

Щёлочноземельные металлы

Положение в периодической системе

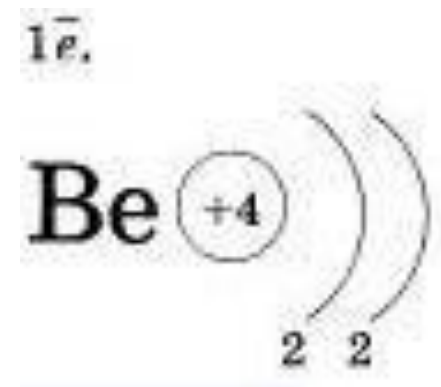
- Щёлочноземельные металлы находятся в главной подгруппе второй группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																			
	A I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	B											
1	(H)							H	He											
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne												
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar												
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni										
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd										
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt										
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt											
	R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄					
					RH ₄		RH ₃		RH ₂		RH									
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
АКТИНОИДЫ**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						

Бериллий Be

- **Бериллий** — элемент второй группы (по устаревшей классификации — главной подгруппы второй группы), второго периода периодической системы химически элементов с атомным номером 4. Обозначается символом **Be** (лат. *Beryllium*). Высокотоксичный элемент. Простое вещество **бериллий** — относительно твёрдый металл светло-серого цвета, имеет весьма высокую стоимость.
- Be - $1s^2 2s^2$
- Бериллий имеет единственную степень окисления равную +2



Распространение и нахождение в природе бериллия

- Среднее содержание бериллия в земной коре 3,8 г/т и увеличивается от ультраосновных (0,2 г/т) к кислым (5 г/т) и щелочным (70 г/т) породам. Основная масса бериллия в магматических породах связана с плагиоклазами, где бериллий замещает кремний. Однако наибольшие его концентрации характерны для некоторых тёмноцветных минералов и мусковита (десятки, реже сотни г/т). Если в щелочных породах бериллий почти полностью рассеивается, то при формировании кислых горных пород он может накапливаться в постмагматических продуктах — пегматитах и пневматолито-гидротермальных телах. В кислых пегматитах образование значительных скоплений бериллия связано с процессами альбитизации и мусковитизации. В пегматитах бериллий образует собственные минералы, но часть его (ок. 10 %) находится в изоморфной форме в породообразующих и второстепенных минералах (микроклине, альбите, кварце, слюдах, и др.). В щелочных пегматитах бериллий устанавливается в небольших количествах в составе редких минералов: эввидимита, чкаловита, анальцима и лейкофана, где он входит в анионную группу. Постмагматические растворы выносят бериллий из магмы в виде фторсодержащих эманаций и комплексных соединений в ассоциации с вольфрамом, оловом, молибденом и литием.
- Содержание бериллия в морской воде чрезвычайно низкое — $6 \cdot 10^{-7}$ мг/л.
- Известно более 30 собственно бериллиевых минералов, но только 6 из них считаются более-менее распространёнными: берилл, хризоберилл, бертрандит, фенакит, гельвин, даналит. Промышленное значение имеет в основном берилл, в России (Республика Бурятия) разрабатывается фенакит-бертрандитовое Ермаковское месторождение.
- Разновидности берилла считаются драгоценными камнями: аквамарин — голубой, зеленовато-голубой, голубовато-зелёный; изумруд — густо-зелёный, ярко-зелёный; гелиодор — жёлтый; известны ряд других разновидностей берилла, различающихся окраской (темно-синие, розовые, красные, бледно-голубые, бесцветные и др.). Цвет бериллу придают примеси различных элементов.

Физические свойства бериллия

- Бериллий — относительно твёрдый (5,5 баллов по Моосу), но хрупкий металл серебристо-белого цвета. Один из самых твердых металлов в чистом виде (уступает только иридию, осмию, вольфраму и урану). Имеет высокий модуль упругости — 300 ГПа (у сталей — 200—210 ГПа). На воздухе активно покрывается стойкой оксидной плёнкой BeO . Скорость звука в бериллии очень высока — 12 600 м/с, что в 2—3 раза больше, чем в других металлах.

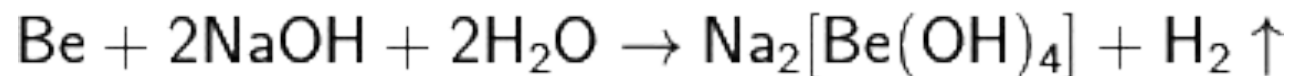


Химические свойства бериллия

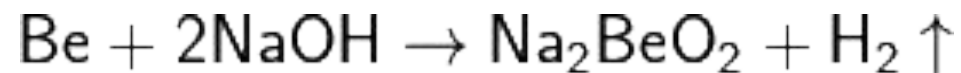
Для бериллия характерна только одна степень окисления +2. Соответствующий гидроксид амфотерен, причём как основные (с образованием Be^{2+}), так и кислотные (с образованием $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$) свойства выражены слабо.

По многим химическим свойствам бериллий больше похож на алюминий, чем на находящийся непосредственно под ним в таблице Менделеева магний (проявление «диагонального сходства»). Металлический бериллий относительно мало реакционноспособен при комнатной температуре. В компактном виде он не реагирует с водой и водяным паром даже при температуре красного каления и не окисляется воздухом до 600 °С. Порошок бериллия при поджигании горит ярким пламенем, при этом образуются оксид и нитрид. Галогены реагируют с бериллием при температуре выше 600 °С, а халькогены требуют ещё более высокой температуры. Аммиак взаимодействует с бериллием при температуре выше 1200 °С с образованием нитрида Be_3N_2 , а углерод даёт карбид Be_2C при 1700 °С. С водородом бериллий непосредственно не реагирует.

Бериллий легко растворяется в разбавленных водных растворах кислот (соляной, серной, азотной), однако холодная концентрированная азотная кислота пассивирует металл. Реакция бериллия с водными растворами щелочей сопровождается выделением водорода и образованием гидроксобериллатов:



При проведении реакции с расплавом щелочи при 400—500 °С образуются бериллаты:



Получение бериллия, применение, наиболее распространённые.

- **Получение.** В виде простого вещества в XIX веке бериллий получали действием калия на безводный хлорид бериллия:
$$\text{BeCl}_2 + 2\text{K} \longrightarrow \text{Be} + 2\text{KCl}$$

В настоящее время бериллий получают, восстанавливая его фторид магнием:
$$\text{BeF}_2 + \text{Mg} \longrightarrow \text{Be} + \text{MgF}_2$$

либо электролизом расплава смеси хлоридов бериллия и натрия. Исходные соли бериллия выделяют при переработке бериллиевой руды.

- **Применение.**

- ***Легирование сплавов.*** Бериллий в основном используют как легирующую добавку к различным сплавам. Добавка бериллия значительно повышает твёрдость и прочность сплавов, коррозионную устойчивость поверхностей изготовленных из этих сплавов изделий.
- ***Рентгентехника.*** Бериллий слабо поглощает рентгеновское излучение, поэтому из него изготавливают окошки рентгеновских трубок (через которые излучение выходит наружу) и окошки рентгеновских и широкодиапазонных гамма-детекторов, через которые излучение проникает в детектор.
- ***Ядерная энергетика.*** В атомных реакторах из бериллия изготавливают отражатели нейтронов, его используют как замедлитель нейтронов. Оксид бериллия наряду с металлическим бериллием служит в атомной технике как более эффективный замедлитель и отражатель нейтронов, чем чистый бериллий. Кроме того, оксид бериллия в смеси с окисью урана применяется в качестве очень эффективного ядерного топлива. Фторид бериллия в сплаве с фторидом лития применяется в качестве теплоносителя и растворителя солей урана, плутония, тория в высокотемпературных жидкосолевых атомных реакторах.

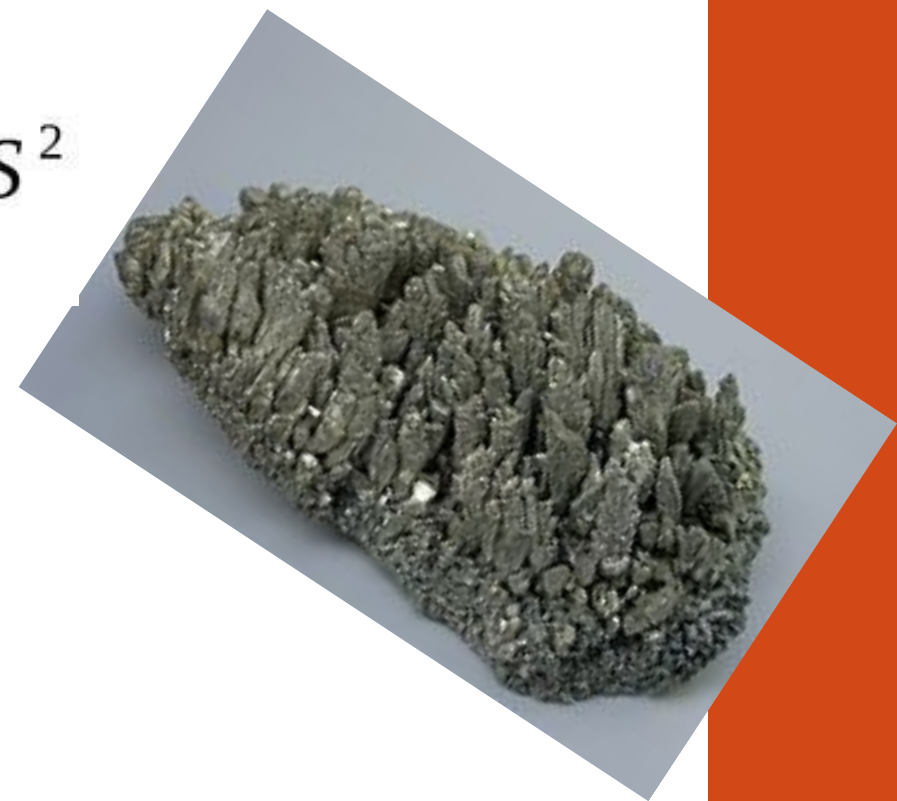
- *Лазерные материалы.* В лазерной технике находит применение алюминат бериллия для изготовления твердотельных излучателей (стержней, пластин).
- *Аэрокосмическая техника.* В производстве тепловых экранов и систем наведения с бериллием не может конкурировать практически ни один конструкционный материал. Конструкционные материалы на основе бериллия обладают одновременно и лёгкостью, и прочностью, и стойкостью к высоким температурам. Будучи в 1,5 раза легче алюминия, эти сплавы в то же время прочнее многих специальных сталей. Налажено производство бериллидов, применяемых как конструкционные материалы для двигателей и обшивки ракет и самолётов, а также в атомной технике.
- *Ракетное топливо.* Стоит отметить высокую токсичность и высокую стоимость металлического бериллия, и в связи с этим приложены значительные усилия для выявления бериллийсодержащих топлив, имеющих значительно меньшую общую токсичность и стоимость. Одним из таких соединений бериллия является гидрид бериллия.
- *Огнеупорные материалы.* Оксид бериллия является наиболее теплопроводным из всех оксидов, его теплопроводность при комнатной температуре выше, чем у большинства металлов и почти всех неметаллов (кроме алмаза и карбида кремния). Он служит высокотеплопроводным высокотемпературным изолятором и огнеупорным материалом для лабораторных тиглей и в других специальных случаях.
- *Акустика.* Ввиду своей легкости и высокой твердости бериллий успешно применяется в качестве материала для электродинамических громкоговорителей. Однако, его высокая стоимость, трудность обработки (из-за хрупкости) и токсичность (при несоблюдении технологии обработки) делают возможным применение динамиков с бериллием только в дорогих профессиональных аудиосистемах. Из-за высокой эффективности бериллия в акустике некоторые производители в целях улучшения продаж заявляют о применении бериллия в своих продуктах, в то время как это не так.

Магний Mg

- **Магний** — элемент главной подгруппы второй группы, третьего периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 12. Обозначается символом **Mg** (лат. *Magnesium*). Простое вещество **магний** — лёгкий, ковкий металл серебристо-белого цвета.



- Магний имеет ...



Распространение и нахождение в природе магния

- Кларк магния — 1,95 % (19,5 кг/т). Это один из самых распространённых элементов земной коры. Большие количества магния находятся в морской воде. Главными видами нахождения магниального сырья являются:
- морская вода — (Mg 0,12—0,13 %),
- карналлит — $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (Mg 8,7 %),
- бишофит — $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (Mg 11,9 %),
- кизерит — $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (Mg 17,6 %),
- эпсомит — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (Mg 9,9 %),
- каинит — $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (Mg 9,8 %),
- магнезит — MgCO_3 (Mg 28,7 %),
- доломит — $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (Mg 13,1 %),
- брусит — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (Mg 41,6 %).
- Магниальные соли встречаются в больших количествах в солевых отложениях самосадочных озёр. Месторождения ископаемых солей карналлита осадочного происхождения известны во многих странах.
- Магнезит образуется преимущественно в гидротермальных условиях и относится к среднетемпературным гидротермальным месторождениям. Доломит также является важным магниевым сырьём. Месторождения доломита широко распространены, запасы их огромны. Они ассоциируют с карбонатными толщами, и большинство из них имеет докембрийский или пермский возраст. Доломитовые залежи образуются осадочным путём, но могут возникать также при воздействии на известняки гидротермальных растворов, подземных или поверхностных вод.

- **Типы месторождений**

Природные источники магния:

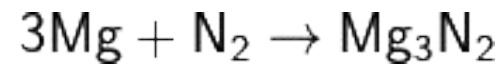
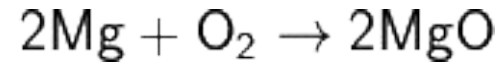
- ископаемые минеральные отложения (магнезиальные и калийно-магнезиальные карбонаты: доломит, магнезит)
- морская вода
- рассолы (рапа соляных озёр).
- Большая часть мировой добычи магния сосредоточена в США (43 %), странах СНГ (26 %) и Норвегии (17 %), возрастает доля Китая.

Физические свойства магния

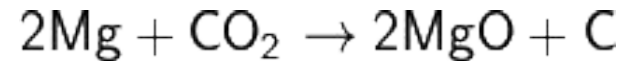
- Магний — металл серебристо-белого цвета с гексагональной решёткой, обладает металлическим блеском; пространственная группа $R\bar{6}_3/mmc$, параметры решётки $a = 0,32029$ нм, $c = 0,52000$ нм, $Z = 2$. При обычных условиях поверхность магния покрыта прочной защитной плёнкой оксида магния MgO , которая разрушается при нагреве на воздухе до примерно $600\text{ }^\circ\text{C}$, после чего металл сгорает с ослепительно белым пламенем с образованием оксида и нитрида магния Mg_3N_2 . Плотность магния при $20\text{ }^\circ\text{C}$ — $1,738\text{ г/см}^3$, температура плавления металла $t_{\text{пл}} = 650\text{ }^\circ\text{C}$, температура кипения $t_{\text{кип}} = 1090\text{ }^\circ\text{C}$, теплопроводность при $20\text{ }^\circ\text{C}$ — $156\text{ Вт/(м}\cdot\text{К)}$.
- Магний высокой чистоты пластичен, хорошо прессуется, прокатывается и поддаётся обработке резанием.

Химические свойства магния

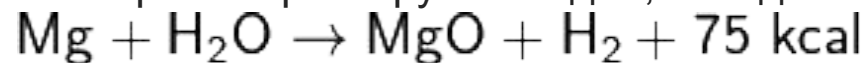
При нагревании на воздухе магний сгорает с образованием оксида и небольшого количества нитрида. При этом выделяется большое количество теплоты и световой энергии:



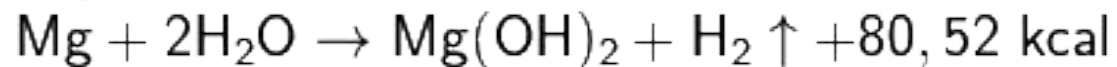
Магний может гореть даже в углекислом газе:



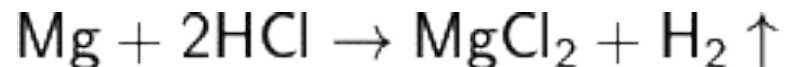
Раскаленный магний энергично реагирует с водой, вследствие чего горящий магний нельзя тушить водой:



Возможна также реакция:



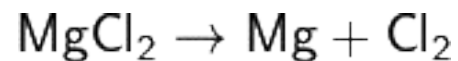
Щелочи на магний не действуют, в кислотах он растворяется с бурным выделением водорода:



Магний со взрывом реагирует с сильными окислителями типа порошкового перманганата калия.

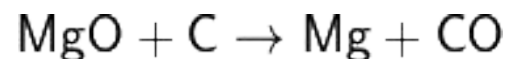
Получение магния, применение.

Обычный промышленный метод получения металлического магния — это электролиз расплава смеси безводных хлоридов магния MgCl_2 (бишофит), натрия NaCl и калия KCl . В расплаве электрохимическому восстановлению подвергается хлорид магния:

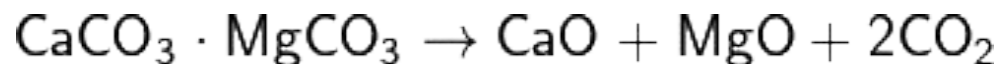


Расплавленный металл периодически отбирают из электролизной ванны, а в неё добавляют новые порции магнийсодержащего сырья. Так как полученный таким способом магний содержит сравнительно много (около 0,1 %) примесей, при необходимости «сырой» магний подвергают дополнительной очистке. С этой целью используют электролитическое рафинирование, переплавку в вакууме с использованием специальных добавок — флюсов, которые «отнимают» примеси от магния или перегонку (сублимацию) металла в вакууме. Чистота рафинированного магния достигает 99,999 % и выше.

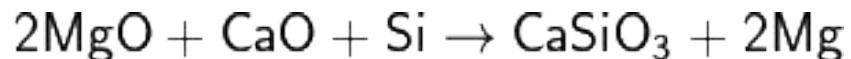
Разработан и другой способ получения магния — термический. В этом случае для восстановления оксида магния при высокой температуре используют кремний или кокс:



Применение кремния позволяет получать магний из такого сырья, как доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, не проводя предварительного разделения магния и кальция. С участием доломита протекают реакции, вначале производят обжиг доломита:



Затем сильный нагрев с кремнием:



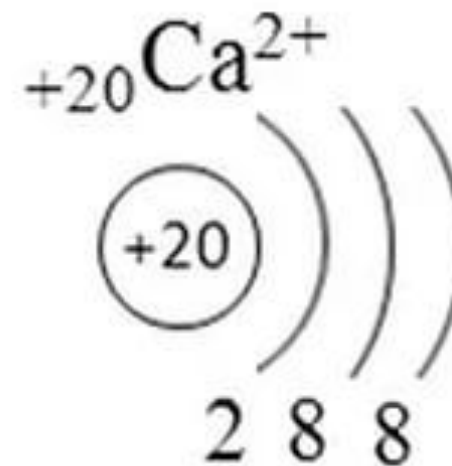
Преимущество термического способа состоит в том, что он позволяет получать магний более высокой чистоты. Для получения магния используют не только минеральное сырьё, но и морскую воду.

- **Применение.** Применяется для восстановления металлического титана из тетрахлорида титана. Используется для получения лёгких и сверхлёгких сплавов (самолётостроение, производство автомобилей), а также для изготовления осветительных и зажигательных ракет.
- **Сплавы.** Сплавы на основе магния являются важным конструкционным материалом в авиационной и автомобильной промышленности благодаря их лёгкости и прочности. Цены на магний в слитках в 2006 году составили в среднем 3 долл./кг. В 2012 году цены на магний составляют порядка 2,8–2,9 долл./кг.
- **Химические источники.** Магний в виде чистого металла, а также его химические соединения (бромид, перхлорат) применяются для производства очень мощных резервных электрических батарей (например, магний-перхлоратный элемент, серно-магниевый элемент, хлористосвинцово-магниевый элемент, хлорсеребряно-магниевый элемент, хлористомедно-магниевый элемент, магний-ванадиевый элемент и др.) и сухих элементов (марганцево-магниевый элемент, висмутисто-магниевый элемент, магний-м-ДНБ элемент и др.). Химические источники тока на основе магния отличаются очень высокими значениями удельных энергетических характеристик и высоким разрядным напряжением.
- **Соединения.** Гидрид магния – один из наиболее ёмких аккумуляторов водорода, применяемых для его хранения.
- **Огнеупорные материалы.** Оксид магния MgO применяется в качестве огнеупорного материала для производства тиглей и специальной футеровки металлургических печей.
- Перхлорат магния, $Mg(ClO_4)_2$ – (ангидрон) применяется для глубокой осушки газов в лабораториях, и в качестве электролита для химических источников тока с участием магния.
- Фторид магния MgF_2 – в виде синтетических монокристаллов применяется в оптике (линзы, призмы).
- Бромид магния $MgBr_2$ – в качестве электролита для химических резервных источников тока.

- **Военное.** Свойство магния гореть белым ослепительным пламенем широко используется в военной технике для изготовления осветительных и сигнальных ракет, трассирующих пуль и снарядов, зажигательных бомб. В смеси с соответствующими окислителями он также является основным компонентом заряда светошумовых боеприпасов.
- **Медицина.** Магний является жизненно-важным элементом, который находится во всех тканях организма и необходим для нормального функционирования клеток. Участвует в большинстве реакций обмена веществ, в регуляции передачи нервных импульсов и в сокращении мышц, оказывает спазмолитическое и антиагрегантное действие. Оксид и соли магния традиционно применяются в медицине в кардиологии, неврологии и гастроэнтерологии (аспаркам, сульфат магния, цитрат магния). Наиболее интересным природным ресурсом магния является минерал бишофит. Оказалось, что магниевые эффекты бишофита в первую очередь проявляются при транскутанном (через кожу) применении в лечении патологии опорно-двигательного аппарата. Бишофитотерапия использует биологические эффекты природного магния в лечении и реабилитации широкого круга заболеваний, в первую очередь — позвоночника и суставов, последствий травм, нервной и сердечно-сосудистой систем.
- **Фотография.** Магниевый порошок с окисляющими добавками (нитрат бария, перманганат калия, гипохлорит натрия, хлорат калия и т. д.) применялся (и применяется сейчас в редких случаях) в фотоделе в химических фотовспышках (магниевая фотовспышка).
- **Аккумуляторы.** Магниево-серные батареи являются одними из самых перспективных, превосходя в теории ёмкость ионно-литиевых, однако пока эта технология находится на стадии лабораторных исследований в силу непреодоленности некоторых технических препятствий.

Кальций Ca

- **Кальций** — элемент главной подгруппы второй группы, четвёртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с атомным номером 20. Обозначается символом **Ca** (лат. *Calcium*). Простое вещество **кальций** — мягкий, химически активный щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета.
- Кальций имеет единственную степень окисления +2

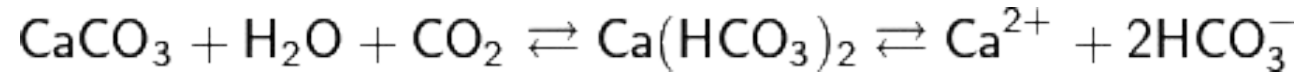


Распространение и нахождение в природе кальция

- Из-за высокой химической активности кальций в свободном виде в природе не встречается. На долю кальция приходится 3,38 % массы земной коры (5-е место по распространенности после кислорода, кремния, алюминия и железа). Содержание элемента в морской воде — 400 мг/л.
- **Изотопы.** Кальций встречается в природе в виде смеси шести изотопов: ^{40}Ca , ^{42}Ca , ^{43}Ca , ^{44}Ca , ^{46}Ca и ^{48}Ca , среди которых наиболее распространённый — ^{40}Ca — составляет 96,97 %. Ядра кальция содержат магическое число протонов: $Z = 20$. Изотопы $^{40}_{20}\text{Ca}$ и $^{48}_{20}\text{Ca}$ являются двумя из пяти существующих в природе дважды магических ядер. Из шести природных изотопов кальция пять стабильны. Шестой изотоп ^{48}Ca , самый тяжёлый из шести и весьма редкий (его изотопная распространённость равна всего 0,187 %), испытывает двойной бета-распад с периодом полураспада $(4,39 \pm 0,58) \cdot 10^{19}$ лет.
- **В горных породах и минералах.** Большая часть кальция содержится в составе силикатов и алюмосиликатов различных горных пород (граниты, гнейсы и т. п.), особенно в полевом шпате — анортите $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$. В виде осадочных пород соединения кальция представлены мелом и известняками, состоящими в основном из минерала кальцита (CaCO_3). Кристаллическая форма кальцита — мрамор — встречается в природе гораздо реже. Довольно широко распространены такие минералы кальция, как кальцит CaCO_3 , ангидрит CaSO_4 , алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, флюорит CaF_2 , апатиты $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$, доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Присутствием солей кальция и магния в природной воде определяется её жёсткость. Кальций, энергично мигрирующий в земной коре и накапливающийся в различных геохимических системах, образует 385 минералов (четвёртое место по числу минералов).

- **Миграция в земной коре**

В естественной миграции кальция существенную роль играет «карбонатное равновесие», связанное с обратимой реакцией взаимодействия карбоната кальция с водой и углекислым газом с образованием растворимого гидрокарбоната:



(равновесие смещается влево или вправо в зависимости от концентрации углекислого газа). Огромную роль играет биогенная миграция.

- **В биосфере.** Соединения кальция находятся практически во всех животных и растительных тканях (см. ниже). Значительное количество кальция входит в состав живых организмов. Так, гидроксипатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, или, в другой записи, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ — основа костной ткани позвоночных, в том числе и человека; из карбоната кальция CaCO_3 состоят раковины и панцири многих беспозвоночных, яичная скорлупа и др. В живых тканях человека и животных 1,4—2 % Ca (по массовой доле); в теле человека массой 70 кг содержание кальция — около 1,7 кг (в основном в составе межклеточного вещества костной ткани).

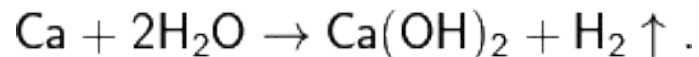
Физические свойства кальция

- Металл кальций существует в двух аллотропных модификациях. До 443°C устойчив α -Ca с кубической гранецентрированной решеткой (параметр $a = 0,558$ нм), выше устойчив β -Ca с кубической объемно-центрированной решеткой типа α -Fe (параметр $a = 0,448$ нм). Стандартная энтальпия перехода $\alpha \rightarrow \beta$ составляет $0,93$ кДж/моль.
- При постепенном повышении давления начинает проявлять свойства полупроводника, но не становится полупроводником в полном смысле этого слова (металлом уже тоже не является). При дальнейшем повышении давления возвращается в металлическое состояние и начинает проявлять сверхпроводящие свойства (температура сверхпроводимости в шесть раз выше, чем у ртути, и намного превосходит по проводимости все остальные элементы). Уникальное поведение кальция похоже во многом на стронций (то есть параллели в периодической системе сохраняются)

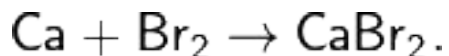
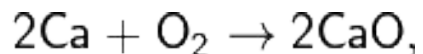
Химические свойства кальция

Кальций — типичный щёлочноземельный металл. Химическая активность кальция высока, но ниже, чем более тяжёлых щёлочноземельных металлов. Он легко взаимодействует с кислородом, углекислым газом и влагой воздуха, из-за чего поверхность металлического кальция обычно тускло-серая, поэтому в лаборатории кальций обычно хранят, как и другие щёлочноземельные металлы, в плотно закрытой банке под слоем керосина или жидкого парафина.

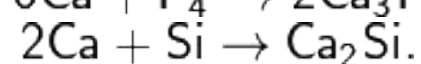
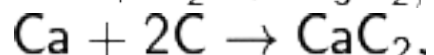
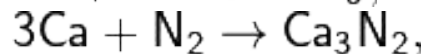
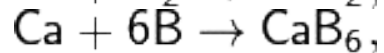
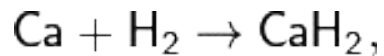
В ряду стандартных потенциалов кальций расположен слева от водорода. Стандартный электродный потенциал пары $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}^0$ $-2,84$ В, так что кальций активно реагирует с водой, но без воспламенения:



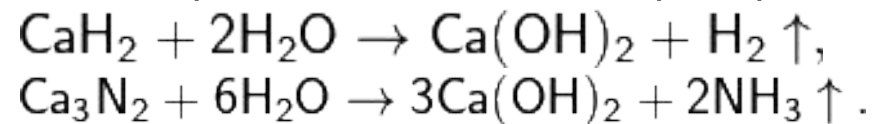
С активными неметаллами (кислородом, хлором, бромом, йодом) кальций реагирует при обычных условиях:



При нагревании на воздухе или в кислороде кальций воспламеняется и горит красным пламенем с оранжевым оттенком («кирпично-красным»). С менее активными неметаллами (водородом, бором, углеродом, кремнием, азотом, фосфором и другими) кальций вступает во взаимодействие при нагревании, например:



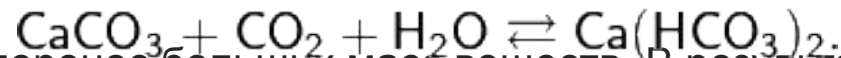
Кроме получающихся в этих реакциях фосфида кальция Ca_3P_2 и силицида кальция Ca_2Si , известны также фосфиды кальция составов CaP и CaP_5 и силициды кальция составов CaSi , Ca_3Si_4 и CaSi_2 . Протекание указанных выше реакций, как правило, сопровождается выделением большого количества теплоты. Во всех соединениях с неметаллами степень окисления кальция +2. Большинство из соединений кальция с неметаллами легко разлагается водой, например:



Ион Ca^{2+} бесцветен. При внесении в пламя растворимых солей кальция пламя окрашивается в кирпично-красный цвет.

Такие соли кальция, как хлорид CaCl_2 , бромид CaBr_2 , иодид CaI_2 и нитрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, хорошо растворимы в воде. Нерастворимы в воде фторид CaF_2 , карбонат CaCO_3 , сульфат CaSO_4 , ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, оксалат CaC_2O_4 и некоторые другие.

Важное значение имеет то обстоятельство, что, в отличие от карбоната кальция CaCO_3 , кислый карбонат кальция (гидрокарбонат) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в воде растворим. В природе это приводит к следующим процессам. Когда холодная дождевая или речная вода, насыщенная углекислым газом, проникает под землю и попадает на известняки, то наблюдается их растворение, а тех же местах, где вода, насыщенная гидрокарбонатом кальция, выходит на поверхность земли и нагревается солнечными лучами, протекает обратная реакция

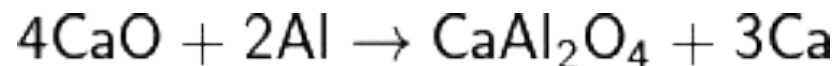


Так в природе происходит перенос больших масс веществ. В результате под землей могут образоваться огромные карстовые полости и провалы, а в пещерах образуются красивые каменные «сосульки» — сталактиты и сталагмиты.

Наличие в воде растворенного гидрокарбоната кальция во многом определяет временную жёсткость воды. Временной её называют потому, что при кипячении воды гидрокарбонат разлагается, и в осадок выпадает CaCO_3 . Это явление приводит, например, к тому, что в чайнике со временем образуется накипь.

Получение и применение кальция

- Получение. Свободный металлический кальций получают электролизом расплава, состоящего из CaCl_2 (75–80 %) и KCl или из CaCl_2 и CaF_2 , а также алюминотермическим восстановлением CaO при 1170–1200 °С:



- Применение. Главное применение металлического кальция — это использование его как восстановителя при получении металлов, особенно никеля, меди и нержавеющей стали. Кальций и его гидрид используются также для получения трудновосстанавливаемых металлов, таких, как хром, торий и уран. Сплавы кальция со свинцом находят применение в аккумуляторных батареях и подшипниковых сплавах. Кальциевые гранулы используются также для удаления следов воздуха из электровакуумных приборов. Чистый металлический кальций широко применяется в металлотермии при получении редкоземельных элементов.
- Изотоп ^{48}Ca — один из эффективных и употребительных материалов для производства сверхтяжёлых элементов и открытия новых элементов таблицы Менделеева. Это связано с тем, что кальций-48 является дважды магическим ядром, поэтому его устойчивость позволяет ему быть достаточно нейтроноизбыточным для лёгкого ядра; при синтезе сверхтяжёлых ядер необходим избыток нейтронов.

Стронций Sr

- **Стронций** — элемент главной подгруппы второй группы, пятого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 38. Обозначается символом **Sr** (лат. *Strontium*). Простое вещество **стронций** — мягкий, ковкий и пластичный щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета. Обладает высокой химической активностью, на воздухе быстро реагирует с влагой и кислородом, покрываясь жёлтой оксидной плёнкой.
- Sr +38)2)8)18)8)2
- Стронций имеет единственную степень окисления +2



Распространение и нахождение в природе

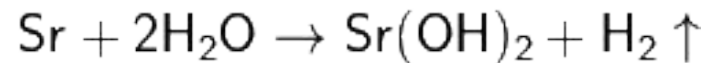
- В свободном виде стронций не встречается. Он входит в состав около 40 минералов. Из них наиболее важный — целестин SrSO_4 (51,2 % Sr). Добывают также стронцианит SrCO_3 (64,4 % Sr). Эти два минерала имеют промышленное значение. Чаще всего стронций присутствует как примесь в различных кальциевых минералах.
- Среди прочих минералов стронция:
- $\text{SrAl}_3(\text{AsO}_4)\text{SO}_4(\text{OH})_6$ — кеммлицит;
- $\text{Sr}_2\text{Al}(\text{CO}_3)\text{F}_5$ — стенонит;
- $\text{SrAl}_2(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — стронциодрессерит;
- $\text{SrAl}_3(\text{PO}_4)_2(\text{OH})_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — гойясит;
- $\text{Sr}_2\text{Al}(\text{PO}_4)_2\text{OH}$ — гудкенит;
- $\text{SrAl}_3(\text{PO}_4)\text{SO}_4(\text{OH})_6$ — сванбергит;
- $\text{Sr}(\text{AlSiO}_4)_2$ — слосонит;
- $\text{Sr}(\text{AlSi}_3\text{O}_8)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — брюстерит;
- $\text{Sr}_5(\text{AsO}_4)_3\text{F}$ — ферморит;
- $\text{Sr}_2(\text{B}_{14}\text{O}_{23}) \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ — стронциоджинорит;
- $\text{Sr}(\text{B}_2\text{O}_7)\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ — стронциохидьгардит;

Физические свойства стронция

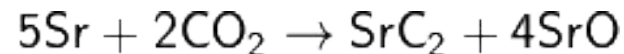
- Стронций — мягкий серебристо-белый металл, обладает ковкостью и пластичностью, легко режется ножом.
- Полиморфен — известны три его модификации. До 215оС устойчива кубическая гранецентрированная модификация (α -Sr), между 215 и 605оС — гексагональная (β -Sr), выше 605оС — кубическая объемноцентрированная модификация (γ -Sr).
- Температура плавления — 768оС, температура кипения — 1390оС.

Химические свойства стронция

- Стронций в своих соединениях всегда проявляет степень окисления +2. По свойствам стронций близок к кальцию и барию, занимая промежуточное положение между ними.
- В электрохимическом ряду напряжений стронций находится среди наиболее активных металлов (его нормальный электродный потенциал равен $-2,89$ В). Энергично реагирует с водой, образуя гидроксид:



- Взаимодействует с кислотами, вытесняет тяжёлые металлы из их солей. С концентрированными кислотами (H_2SO_4 , HNO_3) реагирует слабо.
- Металлический стронций быстро окисляется на воздухе, образуя желтоватую плёнку, в которой, помимо оксида SrO , всегда присутствуют пероксид SrO_2 и нитрид Sr_3N_2 . При нагревании на воздухе загорается, порошкообразный стронций на воздухе склонен к самовоспламенению.
- Энергично реагирует с неметаллами — серой, фосфором, галогенами. Взаимодействует с водородом (выше 200°C), азотом (выше 400°C). Практически не реагирует с щелочами.
- При высоких температурах реагирует с CO_2 , образуя карбид:



- Легкорастворимы соли стронция с анионами Cl^- , I^- , NO_3^- . Соли с анионами F^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} малорастворимы.

Получение и применение стронция

- *Получение.* Существуют 3 способа получения металлического стронция:
- термическое разложение некоторых соединений
- электролиз
- восстановление оксида или хлорида

Основным промышленным способом получения металлического стронция является термическое восстановление его оксида алюминием. Далее полученный стронций очищается возгонкой.

Электролитическое получение стронция электролизом расплава смеси SrCl_2 и NaCl не получило широкого распространения из-за малого выхода по току и загрязнения стронция примесями.

При термическом разложении гидроксида или нитрида стронция образуется мелкодисперсный стронций, склонный к легкому воспламенению.

- *Применение.* Основные области применения стронция и его химических соединений — это радиоэлектронная промышленность, пиротехника, металлургия, пищевая промышленность.
- *Металлургия.* Стронций применяется для легирования меди и некоторых её сплавов, для введения в аккумуляторные свинцовые сплавы, для десульфурации чугуна, меди и сталей.
- *Металлотермия.* Стронций чистотой 99,99—99,999 % применяется для восстановления урана.
- *Магнитные материалы.* Магнитотвёрдые ферриты стронция широко употребляются в качестве материалов для производства постоянных магнитов.
- *Пиротехника.* В пиротехнике применяются карбонат, нитрат, перхлорат стронция для окрашивания пламени в карминово-красный цвет. Сплав магний-стронций обладает сильнейшими пирофорными свойствами и находит применение в пиротехнике для зажигательных и сигнальных составов.
- *Ядерная энергетика.* Уранат стронция играет важную роль при получении водорода (стронций-уранатный цикл, Лос-Аламос, США) термохимическим способом (атомно-водородная энергетика), и, в частности, разрабатываются способы непосредственного деления ядер урана в составе ураната стронция для получения тепла при разложении воды на водород и кислород.
- *Высокотемпературная сверхпроводимость.* Оксид стронция применяется в качестве компонента сверхпроводящих керамик.
- *Вакуумные электронные приборы.* Оксид стронция, в составе твёрдого раствора оксидов других щёлочноземельных металлов — бария и кальция (BaO , CaO), используется в качестве активного слоя катодов косвенного накала в вакуумных электронных приборах.
- *Химические источники тока.* Фторид стронция используется в качестве компонента твердотельных фторионных аккумуляторных батарей с большой энергоемкостью и энергоплотностью. Сплавы стронция с оловом и свинцом применяются для отливки токоотводов аккумуляторных батарей. Сплавы стронций-кадмий для анодов гальванических элементов.
- *Медицина.* Изотоп с атомной массой 89, имеющий период полураспада 50,55 суток, применяется (в виде хлорида) в качестве противоопухолевого средства.

Барий Ва

- Барий — элемент главной подгруппы второй группы, шестого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 56. Обозначается символом Ва (лат. Barium). Простое вещество барий — мягкий, ковкий щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета. Обладает высокой химической активностью.
- Барий имеет единственную степень окисления +2
- Ва +56)2)8)18)18)8)2
- Природный барий состоит из смеси семи стабильных изотопов: ^{130}Ba , ^{132}Ba , ^{134}Ba , ^{135}Ba , ^{136}Ba , ^{137}Ba , ^{138}Ba . Последний является самым распространённым (71,66 %). Известны и радиоактивные изотопы бария, наиболее важным из которых является ^{140}Ba . Он образуется при распаде урана, тория и плутония.



Распространение и нахождение в природе

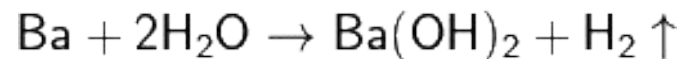
- Содержание бария в земной коре составляет 0,05 % по массе; в морской воде среднее содержание бария составляет 0,02 мг/литр. Барий активен, он входит в подгруппу щелочноземельных металлов и в минералах связан достаточно прочно. Основные минералы: барит (BaSO_4) и витерит (BaCO_3).
- Редкие минералы бария: цельзиан или бариевый полевой шпат (алюмосиликат бария), гиалофан (смешанный алюмосиликат бария и калия), нитробарит (нитрат бария) и пр.
- **Типы месторождений.** По минеральным ассоциациям баритовые руды делятся на мономинеральные и комплексные. Комплексные подразделяются на барито-сульфидные (содержат сульфиды свинца, цинка, иногда меди и железного колчедана, реже Sn, Ni, Au, Ag), барито-кальцитовые (содержат до 75 % кальцита), железо-баритовые (содержат магнетит, гематит, а в верхних зонах гетит и гидрогетит) и барито-флюоритовые (кроме барита и флюорита, обычно содержат кварц и кальцит, а в виде небольших примесей иногда присутствуют сульфиды цинка, свинца, меди и ртути).
- С практической точки зрения наибольший интерес представляют гидротермальные жильные мономинеральные, барито-сульфидные и барито-флюоритовые месторождения. Промышленное значение имеют также некоторые метасоматические пластовые месторождения и элювиальные россыпи. Осадочные месторождения, представляющие собой типичные химические осадки водных бассейнов, встречаются редко и существенной роли не играют.
- Как правило, баритовые руды содержат другие полезные компоненты (флюорит, галенит, сфалерит, медь, золото в промышленных концентрациях), поэтому они используются комплексно.

Физические свойства бария

- Барий — серебристо-белый ковкий металл. При резком ударе раскалывается. Существуют две аллотропные модификации бария: до 375 °С устойчив α -Ba с кубической объёмно-центрированной решёткой ($a = 0,501$ нм), выше устойчив β -Ba.
- Твёрдость по шкале Мооса 1,25^[4].
- Хранят металлический барий в керосине или под слоем парафина.

Химические свойства бария

Барий — щёлочноземельный металл. На воздухе барий быстро окисляется, образуя смесь оксида бария BaO и нитрида бария Ba_3N_2 , а при незначительном нагревании воспламеняется. Энергично реагирует с водой, образуя гидроксид бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

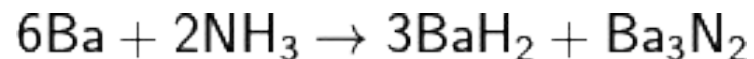


Активно взаимодействует с разбавленными кислотами. Многие соли бария нерастворимы или малорастворимы в воде: сульфат бария BaSO_4 , сульфит бария BaSO_3 , карбонат бария BaCO_3 , фосфат бария $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$. Сульфид бария BaS , в отличие от сульфида кальция CaS , хорошо растворим в воде. Растворимые соли бария позволяют определить наличие в растворе серной кислоты и её растворимых солей по выпадению белого осадка сульфата бария, нерастворимого в воде и кислотах.

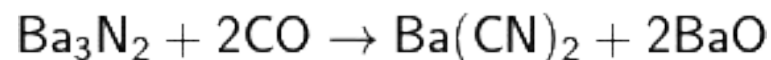
Легко вступает в реакцию с галогенами, образуя галогениды.

При нагревании с водородом образует гидрид бария BaH_2 , который, в свою очередь, с гидридом лития LiH дает комплекс $\text{Li}[\text{BaH}_3]$.

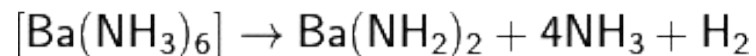
Реагирует при нагревании с аммиаком:



Нитрид бария Ba_3N_2 при нагревании взаимодействует с CO , образуя цианид:



С жидким аммиаком дает темно-синий раствор, из которого можно выделить аммиакат $[\text{Ba}(\text{NH}_3)_6]$, имеющий золотистый блеск и легко разлагающийся с отщеплением NH_3 . В присутствии платинового катализатора аммиакат разлагается с образованием амида бария:



Карбид бария BaC_2 может быть получен при нагревании в дуговой печи BaO с углем.

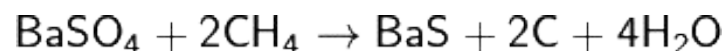
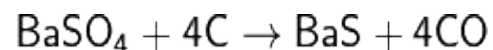
С фосфором образует фосфид Ba_3P_2 .

Барий восстанавливает оксиды, галогениды и сульфиды многих металлов до соответствующего металла.

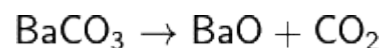
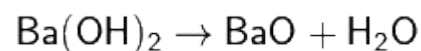
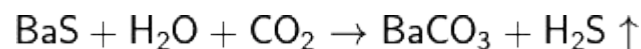
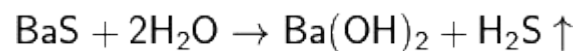
Получение и применение

- Получение.

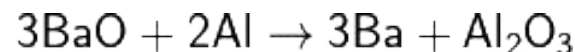
Основное сырьё для получения бария — баритовый концентрат (80–95 % BaSO_4), который, в свою очередь, получают флотацией барита. Сульфат бария в дальнейшем восстанавливают коксом или природным газом:



Далее сульфид при нагревании гидролизуют до гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или под действием CO_2 превращают в нерастворимый карбонат бария BaCO_3 , который затем переводят в оксид бария BaO (прокаливание при 800 °С для $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и свыше 1000 °С для BaCO_3):



Металлический барий получают из оксида восстановлением алюминием в вакууме при 1200–1250 °С:



Очищают барий перегонкой в вакууме или зонной плавкой.

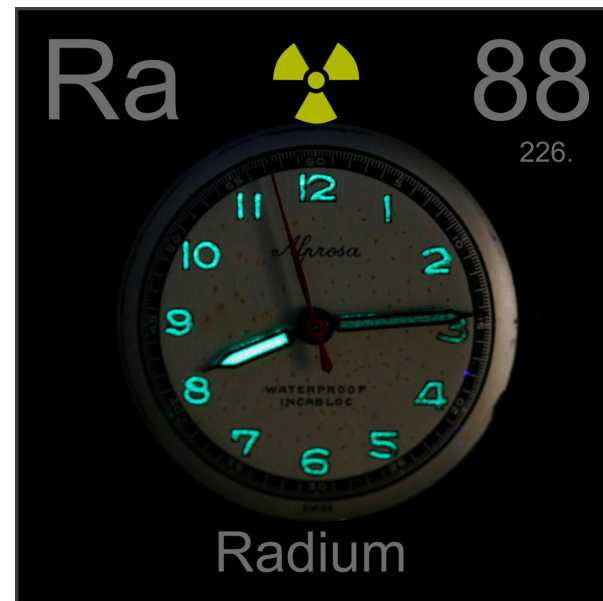
Применение.

- **Вакуумные электронные приборы.** Металлический барий, часто в сплаве с алюминием используется в качестве газопоглотителя (геттера) в высоковакуумных электронных приборах. Оксид бария, в составе твёрдого раствора оксидов других щёлочноземельных металлов — кальция и стронция (CaO, SrO), используется в качестве активного слоя катодов косвенного накала.
- **Антикоррозионный материал.** Барий добавляется совместно с цирконием в жидкометаллические теплоносители (сплавы натрия, калия, рубидия, лития, цезия) для уменьшения агрессивности последних к трубопроводам, и в металлургии.
- **Сегнето- и пьезоэлектрик.** Титанат бария используется в качестве диэлектрика при изготовлении керамических конденсаторов, а также в качестве материала для пьезоэлектрических микрофонов и пьезокерамических излучателей.
- **Оптика.** Фторид бария применяется в виде монокристаллов в оптике (линзы, призмы).
- **Пиротехника.** Пероксид бария используется для пиротехники и как окислитель. Нитрат бария и хлорат бария используется в пиротехнике для окрашивания пламени (зелёный огонь).
- **Атомно-водородная энергетика.** Хромат бария применяется при получении водорода и кислорода термохимическим способом (цикл Ок-Ридж, США).

- **Высокотемпературная сверхпроводимость.** Пероксид бария совместно с оксидами меди и редкоземельных металлов применяется для синтеза сверхпроводящей керамики, работающей при температуре жидкого азота и выше.
- **Ядерная энергетика.** Оксид бария применяется для варки специального сорта стекла — применяемого для покрытия урановых стержней. Один из широко распространённых типов таких стекол имеет следующий состав — (оксид фосфора — 61 %, ВаО — 32 %, оксид алюминия — 1,5 %, оксид натрия — 5,5 %). В стекловарении для атомной промышленности применяется также и фосфат бария.
- **Химические источники тока.** Фторид бария используется в твердотельных фторионных аккумуляторных батареях в качестве компонента фторидного электролита. Оксид бария используется в мощных медноокисных аккумуляторах в качестве компонента активной массы (окись бария-окись меди). Сульфат бария применяется в качестве расширителя активной массы отрицательного электрода при производстве свинцово-кислотных аккумуляторов.
- **Применение в медицине.** Сульфат бария, нерастворимый и нетоксичный, применяется в качестве рентгеноконтрастного вещества при медицинском обследовании желудочно-кишечного тракта.

Радий Ra

- **Радий** — элемент главной подгруппы второй группы, седьмого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 88. Обозначается символом **Ra** (лат. *Radium*). Простое вещество **радий** — блестящий щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета, быстро тускнеющий на воздухе. Обладает высокой химической активностью. Радиоактивен; наиболее устойчив нуклид ^{226}Ra (период полураспада около 1600 лет).
- Радий имеет единственную степень окисления +2



Распространение и нахождение в природе

- Название «радий» связано с излучением ядер атомов Ra (лат. *radius* — луч).
- Радий довольно редок. За прошедшее с момента его открытия время — более столетия — во всём мире удалось добыть всего только 1,5 кг чистого радия. Одна тонна урановой смолки, из которой супруги Кюри получили радий, содержит лишь около 0,0001 г радия-226. Весь природный радий является радиогенным — возникает при распаде урана-238, урана-235 или тория-232; из четырёх найденных в природе наиболее распространённым и долгоживущим изотопом (период полураспада 1602 года) является радий-226, входящий в радиоактивный ряд урана-238. В равновесии отношение содержания урана-238 и радия-226 в руде равно отношению их периодов полураспада: $(4,468 \cdot 10^9 \text{ лет}) / (1602 \text{ года}) = 2,789 \cdot 10^6$. Таким образом, на каждые три миллиона атомов урана в природе приходится лишь один атом радия или 1,02 мкг/т (кларк в земной коре). Геохимия радия во многом определяется особенностями миграции и концентрации урана, а также химическими свойствами самого радия — активного щёлочноземельного металла. Среди процессов, способствующих концентрированию радия, следует указать в первую очередь на формирование на небольших глубинах геохимических барьеров, в которых концентрируется радий. Такими барьерами могут быть, например, сульфатные барьеры в зоне окисления. Поднимающиеся снизу хлоридные сероводородные радийсодержащие воды в зоне окисления становятся сульфатными, радий осаждается с BaSO_4 и CaSO_4 , где он становится практически нерастворимым постоянным источником радона. Из-за высокой миграционной способности урана и способности его к концентрированию формируются многие типы урановых рудообразований в гидротермах, углях, битумах, углистых сланцах, песчаниках, торфяниках, фосфоритах, бурых железняках, глинах с костными остатками рыб (литофациями). При сжигании углей зола и шлаки обогащаются ^{226}Ra . Также содержание радия повышено в фосфатных породах.

- В результате распада урана и тория и выщелачивания из вмещающих пород в нефти постоянно образуются радионуклиды радия. В статическом состоянии нефть находится в природных ловушках, обмена радием между нефтью и подпирающими её водами нет (кроме зоны контакта вода-нефть) и в результате имеется избыток радия в нефти. При разработке месторождения пластовые и закачиваемые воды интенсивно поступают в нефтяные пласты, поверхность раздела вода–нефть резко увеличивается, и в результате радий уходит в поток фильтрующихся вод. При повышенном содержании сульфат-ионов растворенные в воде радий и барий осаждаются в виде радиобарита $Ba(Ra)SO_4$, который выпадает на поверхности труб, арматуры, резервуаров. Типичная объёмная активность поступающей на поверхность водонефтяной смеси по ^{226}Ra и ^{228}Ra может быть порядка 10 Бк/л (соответствует жидким радиоактивным отходам).
- Основная масса радия находится в рассеянном состоянии в горных породах. Радий — химический аналог щелочных и щёлочноземельных порообразующих элементов, из которых состоят полевые шпаты, составляющие половину массы земной коры. Калиевые полевые шпаты — главные порообразующие минералы кислых магматических пород — гранитов, сиенитов, гранодиоритов и др. Известно, что граниты обладают природной радиоактивностью несколько выше фоновой из-за содержащегося в них урана. Хотя кларк урана не превышает 3 г/т, но в гранитах его содержание составляет уже 25 г/т. Но если гораздо более распространённый химический аналог радия барий входит в состав довольно редких калий-бариевых полевых шпатов (гиалофанов), а «чистый» бариевый полевой шпат, минерал цельзиан $BaAl_2Si_2O_8$ очень редок, то накопления радия с образованием радиевых полевых шпатов и минералов вообще не происходит из-за короткого периода полураспада радия. Радий распадается на радон, уносящийся по порам и микротрещинкам и вымываемый с грунтовыми водами. В природе иногда встречаются молодые радиевые минералы, не содержащие уран, например, радиобарит и радиокальцит, при кристаллизации которых из растворов, обогащённых радием (в непосредственной близости от легкорастворимых вторичных урановых минералов), радий сокристаллизуется с барием и кальцием благодаря изоморфизму.

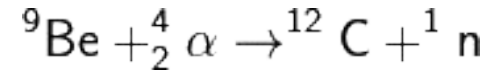
Физические и химические свойства радия

- Радий при нормальных условиях представляет собой блестящий белый металл, на воздухе темнеет (вероятно, вследствие образования нитрида радия). Реагирует с водой. Ведёт себя подобно барию и стронцию, но более химически активен. Обычная степень окисления — +2. Гидроксид радия $\text{Ra}(\text{OH})_2$ — сильное, коррозионное основание.

Получение и применение

- Получение. Получить чистый радий в начале XX в. стоило огромного труда. Мария Кюри трудилась 12 лет, чтобы получить крупинку чистого радия. Чтобы получить всего 1 г чистого радия, нужно было несколько вагонов урановой руды, 100 вагонов угля, 100 цистерн воды и 5 вагонов разных химических веществ. Поэтому на начало XX в. в мире не было более дорогого металла. За 1 г радия нужно было заплатить больше 200 кг золота.
- Обычно радий добывается из урановых руд. В рудах, достаточно старых для восстановления векового радиоактивного равновесия в ряду урана-238, на тонну урана приходится 333 миллиграмма радия-226.
- Существует также способ добычи радия из радиоактивных природных вод, выщелачивающих радий из урансодержащих минералов. Содержание радия в них может достигать до $7,5 \times 10^{-9}$ г/г. Так, на месте нынешнего поселка Водный Ухтинского района Республики Коми с 1931 г. до 1956 г. действовало единственное в мире предприятие, где радий выделяли из подземных минерализованных вод Ухтинского месторождения, так называемый «Водный промысел».
- Из анализа документов, сохранившихся в архиве правопреемника этого завода (ОАО Ухтинский электрокерамический завод «Прогресс»), было подсчитано, что до закрытия на «Водном промысле» было выпущено примерно 271 г радия. В 1954 г. мировой запас добытого радия оценивался в 2,5 кг. Таким образом, к началу 50-х гг. примерно каждый десятый грамм радия был получен на «Водном промысле»

- Применение. В настоящее время радий иногда используют в компактных источниках нейтронов, для этого небольшие его количества сплавляются с бериллием. Под действием альфа-излучения (ядер гелия-4) из бериллия выбиваются нейтроны:



- В медицине радий используют как источник радона для приготовления радоновых ванн (хотя в настоящее время их полезность оспаривается). Кроме того, радий применяют для кратковременного облучения при лечении злокачественных заболеваний кожи, слизистой оболочки носа, мочевого тракта. Однако в настоящее время существует множество более подходящих для этих целей радионуклидов с нужными свойствами, которые получают на ускорителях или в ядерных реакторах, например, ${}^{60}\text{Co}$ ($T_{1/2} = 5,3$ года), ${}^{137}\text{Cs}$ ($T_{1/2} = 30,2$ года), ${}^{182}\text{Ta}$ ($T_{1/2} = 115$ сут.), ${}^{192}\text{Ir}$ ($T_{1/2} = 74$ сут.), ${}^{198}\text{Au}$ ($T_{1/2} = 2,7$ сут.) и т. д.
- Отопление радием: камин 21 века. Французская карточка 1910 года. До 70-х годов XX века радий часто использовался для изготовления светящихся красок постоянного свечения (для разметки циферблатов авиационных и морских приборов, специальных часов и других приборов), однако сейчас его обычно заменяют менее опасными изотопами: тритием ($T_{1/2} = 12,3$ года) или ${}^{147}\text{Pm}$ ($T_{1/2} = 2,6$ года). Иногда часы с радиевым светосоставом выпускались и в гражданском исполнении, в том числе наручные. Также радиевую светомассу в быту можно встретить в некоторых старых ёлочных игрушках, тумблерах с подсветкой кончика рычажка, на шкалах некоторых старых радиоприёмников и прочее. Характерный признак светосостава постоянного действия советского производства — краска горчично-жёлтого цвета, хотя иногда цвет бывает и другим (белым, зеленоватым, тёмно-оранжевым и прочее). Опасность таких приборов состоит в том, что они не содержали предупреждающей маркировки, выявить их можно только дозиметрами. Также люминофор с годами деградирует и краска к нашему времени зачастую перестаёт светиться, что, разумеется, не делает её менее опасной, так как радий никуда не девается. Ещё одна опасная особенность радиевой светомассы в том, что со временем краска деградирует и может начать осыпаться, и пылинки такой краски, попавшая внутрь организма с едой или при вдохе, способна причинить большой вред за счёт альфа-излучения.