча) $3 \cdot 10^{-4}$ %ын түзөт. Уранды 1789-жылы немец химиги Мартин Генрих Клапрот ачкан, ал эми металл түрүндөгү уранды 1840-жылы француз химиги Эжен Пелиго уранды UCl_4 ду калий менен калыбына келтирүүдөн алган:



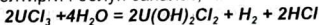
1896-жылы француз физик Антуан Беккерель урандын радиоактивдүүлүгүн аныктаган.

Жаратылышта уран отенит – $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$; титаниттер, тантало-ниобаттар ж.б. минералдардын курамында болот.

Уран - ак түстөгү жалтырак, оор металл; балкып эрүү температурасы 1572°C ; кайноо температурасы 4487°C ; бирикмелеринде +3, +4, +5 жана +6 (кээзде +2) кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; уран элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 6f^0 7s^2$ же $5f^3 d^1 7s^2$.

Уран кычкылтек менен UO_2 , UO_3 , U_2O_3 кычкылдарды, галогендер менен UF_6 , UF_5 , UF_4 , UF_3 , UCl_6 , UCl_5 , UCl_4 , UCl_3 , UBr_4 , UJ_4 , UJ_3 галогениддерди, азот менен $450 - 700^\circ\text{C}$ да кошулуп U_3N_4 нитридди, көмүртек менен карбидди, металлдар менен ар түрдүү куймаларды пайда кылат.

Уран туз, азот кислоталарында жакшы эрийт, ал эми жегичтер менен реакцияга кирбейт. Урандын (III) валенттүү бирикмелери күчтүү калыбына келтиргич болуп саналат, мисалы:



Уран жана анын бирикмелери атомдук электр станцияларында, ядролук реакторлордун отуну катары, ошондой эле металлургияда да колдонулат.



^{100}Fm $[\text{Rn}]5f^{12}7s^2$

[257]

2 8 18 32 30 8 2

Фермийдин массалык сандары ^{242}Fm , ^{244}Fm – ^{259}Fm болгон 17 радиоактивдүү изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ^{257}Fm саналат.

Фермий жасалма жол менен алынган радиоактивдүү элемент. Фермий 1953-жылы америкалык көрүнүктүү физик жана химиктердин (16 кишиден турган) тобу тарабынан ачылган. 100-элементтин атын улуу италиялык физик Энрико Ферминин атынан аташкан. Фермий термоядролук жарылуунун продуктыларын иштетүүдөн алынган. Фермийдин изотопторун ядролук реакторлордо уранды, плутонийди нурлантуудан жана зйнштейний элементин α -бөлүкчөлөрү менен бомбалоодон алышат.

Фермийдин иондошуу энергиясы - 6,5 эВ; бирикмелеринде +2 жана +3 болгон кычкылдануу даражаларын көрсөтөт; фермий элементинин электронунун жайгашуусу $4f^{14}5s^25p^65d^{10}5f^{12}6s^26p^66d^06f^07s^2$ же $5f^{12}7s^2$.

Фермийдин галогендер менен болгон кошулмалары белгилүү. Практикалык колдонулуштарын келечек көрсөтөт.

^{15}P $[\text{Ne}]3s^23p^3$

30,9733

2 8 5

Фосфор (грек. *Phosphorus*) *P* –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сынын 3-мезгилинин VA тобунан орун алган элемент, катар номери 15, атомдук массасы 30,9733. Жаратылышта фосфор массалык саны ^{31}P е барабар болгон

туруктуу бир изотоптон турат. Фосфор XII кылымда араб алхимиктери тарабынан ачылганына карабастан, 1669-ж. гамбургдук Х.Бранд ачкан деп эсептелет.

Фосфор массасы боюнча жер кыртышынын $8 \cdot 10^{-2}\%$ ын түзөт. Фосфор эркин түрүндө жаратылышта кездешпейт, бирок 190го жакын минералдын курамында кездешет. Ал жаратылышта таралышы боюнча 13-орунду ээлейт. Негизги минералдары аппатиттер – $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (X-фтор, хлор же OH-группасы), фосфориттер – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Булардын запасы 17 – 47 млрд. тоннаны түзөт.

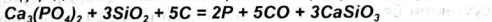
Фосфор бардык өсүмдүктөрдүн, жаныбарлардын курамында кездешет. Адамдын денесинде орто эсеп менен 1,5кг фосфор кездешсе, анын 1,4кгы - сөөктө; булчуңда - 130г; мээде жана нерв системасында - 12г болот. Тиштин эмалы аппатиттин курамына окшош, башкача айтканда - $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_2(\text{F}, \text{Cl})_2$.

Фосфордун үч аллотропиялык модификациясы бар: ак, кызыл жана кара фосфор. Ак фосфор көп таралган, өңү таза, аппак болот, эгер курамында аз өлчөмдө мышьяк же кызыл фосфор болсо өңү саргыч болот. Ак фосфордун β -формасын $75,9^\circ\text{C}$ жана 1 атмосфералык басымда ысытканда α -формасына айланат. Ак фосфор сууда начар, бирок CS_2 , суюк NH_3 , SO_2 , эфирде, бензолдо жакшы эрийт. Ошондуктан ак фосфор суунун астында сакталат. Ак фосфор, өзгөчө анын буусу өтө уу. Ак фосфорду туюк идиште $250\text{--}260^\circ\text{C}$ да ысытканда кызыл фосфорго айланат. Кызыл фосфор аморфтуу, бирок 400° Сдан жогору ысытканда кызыл фосфордун кристалл түрүндөгү формасына айланат. Кызыл фосфор уу эмес. Кара фосфор ак фосфорду $200\text{--}220^\circ\text{C}$ га чейин $(12\text{--}17) \cdot 10^2$ МПа басымда ысытканда пайда болот, өңү графитке окшош. Кара фосфордун аморфтуу жана кристалл түрүндөгү формасы бар. Кара фосфор жарым өткөргүч касиетке ээ.

Фосфор химиялык бирикмелерде V же III валенттүү. Иондошуу энергиясы $\text{P}^0 \rightarrow \text{P}^+ \rightarrow \text{P}^{2+} \rightarrow \text{P}^{3+}$ 10,48; 19,72; 30,15 эВ барабар. Ак фосфор өтө активдүү, кызыл жана кара фосфор болсо ысытканда гана реакцияга катышат. Фосфор кычкылтек, күкүрт, суутек, галогендер менен аракеттенип: кычкылдарды - P_2O_5 , P_2O_3 , $\text{P}_2\text{O}_3(\text{PO}_2)_m$; галогениддерди - PF_3 , PCl_3 , PBr_3 , PI_3 , PCl_5 , PBr_5 ; гидриддерди - PH_3 , P_2H_4 ; сульфиддерди - P_4S_{10} , PS , P_4S_7 ; нитриддерди - P_xN_y ; карбидди - PC_3 ; металлдар менен фосфиддерди берет. Кычкылдандыргычтар (HNO_3 , HClO , H_2O_2 ж.б) же HCl дун буусу менен таасир эткенде фосфор кислоталары пайда болот. Жегичтер мене ысытканда PH_3 , KH_2PO_2 келип чыгат.

Металлдардын (Cu, Ag, Au, Pb ж.б) туздарынын суудагы эритмесинде, ак фосфор өтө жеңил кычкылданат. Ошондуктан бул туздардын эритмеси сууну ак фосфордон тазалоо үчүн колдонулат.

Фосфорду, анын бирикмелерин апатиттен, фосфориттен алышат. Эркин фосфор кенден алынган концентратты майдаланган кокс жана SiO_2 менен аралаштырып, электр меште $1400\text{-}1600^\circ\text{C}$ да ысытуу менен калыбына келтирүүдөн алынат. Газ түрүндө бөлүнгөн фосфор чандардан тазаланып, суунун астында муздатылып чогултат. Ак фосфор өтө уу, таза түрүндө көп пайдаланылбайт, аны фосфор кислоталарын, хлориддерин, кызыл фосфорду алуу үчүн колдонушат. Фосфорду таза түрүндө 1829-жылы немец химиги Фридрих Велер:



реакциянын жардамы менен алган. Жарым өткөргүч катары пайдаланылуучу таза фосфорду (99,99999%) алуу үчүн, бир канча ыкманы колдонуу керек. Фосфор жана анын бирикмелери снаряддарды, бомбаларды, ширенке, жарым өткөргүч материалдарды, жер се-мирткичтерди, химиялык реактивдерди, кир кетируүүчү каражаттарды ж.б. эл чарбасына керектүү буюмдарды жасоо үчүн, өнөр жайда сууну жумшартуу үчүн жана медицинада кеңири колдонулат.

87Fr [Rn]7s¹

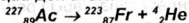
223

2 8 18 32 18 8 1

Франций (лат. Francium)- Fr –

Д.И.Менделеевдин мезгилдик система-сынын 7-мезгилинин IА тобунан орун алган элемент; катар номери 87; атомдук массасы 223. 20дан ашык изотобу белгилүү, бирок туруктуу изотобу жок; туруктуурагы ²²³Fr

($T_{1/2}=21,8$ минут). Бул изотобун Маргарита Перей 1939-жылы ачып, өз өлкөсүнүн урматына *франций* деп атаган:



Калыңдыгы 1,6 км жердин үстүнкү кыртышында 24,5 граммга жакын гана франций кездешет. Анын жашоо мөөнөтү аз болгондуктан, касиеттери курамында өтө аз сандагы францийи бар бирикмелерден изилденет.

Металл түрүндөгү францийдин балкып эрүү температурасы 20°C , кайноо температурасы 650°C ; тыгыздыгы $2,48 \text{ г/см}^3$; бирикмелеринде кычкылдануу даражасы+1; Францийдин физикалык жана химиялык касиеттери цезийге же жегич металлдарга окшош. Франций жегич металлдардын ичинен эң активдүү металл болуп саналат. Туздары сууда жакшы эрийт. Ас, Th элементеринен экстракция жана хроматография ыкмалары менен бөлүнүп алынат. ²²³Fr изотобу ²²⁷Ac ди анык-тоодо колдонулат.

${}^9\text{F}$ [He] $2s^2 2p^5$

18,9984

2 7

Фтор (лат. *Fluorim*, грекче «жок кылуучу» же «өлүм» деген маанини берет) F - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 2-мезгилинин VIIA тобунун элементи, галогендерге кирет, катар номери 9, атомдук массасы 18,9984.

1771-жылы швед химиги К.Шееле плавик кислотасын ачкан. 1886-жылы француз химиги А.Муассан фторду суусуз фтордуу суутектен бөлүп алган. Фторду кеңири изилдөө XX кылымдын 20-30-жылдары башталган.

Молекуласы 2 атомдон турат. Табигый фтор туруктуу бир изотоптон турат ${}^{19}\text{F}$. Жасалма жол менен алынган 5 радиоактивдүү изотобу бар: ${}^{16}\text{F}$ ($T_{1/2} < 1$ мсек), ${}^{17}\text{F}$ ($T_{1/2} < 70$ сек), ${}^{18}\text{F}$ ($T_{1/2} < 11,1$ мин), ${}^{20}\text{F}$ ($T_{1/2} < 11,4$ сек), ${}^{21}\text{F}$ ($T_{1/2} < 5$ сек). Атомунун сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү: $1s^2 2s^2 2p^5$. Атомунун коваленттик радиусу F^- 1,33 Å; иондошуу энергиясы: $\text{F}^0 \rightarrow \text{F}^-$ 401,7 ккал/г.атом. Иондошуу энергиясы: $\text{F}^0 \rightarrow \text{F}^-$ 17,42 эВ барабар.

Фтор жер кыртышында массасы боюнча $6,6 \cdot 10^{-2}\%$ ды түзөт. Негизги минералы – плавик шпаты же флюорит – CaF_2 . Ошондой эле жаратылыштагы фосфаттарда - фторапатитте $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ (3,3%) жана криолитте Na_3AlF_6 - 54,3% кездешет. Андан сырткары фтордун кошулмалары жаратылыш сууларында, өсүмдүктөр менен жаныбарлардын организмдеринде да кездешет.

Плавик шпатынын негизги кендери Забайкальеде, Ненец улуттук автономдук округунда, Тажикстанда, Казакстанда, АКШда (Иллинойс) жана Кентукки штаттарында), Мексикада, КЭРда, Европада, Италияда жайгашкан. Криолит түрүндөгү запастары Гренландияда да табылган.

Фтор - сары-жашыл түстөгү, кадимки шартта кескин жыттуу газ. Ал суюктукка $-118,13^\circ\text{C}$ да (760 мм сымап мамычасы басымда), ал эми катуу абалга $-219,61^\circ\text{C}$ да айланат.

Газ абалындагы фтордун тыгыздыгы 1,693 г/л, суюк абалындагы тыгыздыгы $1,5127 \text{ г/см}^3$. Кайноо температурасы $-188,13^\circ\text{C}$ жана эрүү температурасы -223°C . Кычкылдануу даражасы – 1ге барабар.

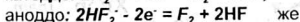
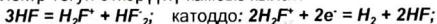
Фтор гелий, неон жана аргондон башка бардык элементтер менен реакцияга кирүүгө жөндөмдүү. Кычкылтек менен төмөнкү температурада кычкылтектин фториддерин OF_2 , O_2F_2 , O_3F_2 пайда кылат.

Фтор өтө активдүү болгондуктан бардык металлдарды, суутекти, бромду, йодду, күкүм түрүндөгү S, Si, B, Сти оңой кычкылдандыра алат; P, Na, K, Pb кадимки температурада, Zn, Sn, Al, Ag, Cu ысытканда фтордо күйүүгө жөндөмдүү; селен, теллур, күкүрт менен фториддерди пайда кылат; суутекте эрип, фтордуу суутекти берет; галогендердин бардыгы менен орун алмашуу реакциясына кирет.

Суюк фтор суюк кычкылтекте, озондо жакшы эрийт. Фтор органикалык заттар менен да реакцияга активдүү катышат.

Фтор кычкылтекти бирикмелеринен сүрүп чыгарат жана суудан суутекти тартып алат.

Фторду алуунун негизги булагы - фтордуу суутек. Өндүрүштө KF-HF сыяктуу аралашмадагы фтордуу суутектин эритмесин электролиздөөдөн алынат. Мында HF электролизге учурайт, ал эми KF электр тогун өткөрүүнү камсыз кылат:



Газ жана суюк абалдагы фтор никелден жасалган атайын идиштерде сакталат.

Газ түрүндөгү фтордун UF_4 , UF_3 , ClF_3 , SF_6 ж.б. бирикмелерин алууда колдонулат. Суюк фтор ракетанын отундарын кычкылдандыргыч (от алдыргыч) катарында пайдаланылат. Фтордун бирикмелеринин басымдуу бөлүгү - фтордуу суутек, алюминий фториди, кремний фториддери, фторорганикалык бирикмелерди алууда реагент, зриткич же катализатор түрүндө колдонулат. Фтор жаныбарлар менен өсүмдүктөрдүн ткандарында кездешүүчү маанилүү микроэлемент болуп саналат.

Фтор уулуу газ болгондуктан ал туздар түрүндө, мисалы NaF, $Na_2[SiF_6]$, адам баласынын турмушунда, жыгач материалдарды иштетүүдө колдонулат.

Өсүмдүктөрдүн ичинен пияз, жасмин фторго бай келишет. Фтор ичилүүчү суунун курамында да кездешет (1 л сууда 0,8 мг).

20 жыл бою изилдеп, калийдин гидродифторидин (KHF_2) электролиздөө ыкмасы менен фторду алгандыгы үчүн, француз химиги А. Муассан нобельдик сыйлыкка татыктуу болгон.



$^{108}Hs[Rn]6d^67s^2$

265

2 8 18 32 32 14 2

Хассий (лат. Hassium) - Hs

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасындагы 7-мезгилинин VIIIВ тобунун элементи; катар номери 108, атомдук массасы - 265; туруктуу изотоптору жок; атомунун

электрондук түзүлүшү $...6d^67s^2$; терс электрдүүлүгү аныкталган эмес.

Химиялык касиети боюнча осмийдин аналогу деп болжолдонот. ИЮПАП жана ИЮПАКтын кызматкерлеринин пикири боюнча №108-элемент 1984-жылы Дармштадттык (ФРГ) жана Дубналык (СССР)

окумуштуулар тарабынан бири-бирине көз карандысыз, бир мезгилде алынган (Г.Мюнценберг жана анын кесиптештери, Ю.Ц.Оганесян жана анын кесиптештери). Хассий өтө аз санда алынган. Эч жерде колдонулбайт. Химиялык бирикмелери белгисиз. №108-элементтин аты Дармштадттагы оор иондорду изилдөө борборунун ийгиликтүү иштерин белгилөө максатында Германиядагы область – Хассиянын атына хассий деп коюлган.

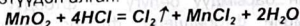
$^{17}\text{Cl}_{[\text{Ne}]3s^23p^5}$

35,453

2 8 7

Хлор (лат. *Chlorum*, «хлорос» - саргыч-жашыл) Cl - Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 3-мезгилинин VIIA тобунун элементи, галогендерге кирет, катар номери 17, атомдук массасы 35,453. Молекуласы 2

атомдон турат. 1774-жылы швед химиги К.Шееле пиролюзитке туз кислотасын таасир этүүдөн алган:



К.Бертолле жана А. Лавуазье бул газды оксид деп болжолдошкон, бирок Г.Деви тарабынан изилденип, жаңы элемент деп далилденген.

Табигый хлор туруктуу эки изотоптон турат ^{35}Cl (75,53%) жана ^{37}Cl (24,47%). Жасалма радиоактивдүү изотоптору ^{34}Cl ($T_{1/2}=32,4$ мин), ^{36}Cl ($T_{1/2}=3,08 \cdot 10^5$ жыл) жана ^{38}Cl ($T_{1/2}=37,29$ мин) бар.

Атомунун сырткы электрондук катмарынын түзүлүшү: $3s^2 3p^5$. Иондошуу энергиясы (эВ менен): $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^+ \rightarrow \text{Cl}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^{3+} \rightarrow \text{Cl}^{4+} \rightarrow \text{Cl}^{5+} \rightarrow \text{Cl}^{6+} \rightarrow \text{Cl}^{7+}$ 13,10; 23,80; 39,90 жана 53,5 эВ барабар.

Хлордун терс электрдүүлүгү Полинг боюнча 3кө барабар, б.а. кычкылтектин терс электирдүүлүгү кичине. Бирикмелеринде хлор -1, +1, +3, +4, +5, +6, +7 валенттүүлүктү көрсөтөт.

Атомдук радиусу (кристаллдык) - 1,07Å; иондук радиусу Cl^- - 1,81Å; Cl^{7+} 0,26Å, энергиясынын диссоциациясы ($\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}$) 57,2 ккал/моль.

Хлор жер кыртышында массасы боюнча $4,5 \cdot 10^{-2\%}$ ти түзөт.

Хлор өтө активдүү, ошондуктан жаратылышта бирикме түрүндө гана кездешет. Ал деңиздин, көлдөрдүн жана дарыялардын сууларында, өсүмдүктөр жана жаныбарлардын организмде, о.э көпчүлүк минералдардын курамында: галит NaCl , сильвин KCl , сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каинит $\text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, магнийдин хлориди $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ж.б. түрүндө, айрыкча көпчүлүк өсүмдүктөрдүн күлдөрүндө, таш тузу же галит жана калийлүү туз катары кездешет.

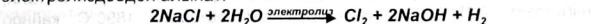
Таш тузунун кендери Россияда (Донецк бассейнинде, Соль-Илецка шаарында), Польшада, Германияда, Индияда (Пенджаб провинциясында), Францияда, Испанияда, АКШда, Кыргызстанда (Шамшы Кал, Чоң Алай) кездешет. Калийлүү тузунун ири кендери Соликамскиде, Германияда, Францияда, Испанияда кездешет.

Cl - кадимки шартта сары-жашыл түстөгү, дем алуу органдарына өтө терс таасир этүүчү, тумчуктургуч газ; суюк хлордун тыгыздыгы 1,57 г/см³. Кайноо температурасы -34,05°C, эрүү температурасы -101°C. Кычкылдануу даражасы -1, 0ден +7ге чейин өзгөрөт.

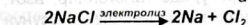
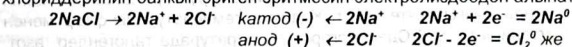
Сууда жана туз кислотасында жакшы эрийт. Көпчүлүк металлдар жана металл эместер менен активдүү аракеттенишип, туздарды жана ар түрдүү хлордуу бирикмелерди пайда кылат. Азот, кычкылтек жана көмүртек менен кургак шартта реакцияга кирбейт.

Хлордун оксиддери - Cl₂O, ClO₂, Cl₂O₆, Cl₂O₇ эндотермикалык жана өтө туруктуу бирикмелери б.с.. Андан сырткары хлордун төмөнкү бирикмелери белгилүү: хлордуу азот - ClN₃, хлордун галогениддери (ClF, ClF₃, BrCl, ICl, ICl₃), металл хлориддери (CuCl₂, ZnCl₂, AgCl, PbCl₂), кычкылтектүү хлор кислоталары (HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄) эритмелер түрүндө белгилүү жана алардын ичинен HClO₄ - хлор кислотасы туруктуу. Хлор кычкылтек, азот, аморфтуу көмүртектен башка бардык элементтерди кычкылдандыра алат.

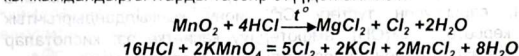
Хлор негизинен натрийдин хлоридинин суудагы эритмесин электролиздөөдөн алынат:



Мындан тышкары хлор өнөр жайда щелочтуу металлдардын хлориддеринин балкып эриген эритмесин электролиздөөдөн алынат.



Лабораториялык шартта туз кислотасына күчтүү кычкылдандыргычтарды тассир этүүдөн алынат:



Хлор кагаздарды, кездемелерди агартуучу заттарды алууда, ичүүчү сууну тазалоодо, зыянсыздандырууда, хлорорганикалык заттарды синтездөөдө колдонулат. Хлордун бирикмелеринен барий хлориди BaCl₂·2H₂O инсектицид (уу химикат) катары, сымап (II) хлориди же сулема HgCl₂ медицинада дезинфекциялоочу, ал эми айыл чарбасында дан өсүмдүктөрүнүн уруктарын дарылоочу зат катары пайдаланышат.

24 **Cr** $[Ar]3d^5 4s^1$

51,966

2 8 13 1

Хром (лат. *Chromium*) - Cr -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилдин 4-катарынын VIB тобунда жайгашкан химиялык элемент; катар номери 24 атомдук массасы 51,996.

Жаратылышта 4 туруктуу изотобу бар: ^{50}Cr , ^{52}Cr , ^{53}Cr , ^{54}Cr ; жасалма радиоактивдүү изотобу болуп ^{51}Cr ($T_{1/2}=27,8$ күн) саналат. Атомунун сырткы электрондук түзүлүшү $5d^5 4s^1$; иондошуу энергиясы $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^+ \rightarrow \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$: 6,76; 16,49; 30,95; 90,06 эВ барабар.

Хромду 1797-жылы Л.Воклен крокоит минералынан ачкан. 1941-жылы таза хромду Р.Бунзен CrCl_2 ни электролиздөө менен алган:

$\text{CrCl}_2 \rightarrow \text{Cr}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ **катоддо:** $\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}^0$

аноддо: $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$\text{CrCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз}} \overset{\circ}{\text{Cr}} + \overset{\circ}{\text{Cl}}_2$

Хром жер кыртышында кеңири тараган элемент (массасы боюнча $2 \cdot 10^{-2}\%$ ды түзөт). Жаратылышта кычкылтектүү бирикмелери түрүндө кездешет: хромит - $(\text{FeCr}_2)\text{O}_4$; крокоит - PbCrO_4 ; уваровит - $\text{Ca}_3\text{Cr}(\text{SiO}_4)_3$ ж.б.. Булардын ичинен хромит минералы өнөр жайлык чоң мааниге ээ. Ал металлургияда, химия өнөр жайында кеңири иштетилет.

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

Хром абанын жана суунун таасирине туруктуу. 2000°C га чейин ысытканда кычкылтектен күйөт. Кадимки температурада фтор менен аракеттенишет. 600°C дан жогорку температурада галогендер, азот, күкүрт, көмүртек, кремний, бор ж.б. менен аракеттенишет. Өзүнүн бирикмелеринде +2, +3 жана +6 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Туруктуусу жашыл түстөгү Cr^{3+} , көгүлтүр түстөгү Cr^{2+} калыбына келтиргич, сары-күрөң түстөгү Cr^{6+} иону кычкылдандыргычтык касиетти көрсөтөт. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ амфотердүү касиетке ээ: кислоталар менен да, негиздер менен да аракеттенишет. Жегичтер менен хромит кислотасынын (HCrO_2) туздарын пайда кылат. Металл түрүндөгү хром Cr_2O_3 тү калыбына келтирүүдөн алынат.

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr} + 456,1 \text{ кДж}$

Хром куймаларды алууда, металлдарды коррозиядан коргоо үчүн хромдоодо колдонулат. Хром менен капталган болоттун агрессивдүү чөйрөдө туруктуулугу жогорулайт, сүрүлүүгө, жешилүүгө туруктуулугу ж.б. касиеттери жакшырат. Хромдун никель менен болгон куймаларынан нихром зымдары жасалат. Бирикмелеринен дихроматтар - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; хром калий ачык ташы - $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$

терилерди иштетүүдө колдонулса, $PbCrO_4$ - ар түрдүү боёк - пигменттерди даярдоо үчүн колдонулат. Лабораторияда $K_2Cr_2O_7$ нын каныккан эритмеси менен конц. H_2SO_4 түн аралашмасы "хромпик" деген ат менен лабораториялык айнек идиштерди жууп-тазалоо үчүн колдонулат. Хром грек тилинен которгондо «түс» (боёк) дегенди билдирет.

74

55 **Cs** [Xe]6s¹

132,9054

2 8 18 18 8 1

Цезий (лат. *Caesium*) Cs -

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6- мезгилинин 8-катарынын IA тобунан орун алган элемент; катар номери 55; атомдук массасы 132,9054; жегич ме-таллдарга кирет; туруктуу 1

изотоптон ¹³³Csден турат. Жасалма жол менен алынган радиоактивдүү изотопторунун ичинен туруктуусу ¹³⁷Cs эсептелет. Цезийди 1861-жылы немец илимпоздору Р.Бунзен жана Г.Р.Кирхгофтор ачкан.

Цезий - сейрек, чачыранды элемент; жер кыртышында массасы боюнча 7·10⁻⁴% болот, күмүш сымал жумшак металл; тыгыздыгы 1,904 г/см³ (20°Сда); эрүү температурасы 28,5°С жана кайноо температурасы 667°С. Бирикмелеринде +1 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Иондошуу энергиясы: Cs⁰→Cs⁺→Cs²⁺ 3,89; 23,4 эВ барабар.

Цезий реакцияга активдүү катышат. Абада жалындап күйүп, Cs₂O₂, Cs₂O пайда кылат. Суу, галогендер, кычкылтек, күкүрт ж.б. менен кошулуп, CsOH, кычкылдарды, галогениддерди, сульфиддерди, суутек менен 200-250°Сда, басым астында гидриддерди берет. Ысытууда фосфор, кремний менен реакцияга кирет.

Цезий - Hg, Au, Bi, Sb, жегич жана жегич жер металлдары менен куймаларды пайда кылат. Цезий поллуцид - CsAl[Si₂O₆] минералын вакуумда термикалык калыбына келтирүүдөн алынат.

Фотокатоддорду, электровакуумдук фотоэлементтерди, фотоэлектрон көбөйткүчтөрүн даярдоодо колдонулат. Цезий элементи спектралдык анализ ыкмасы менен аныкталган элементтердин катарына кирет. 1880-жылы Берлин илимдер академиясынын жыйынында Р.Бунзен жаңы жегич металлдын ачылгандыгы жөнүндө кабарлаган.

1882-жылы немец химиги К.Затерберг CsCN жана Ba(CN)₂ цианиддеринин аралашмасын электролиздөө жолу менен цезийди

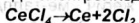
бөлүп алган. Кийинчерээк байланышпастан туруп Россияда Н.Н.Бекетов цезийдин алюминатын суутек агымында Mg менен калыбына келтирүүдөн металлдык цезийди бөлүп алган. Цезийдин спектри көк түстө болгондуктан, бул элементке латынча «caesius» - көгүлтүр деген ат берилген.

58 Ce [Xe]5f¹5d¹6s² **Церий** (лат. Cerium) Ce -

140,12

2 8 18 19 9 2

массалык саны ¹²⁸Ce-¹⁵¹Ce болгон 24 изотобу белгилүү. Церийдин жаратылышта массасы ¹³⁶Ce, ¹³⁸Ce, ¹⁴⁰Ce, ¹⁴²Ce болгон төрт изотобу бар. Жер кыртышында таралуу массасы боюнча 4,5·10⁻³% түзөт. Церий 1975-жылы америкалык химик Ульям Фрэнсис Гиллебранд тарabyнан төрт хлордуу церийди электролиздөө менен алынган:



Церий жаратылышта моноцит жана башка минералдын курамында кездешет. Церий - күмүш түстүү ак металл. Церийдин балкып эрүү температурасы 804⁰C; кайноо температурасы 3470⁰C; церий жылуулук жана электр тогун өткөргүчтүк касиетке ээ; бирикмелеринде +3 жана +4 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Церийдин кычкылдануу калыбына келүү энергиясы -2,48ге барабар. Церий элементинин электронунун жайгашуусу: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 4f² 5s² 5p⁶ 5d⁰ 5f⁰ 6s² же 4f¹5d¹6s².

Церий активдүү металл болгондуктан, абада кычкылданып CeO₂ кабыкчаны пайда кылат. Церий металлы таза туруш үчүн, бензолдун ичинде сакталат.

Церий менен темирдин, магнийдин, алюминийдин, жездин, ниобийдин, титандын куймалары жана церий менен легирленген болот азыркы учурда техникада тетиктерди жасоодо чоң мааниге ээ.

Эң жогорку жарык чыгаргандыктан кинофильмдерди тартууда жана караңгыда жарык чыгаруучу ок дарыларды даярдоодо колдонулат. Ошондой эле атомдук техникада да кеңири колдонулат, анткени церийден жасалган айнектер радиацияны өткөрбөйт. Церий айнек өндүрүү ишинде да негизги ролду ойнойт.

$^{30}\text{Zn}_{[\text{Ar}]3d^{10}4s^2}$

65,37

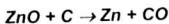
2 8 18 2

Цинк (лат. *Zincum*) Zn –
Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 4-мезгилинин 5-катарынын IIB тобунун элементи, катар номери 30, атомдук массасы 65,37; Цинкттин Zn^{64} (48,89%),

Zn^{66} (48,89%), Zn^{67} (4,11%), Zn^{68} (18,57%), Zn^{70} (0,62%) болгон туруктуу 5 изотобу бар. Жасалма жол менен алынган 9 изотоптору белгилүү. Алардын эң маанилүүсү Zn^{65} ($T_{1/2}=245$ күн). Сырткы электрондук түзүлүшү ... [Ar] $4s^2$. Атомунун радиусу, нм 0,139, индук радиусу Э^{2+} , нм 0,083. Иондошуу энергиясы: $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{3+}$ 9,39; 17,96; 39,70 эВ барабар.

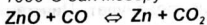
Цинк - латундун курамында болот. 2050 жыл мурда эле цинктин куймаларын алууну билишкен, бирок таза түрүндөгү цинк металлдын алуу көп жылдар бою ишке ашкан эмес. Жаратылышта көп таркалган элементтердин тобуна кирет. Жер кыртышында таралыш массасы боюнча $8,3 \cdot 10^{-3}\%$ ын түзөт. Цинктин негизги минералы: ZnS - сфалерит. Сфалерит көп сульфиддик кендердин курамында болот. Цинк минералдары коргошун же жез менен чогуу кездешет. Жаратылышта цинк сульфидинин акырындык менен кычкылданган формалары катары кароо керек: ZnO - цинкит; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - госларит; ZnCO_3 - смитсонит; $\text{H}_2\text{Zn}_2(\text{SiO}_3)_2$ - каламин.

Цинктин бай кендери Россияда (Алтайда), Кавказда, Казакстанда, АКШда, Польшада, Австралияда кездешет. Цинкти 1746-жылы немец химиги А.С.Маргграф цинктин оксидин көмүр менен абасыз отко чыдамдуу болгон шамот (чопо) ретортада ысытуу жолу менен алган:

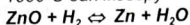


Кийинки мезгилдерде термикалык калыбына келтирүүдөн металлдык цинк алынган:

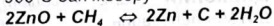
1000°C дан жогору



1000°C дан жогору



900°C дан жогору



Ошондой эле цинк сульфатынын суудагы эритмесин электролиздөө жолу менен цинк алынат.

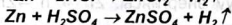
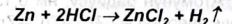
Цинк - күмүштөй жалтырак ак металл. Балкып эрүү температурасы 419,5°C; кайноо температурасы 906°C. Моостун шкаласы боюнча 2,5 - 2,9 катуулукка ээ. Цинк гексагоналдык тыгыз кристаллдык торчого ээ. Комнаталык температурада морт, 100 - 150°Cга чейин ысыткан мезгилде ийилгичтик касиетке ээ болуп жакшы

чоюлат. Ал эми 200°C дан жогору ысытканда кайрадан морт абалга келет.

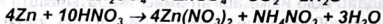
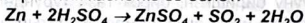
Атом радиусу 1,37 Å, тыгыздыгы 7,133 г/см³ (20°C). Таза металлдык цинк женил иштетилгендиктен, андан пластиналарды жана фольгаларды оңой эле жасоого болот.

Ачык абада оксиддик кабыкча менен капталып андан ары кычкылданбайт. Суу менен аракеттенишпейт, себеби беттик катмарында сууда эрибеген оксид пайда болот.

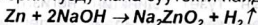
Цинк суюлтулган туз, күкүрт ж.б. кислоталарда жеңил эрип туздарды пайда кылат:



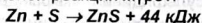
Цинк концентрацияланган күкүрт жана азот кислотасында жакшы эрип, калыбына келтиргичтик касиетке ээ болот:



Цинк щелочтордо эрип тузду жана суутекти пайда кылат:



Цинк менен күкүрттүн күкүмдөрүнүн аралашмасын ысытуудан жылуулук бөлүп чыгаруу менен реакция жүрөт:



Цинк суутек, азот, көмүртек жана галогендер менен реакцияга кирип, ZnH - гидрид, Zn₃N₂ - нитрид, ZnC₂ - карбид, ZnГ - галогениддерди пайда кылат (Г - галогендер).

Металлык цинк күчсүз металлдарды (Cu, Ag, Au, Hg, Pt ж.б.) алардын бирикмелеринен сүрүп чыгарат. Цинк төмөндөгү металлдар менен куймаларды берет: Al, Cu, Sn, Ca, Ni, Pb, Au, Hg, W, Ce, Li, Na ж.б.

Цинк темирди (болотту) коррозиядан сактоочу куймаларды даярдоодо колдонулат. Цинктен гальваникалык элементтерди да даярдашат. Цианиддик K[Ag(CN)₂], K[Au(CN)₂] эритмелерден Ag жана Au алтынды ажыратып алууда кеңири колдонулат. Цинктин кээ бир туздары жыгач буюмдарын сактоодо колдонулат.

⁴⁰Zr [Kr]4d²5s²

91,22

2 8 18 10 2

Цирконий (лат. Zirconium) Zr –

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасынын 5-мезгилинин 6

катарынын IVB тобунун элементи, катар номери 40, атомдук массасы 91,22

Цирконийдин 5 изотобу бар Zr⁹⁰

(51,46%), Zr⁹¹(11,23%), Zr⁹²(17,11%), Zr⁹⁴(17,40%), Zr⁹⁶(2,80%).

Жасалма алынган изотоптору Zr⁹³ (T_{1/2} = 1,1·10⁶ жыл) Zr⁹⁵ (T_{1/2} = 65

күн) радиоактивдүү индикаторлор катарында колдонулат. Атомунун сырткы электрондук түзүлүшү ...4d⁵5s². Цирконийди 1789-ж . М.Г. Клапрот ачкан.

Цирконий деген аты арабдын «асыл таш» деген сөздөрүнөн келип чыккан. Цирконий минералдары кымбат баалуу таштар катарында пайдаланылган. Жер кыртышынын (массасы боюнча) 2·10⁻²%ын түзөт.

Жаратылышта циркон, бадделеит, эвдиалит жана эвколит минералдары таралган. Байыркы кендери Индостанда, АКШда, Австралияда, Швецияда кездешет. Цирконий - күмүштөй жалтырак, ийилгич, жеңил иштетилүүчү металл. Цирконийдин эки модификациясы бар: төмөнкү температурада туруктуу α-Zr гексагоналдык торчолуу кристаллдар жана жогорку температурада туруктуу β-Zr кубдук торчолуу кристаллдар. α - Zr тыгыздыгы 6,45г/см³ (20°); атомдук радиусу 1,60Å; иондук радиусу Zr⁴⁺=0,82Å; балкып эрүү температурасы 1852°С; кайноо температурасы 3580°С.

Цирконий «падыша арагында», ысык концентрацияланган күкүрт, плавик кислоталарында гана эрийт. Бирикмелеринде цирконий 4 валенттүү. Иондошуу энергиясы: Zr⁰→ Zr⁺→ Zr²⁺→ Zr³⁺ 6,84; 13,13; 22,98 эв барабар. Абада оксиддик катмар менен капталат. Кычкылтек менен аракеттениши 200°Сдан жогорку температурада башталат, бирок майда күкүмдөрү кадимки температурада цирконийдин диоксидин пайда кылуу менен жалындап күйүп кетиши мүмкүн. Галогендер менен ZrF₄ сыяктуу галогениддерди, суутек менен гидриддерди (Zr₂H, ZrH₂, ZrH ж.б.), азот менен нитридди ZrN, көмүртек менен карбидди ZrC ж.б. пайда кылат. Цирконийдин туздары гидролизденет да, гидратташкан кош кычкылын ZrO₂·H₂O пайда кылат. Цирконийдин оксихлоридинин гидраты ZrOCl₂·8H₂O-сууда жакшы эриген, түссүз тетрагоналдуу кристаллдар. Сууда жакшы эрийт, улам концентрациясы көбөйгөн сайын комплекстик иондор ZrOCl₃⁻, ZrCl₅²⁻, ZrCl₆²⁻ пайда болуп, эригичтиги төмөндөйт. Цирконийдин сульфаты Zr(SO₄)₂·4H₂O кош туздарды пайда кылат.

Өндүрүштө цирконий циркон ZrO₂ менен бадделеит ZrSiO₄ минералдарынан алынат. Ядролук энергетикада конструкциялык материал, металлургияда легирлөөчү металл катары жана керамика, эмаль, айнектин өзгөчө сортторун алууда колдонулат. Цирконийдин коррозияга өтө туруктуулугу аны нейрохирургияда колдонууга мүмкүндүк берет. Цирконийдин куймаларынан хирургиялык аспаптарды, мээге операция жасоодо пайдаланылуучу жиптерди, кан токтотуучу кыпчыткычтарды жасашат.



99 **Es** [Rn]5f¹⁷7s²

[253]

2 8 18 32 29 8 2

Эйнштейний (лат. *Einsteinium*) **Es**

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 7-мезгилинин 10-катарынын IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 99, атомдук массасы [253]. Эйнштейнийдин

массалык сандары ²⁴³Es - ²⁵⁶Es болгон 14 радиоактивдүү изотобу белгилүү, алардын ичинен бир кыйла туруктуусу болуп ²⁵²Es саналат. Эйнштейнийди 1952-жылы америкалык илимпоздор: А.Гиорсо, Г.Хиггенс жана С.Томпсон ж.б. окумуштуулар жасалма жол менен алышкан да, алынган элементтин атын улуу физик Эйнштейндин атынан аташкан. Эйнштейний калифорнийди, берклийди дейтрон же гелий ядросу менен бомбалоодон алынат.

Эйнштейний - оор металл; балкып эрүү температурасы 860°C; иондошуу энергиясы эВ - 6,5; бирикмелеринде +3 болгон кычкылдануу даражасын көрсөтөт; эйнштейний элементинин электронунун жайгашуусу 4f¹⁴ 5s² 5p⁶ 5d¹⁰ 5f¹¹ 6s² 6p⁶ 6d⁰ 6f⁰ 7s² же 5f¹⁷7s².

Эйнштейнийдин Es(OH)₃, EsF₃ди жана комплекстүү бирикмелери белгилүү. Эйнштейний атомдук реактордо трансурандык элементтерди изилдөөдө колдонулат.

68 **Er** [Xe]4f¹²6s²

167,26

2 8 18 30 8 2

Эрбий (лат. *Erbium*) **Er**

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасынын 6-мезгилинин IIIВ тобунан орун алган элемент. Катар номери 68, атомдук массасы 167,26. Эрбийдин массалык сандары ¹⁵¹Er -

¹⁷⁰Er болгон 21 изотобу белгилүү, алардын ичинен жаратылышта массалык саны ¹⁶⁵Er болгон бир гана изотобу табылган. Эрбий жер кыртышында 4·10⁻⁴% санда кездешет. 1843-жылы швед химиги Карл Пустав Мозандер тарабынан эрбий кычкылы (Er₂O₃) түрүндө алынган.

Эрбий - күмүштөй ак металл; балкып эрүү температурасы 1545°C; кайноо температурасы 2900°C; бирикмелеринде +3 кычкылдануу даражасын көрсөтөт; эрбий элементинин электронунун жайгашуусу ...4f¹² 5s² 5p⁶ 5d⁰ 5f⁰ 6s² же 4f¹²6s².

Эрбийдин кычкылы башка лантаноиддерден катуулугу боюнча айырмаланып, бир канча жогору турат.

Эрбий энергетикада, жарык техникасында, фосфордук активатор катары, магниттик куймаларда, лазердик техникада, ферриттерди жана боёлгон айнектердин сортторун өндүрүүдө колдонулат.

Колдонулган адабияттар:

1. Асанов Ү.А., Кудайбергенов Т.Т., Рысмендеев К.Р. Жалпы химия. Окуу китеби. Б.: 1998.-575 б.
2. Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия». Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр.–М.: Высш.шк., изд.центр «Академия», 2001. – 743 с.
3. Глинка Н.Л. «Общая химия». Учеб. для вузов. Издательство «Химия». М.: 1965. – 688 с.
4. Гаврусевич Н.Л. «Основы общей геохимии». Издательство «Недра». М.: 1968. – 327 с.
5. Карапетянц М.К., Даркин С.И. «Общая и неорганическая химия». Учеб.для вузов. М.: 1981.- 711 с.
6. Краткая химическая энциклопедия. Ред.кол. И.А.Кнунянц (отв.ред.) и др.,
Т. 1 – М.: «Советская энциклопедия», 1961. – 1262 с.
Т. 2 – М.: «Советская энциклопедия», 1961. – 1088 с.
Т. 3 – М.: «Советская энциклопедия», 1961. – 1112 с.
Т. 4 – М.: «Советская энциклопедия», 1961. – 1182 с.
Т. 5 – М.: «Советская энциклопедия», 1961. – 1184 с.
7. Мурзубраимов Б., Сагындыков Ж. Жалпы химия. Жогорку окуу жайларынын студенттери үчүн. ОшМУ. 2000. Т. 1.–280 б. Т. 2 .– 243 б.
8. Михайленко Я.М. Курс общей и неорганической химии. Учеб. для вузов и техник-ов. М.: Издат. «Высшая школа»,1966. – 663 с.
9. Неорганическая химия. Энциклопедия школьника. Гл.ред. И.П. Алимарин. М., «Советская энциклопедия», 1975. – 384 с.
10. Николаев Л.А. Неорганическая химия. Учеб.пособие для студентов пед.институтов по хим. и биол. спец. – изд. 2-е перераб.- М.: Просвещение, 1982. – 639 с.
11. Некрасов В.В. Основы общей химии. Изд-во «Химия», М.: - 1973. – 656 с. Учебник для студентов химических спец.вузов. Т. 1.
12. Оленин С.С., Фадеев Г.Н. Неорганическая химия: Учеб. пособие для студентов вузов. М.: Высш.школа, 1979. – 383 с.
13. «Популярная библиотека химических элементов». Изд-во «Наука». М.: 1983 г. Т. 1 .–574 с. Т. 2.- 571 с.
14. Рысмендеев. К. Жалпы химиянын теориялык негиздери: Жогорку окуу жайларынын студенттери үчүн. – Ф.: Мектеп, 1988. – 384 б.
15. Реми Г. «Курс неорганической химии». Учебник для хим. спец вузов. Изд-во «Мир». М.: 1972 - 797 с.

16. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Ч.1: Учебник. – М.: Изд-во МГУ. 1991. – 480 с.
17. Угай Я.А. Неорганическая химия: учеб.для хим.спец. вузов. М.: Высшая школа. 1989. – 463 с.
18. Химия: Кыскача энциклопедия. Башкы ред. Карыпкулов А.; Ред.кол.: Айтматов И. ж.б. Ред. кеңеш: Асанов Ү.А. (терага), ж.б. Респ. Улут. ИА.; Кыргыз Респ. Мамл. «Акыл» концерни. – Б.: КЭнын Башкы ред. 1997.-383 б.

Класс	№	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII										
1	1	H 1 Суутек 1,00794	He 2 Гелий 4,00260	<div style="border: 2px solid black; padding: 5px; text-align: center;"> <p>ХИМИЯЛЫҚ ЭЛЕМЕНТТЕРДІН МЕЗИЛДІК СИСТЕМАСЫ</p> </div>																			
2	2	Li 3 Литий 6,941	Be 4 Бериллий 9,01218											B 5 Бор 10,81	C 6 Көмүртек 12,011	N 7 Азот 14,0067	O 8 Кычкылтек 15,9994	F 9 Фтор 18,998403	Ne 10 Неон 20,179	Na 11 Натрий 22,98977	Mg 12 Магний 24,305	Al 13 Алюминий 26,98154	Si 14 Кремний 28,0855
3	3	Na 11 Натрий 22,98977	Mg 12 Магний 24,305											Al 13 Алюминий 26,98154	Si 14 Кремний 28,0855	P 15 Фосфор 30,97376	S 16 Күкүрт 32,06	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948	K 19 Калий 39,0983	Ca 20 Кальций 40,08	Sc 21 Скандий 44,9559	Ti 22 Титан 47,88
4	4	K 19 Калий 39,0983	Ca 20 Кальций 40,08											Sc 21 Скандий 44,9559	Ti 22 Титан 47,88	V 23 Ванадий 50,9415	Cr 24 Хром 51,996	Mn 25 Марганец 54,938	Fe 26 Темір 55,847	Co 27 Кобальт 58,9332	Ni 28 Никель 58,70	Cu 29 Жез 63,546	Zn 30 Цинк 65,38
5	5	Cu 29 Жез 63,546	Zn 30 Цинк 65,38											Ga 31 Галлий 69,72	Ge 32 Германий 72,59	As 33 Мышьяк 74,9216	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62	Y 39 Иттрий 88,90589	Zr 40 Цирконий 91,224
6	6	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62											Y 39 Иттрий 88,90589	Zr 40 Цирконий 91,224	Nb 41 Нйобий 92,9064	Mo 42 Молибден 95,94	Tc 43 Технеций 98,9062	Ru 44 Рутений 101,07	Rh 45 Родий 102,9055	Pd 46 Палладий 106,4	Ag 47 Күмүш 107,8682	Cd 48 Кадмий 112,41
7	7	Ag 47 Күмүш 107,8682	Cd 48 Кадмий 112,41											In 49 Индий 114,82	Sn 50 Калай 118,69	Sb 51 Сурьма 121,75	Te 52 Телур 127,60	I 53 Йод 126,9045	Xe 54 Ксенон 131,30	Cs 55 Цезий 132,9054	Ba 56 Барий 137,33	Au 79 Алтын 196,9665	Hg 80 Сымап 200,59
8	8	Cs 55 Цезий 132,9054	Ba 56 Барий 137,33											La 57 Лантан 138,90545	Hf 72 Гафний 178,49	Ta 73 Тантал 180,9479	W 74 Вольфрам 183,85	Re 75 Рений 186,207	Os 76 Осмий 190,2	Ir 77 Иридий 192,22	Pt 78 Платина 195,09	Au 79 Алтын 196,9665	Hg 80 Сымап 200,59
9	9	Au 79 Алтын 196,9665	Hg 80 Сымап 200,59											Tl 81 Таллий 204,37	Pb 82 Коргошун 207,2	Bi 83 Висмут 208,9804	Po 84 Полоний [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий 226,0254	Ac 89 Актиний [227]	Th 90 Торий 232,0377
10	10	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий 226,0254											Ac 89 Актиний [227]	Rf 104 Резерфордий [261]	Db 105 Дубний [262]	Sg 106 Сибборгий [263]	Bh 107 Борий [264]	Hs 108 Хассий [265]	Mt 109 Мейтнерий [266]	U 92 Уран 238,02891	Np 93 Непулюний 237,04817	Pu 94 Плутоний 244,06422
Жеделік системаның үлгісі		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄														
Үлгісі		R ₂ O	RO	RH ₃	RH ₄	RH ₅	RH ₂	RH															
Көрсөткіш		Ce 58 Церий 140,12	Pr 59 Презерводий 140,90765	Nd 60 Неодимий 144,242	Pm 61 Прометий [145]	Eu 62 Еуропий 151,964	Gd 64 Гадолиний 157,25	Tb 65 Тербий 158,92534	Dy 66 Диэпроний 162,50087	Ho 67 Гольмий 164,93032	Er 68 Эрбий 167,259	Fm 100 Фермий [254]	Md 101 Мелассарий [258]										
**Актиниддер		Th 90 Торий 232,0377	Pa 91 Протактиний 231,03688	U 92 Уран 238,02891	Np 93 Непулюний 237,04817	Pu 94 Плутоний 244,06422	Am 95 Америций [243]	Cm 96 Кюрий [247]	Bk 97 Берклий [247]	Cf 98 Калифорний [251]	Es 99 Эйнштейний [252]	Fm 100 Фермий [254]	Md 101 Мелассарий [258]										

Таблица даны без учета квантовых чисел, а также элементов с номерами, выделенными курсивом.

**Айрым элементтердин
стандарттык электроддук потенциалдары (E_{298})**

R	$-ne^-$	R'	E^0
Li	1	Li^+	-3,02
K	1	K^+	-2,922
Ca	2	Ca^{2+}	-2,87
Na	1	Na^+	-2,712
Mg	2	Mg^{2+}	-2,64
Al	3	Al^{3+}	-1,67
Ti	2	Ti^{2+}	-1,63
Mn	2	Mn^{2+}	-1,18
Zn	2	Zn^{2+}	-0,76
Fe	2	Fe^{2+}	-0,44
Co	2	Co^{2+}	-0,277
Ni	2	Ni^{2+}	-0,25
Sn	2	Sn^{2+}	-0,136
Pb	2	Pb^{2+}	-0,126
Fe	3	Fe^{3+}	-0,036
H_2	2	$2H^+$	-0,000
Cu	2	Cu^{2+}	+0,34
I_2	2	I_2	+0,536
Ag	1	Ag^+	+0,80
Hg	2	Hg^{2+}	+0,840
$2Br^-$	2	Br_2	+1,065
Pt	2	Pt^{2+}	+1,20
Au	1	Au^+	+1,29
Au	3	Au^{3+}	+1,42
$2Cl^-$	2	Cl_2	+1,36
$2F^-$	2	F_2	+2,87

R – калыбына келтиргич;

ne^- – жоготкон электрондордун саны;

R' – калыбына келтиргичтердин кычкылданган формасы же кычкылдандыргыч;

ne^- – алган электрондордун саны;

R – кычкылдандыргычтын калыбына келген формасы;

E^0 – элементтердин стандарттык электроддук потенциалдары.

Мазмуну

Кириш сөз	3
Түшүндүрмө сөздүк (алфавит боюнча)	
А	5
Б	13
В	18
Г	21
Д	25
Е	27
Ж	28
И	29
Й	32
К	33
Л	53
М	59
Н	66
О	74
П	75
Р	81
С	88
Т	100
У	108
Ф	109
Х	113
Ц	117
Э	122
Колдонулган адабияттар	123
Химиялык элементтердин мезгилдик системасы (Тиркеме 1.)	125
Айрым элементтердин стандарттык электроддук потенциалдары (Тиркеме 2.)	126



872735