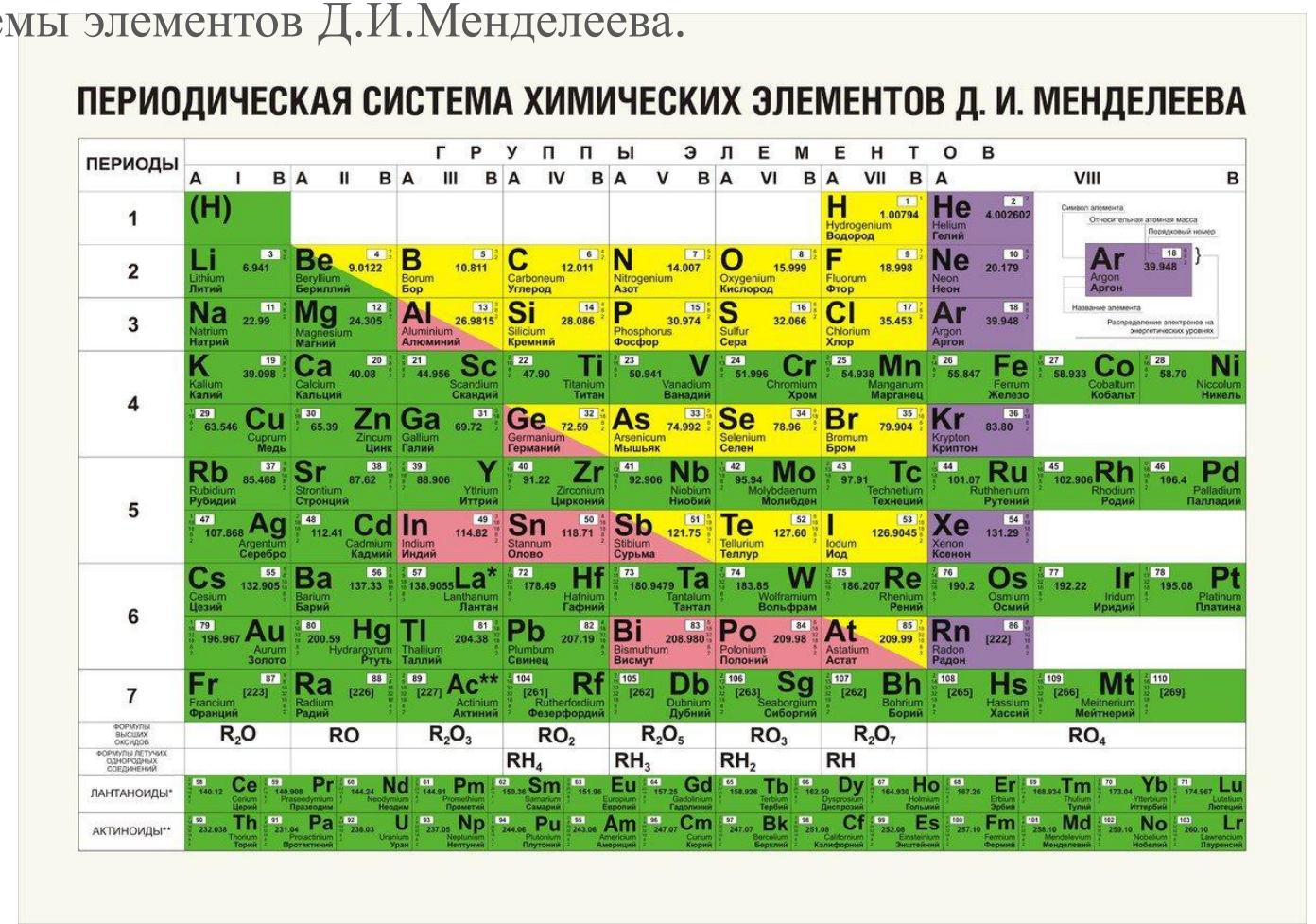
Щёлочноземельные металлы

Положение в периодической системе

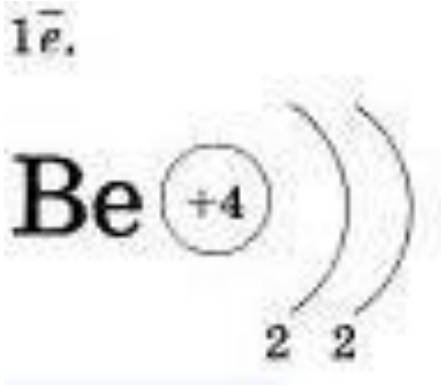
- Щёлочноземельные металлы находятся в главной подгруппе второй группы периодической системы элементов Д.И.Менделеева.



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 - 1s2 2s2
- 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: эвдидимита, 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 $[Be(OH)_4]^{2-}$)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 °C. Порошок бериллия при поджигании горит ярким пламенем, при этом образуются оксид и нитрид. Галогены реагируют с бериллием при температуре выше 600 °C, а халькогены требуют ещё более высокой температуры. Аммиак взаимодействует с бериллием при температуре выше 1200 °C с образованием нитрида Be_3N_2, а углерод даёт карбид Be_2C при 1700 °C. 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:

$$Be + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Be(OH)_4] + H_2\uparrow$$

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

$$Be + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2\uparrow$$

Получение бериллия, применение, наиболее распространённые.

- ***Получение***. В виде простого вещества в XIX веке бериллий получали действием калия на безводный хлорид бериллия: $BeCl_2 + 2K \longrightarrow Be + 2KCl$

В настоящее время бериллий получают, восстанавливая его фторид магнием: $BeF_2 + Mg \longrightarrow Be + MgF_2$

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.
- *Рентгенотехника.* 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 изготовляют 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.

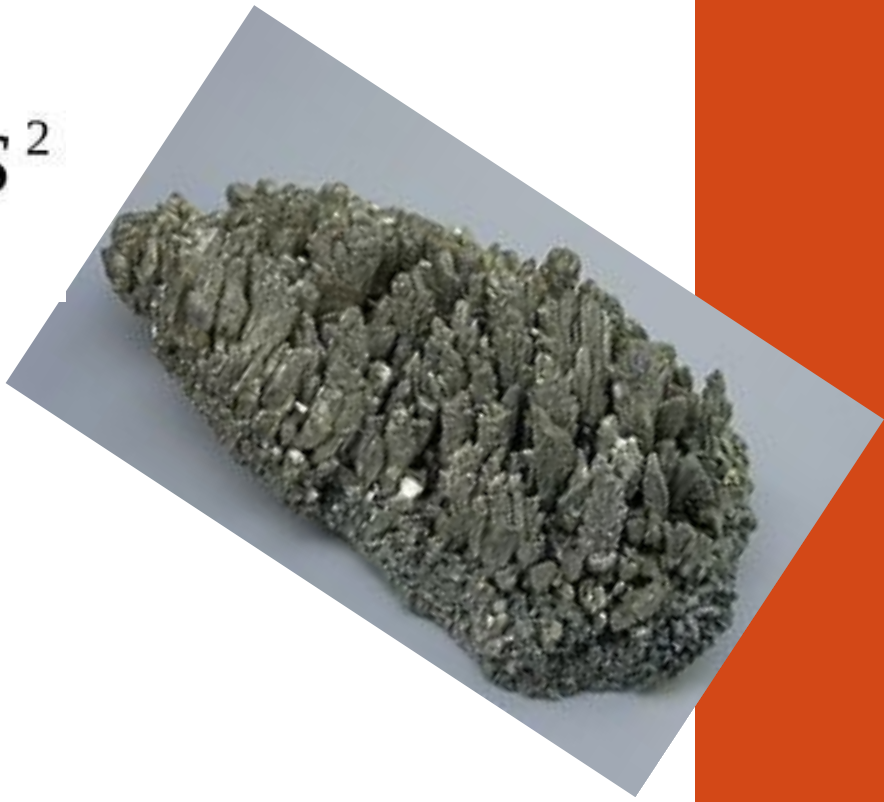
Магний Mg

- **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.

$$+12\,Mg)))\ 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$$

$$2\ 8\ 2$$

- Магний имеет [illegible]



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 магнезиального сырья являются:
- морская вода — (Mg 0,12—0,13 %),
- карналлит — $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$ (Mg 8,7 %),
- бишофит — $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (Mg 11,9 %),
- кизерит — $MgSO_4 \cdot H_2O$ (Mg 17,6 %),
- эпсомит — $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (Mg 9,9 %),
- каинит — $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ (Mg 9,8 %),
- магнезит — $MgCO_3$ (Mg 28,7 %),
- доломит — $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (Mg 13,1 %),
- брусит — $Mg(OH)_2$ (Mg 41,6 %).
- Магнезиальные 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 $P\,6_3/mmc$, 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 °C, после чего металл сгорает с ослепительно белым пламенем с образованием оксида и нитрида магния Mg_3N_2. Плотность магния при 20 °C — 1,738 г/см³, температура плавления металла $t_{пл}$ = 650 °C, температура кипения $t_{кип}$ = 1090 °C, теплопроводность при 20 °C — 156 Вт/(м·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:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

Магний может гореть даже в углекислом газе:

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

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

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2 + 75\ kcal$$

Возможна также реакция:

$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow + 80,52\ kcal$$

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

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

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:

$$MgCl_2 \rightarrow Mg + Cl_2$$

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:

$$MgO + C \rightarrow Mg + CO$$

Применение кремния позволяет получать магний из такого сырья, как доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, не проводя предварительного разделения магния и кальция. С участием доломита протекают реакции, вначале производят обжиг доломита:

$$CaCO_3 \cdot MgCO_3 \rightarrow CaO + MgO + 2CO_2$$

Затем сильный нагрев с кремнием:

$$2MgO + CaO + Si \rightarrow CaSiO_3 + 2Mg$$

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.

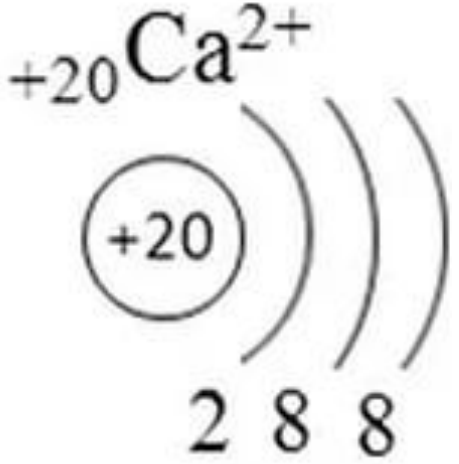
- **Медицина.** Магний является жизненно-важным элементом, который находится во всех тканях организма и необходим для нормального функционирования клеток. Участвует в большинстве реакций обмена веществ, в регуляции передачи нервных импульсов и в сокращении мышц, оказывает спазмолитическое и антиагрегантное 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 непреодолённости некоторых технических препятствий.

Кальций Ca

- **Кальций** — элемент главной подгруппы второй группы, четвёрто
  периода периодической системы химических элементов Д. И. Мен
  с атомным номером 20. Обозначается
  символом **Ca** (лат. *Calcium*). Простое вещество **кальций** — мяг
  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 $^{40}_{20}Ca$ и $^{48}_{20}Ca_{28}$ 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 $Ca[Al_2Si_2O_8]$. 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 $CaSO_4 \cdot 0.5H_2O$ и гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, флюорит CaF_2, апатиты $Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$, доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$. 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:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2HCO_3^-$$

(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, гидроксиапатит $Ca_5(PO_4)_3OH$, или, в другой записи, $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ — 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 °С 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 $\alpha \longrightarrow \beta$ составляет0,93 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 Ca^{2+}/Ca^0 −2,84 В, так что кальций активно реагирует с водой, но без воспламенения:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow .$$

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

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO,$$
$$Ca + Br_2 \rightarrow CaBr_2 .$$

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:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2,$$
$$Ca + 6B \rightarrow CaB_6,$$
$$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2,$$
$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2,$$
$$6Ca + P_4 \rightarrow 2Ca_3P_2.$$
$$2Ca + Si \rightarrow Ca_2Si.$$

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:

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow,$$
$$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3\uparrow.$$

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 $Ca(NO_3)_2$, хорошо растворимы в воде. Нерастворимы в воде фторид CaF_2, карбонат $CaCO_3$,
сульфат $CaSO_4$, ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$, оксалат CaC_2O_4 и некоторые другие.

Важное значение имеет то обстоятельство, что, в отличие от карбоната кальция $CaCO_3$, кислый карбонат кальция (гидрокарбонат) $Ca(HCO_3)_2$ 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

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2.$$

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 вре́менную 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 °C:

$$4CaO + 2Al \rightarrow CaAl_2O_4 + 3Ca$$

- 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:
- $SrAl_3(AsO_4)SO_4(OH)_6$ — кеммлицит;
- $Sr_2Al(CO_3)F_5$ — стенонит;
- $SrAl_2(CO_3)_2(OH)_4 \cdot H_2O$ — стронциодрессерит;
- $SrAl_3(PO_4)_2(OH)_5 \cdot H_2O$ — гойясит;
- $Sr_2Al(PO_4)_2OH$ — гудкенит;
- $SrAl_3(PO_4)SO_4(OH)_6$ — сванбергит;
- $Sr(AlSiO_4)_2$ — слосонит;
- $Sr(AlSi_3O_8)_2 \cdot 5H_2O$ — брюстерит;
- $Sr_5(AsO_4)_3F$ — ферморит;
- $Sr_2(B_{14}O_{23}) \cdot 8H_2O$ — стронциоджинорит;
- $Sr_2(B_5O_9)Cl \cdot H_2O$ — стронциохильгардит;

Физические свойства стронция

- Стронций — мягкий серебристо-белый металл, обладает ковкостью и пластичностью, легко режется ножом.

- Полиморфен — известны три его модификации. До 215oC устойчива кубическая гранецентрированная модификация (α-Sr), между 215 и 605oC — гексагональная (β-Sr), выше 605oC — кубическая объемноцентрированная модификация (γ-Sr).

- Температура плавления — 768oC, температура кипения — 1390oC.

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:

$$Sr + 2H_2O \rightarrow Sr(OH)_2 + H_2\uparrow$$

- Взаимодействует с кислотами, вытесняет тяжёлые металлы из их солей. С концентрированными кислотами (H2SO4, HNO3) реагирует слабо.
- Металлический стронций быстро окисляется на воздухе, образуя желтоватую плёнку, в которой, помимо оксида SrO, всегда присутствуют пероксид SrO2 и нитрид Sr3N2. При нагревании на воздухе загорается, порошкообразный стронций на воздухе склонен к самовоспламенению.
- Энергично реагирует с неметаллами — серой, фосфором, галогенами. Взаимодействует с водородом (выше 200oC), азотом (выше 400oC). Практически не реагирует с щелочами.
- При высоких температурах реагирует с CO2, образуя карбид:

$$5Sr + 2CO_2 \rightarrow SrC_2 + 4SrO$$

- Легкорастворимы соли стронция с анионами Cl−, I−, NO3−. Соли с анионами F−, SO42−, CO32−, PO43− 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 гидрида 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 Ba

- Барий — элемент главной подгруппы второй группы, шестого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 56. Обозначается символом Ba (лат. Barium). Простое вещество барий — мягкий, ковкий щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета. Обладает высокой химической активностью.
- Барий имеет единственную степень окисления +2
- Ba +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 °C 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 $Ba(OH)_2$:

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$$

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 $Ba_3(PO_4)_2$. 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 $Li[BaH_3]$.
Реагирует при нагревании с аммиаком:

$$6Ba + 2NH_3 \rightarrow 3BaH_2 + Ba_3N_2$$

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

$$Ba_3N_2 + 2CO \rightarrow Ba(CN)_2 + 2BaO$$

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

$$[Ba(NH_3)_6] \rightarrow Ba(NH_2)_2 + 4NH_3 + H_2$$

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:

$$BaSO_4 + 4C \rightarrow BaS + 4CO$$

$$BaSO_4 + 2CH_4 \rightarrow BaS + 2C + 4H_2O$$

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

$$BaS + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2S\uparrow$$

$$BaS + H_2O + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2S\uparrow$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow BaO + H_2O$$

$$BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$$

Металлический барий получают из оксида восстановлением алюминием в вакууме при 1200—1250 °C:

$$3BaO + 2Al \rightarrow 3Ba + Al_2O_3$$

Очищают барий перегонкой в вакууме или зонной плавкой.

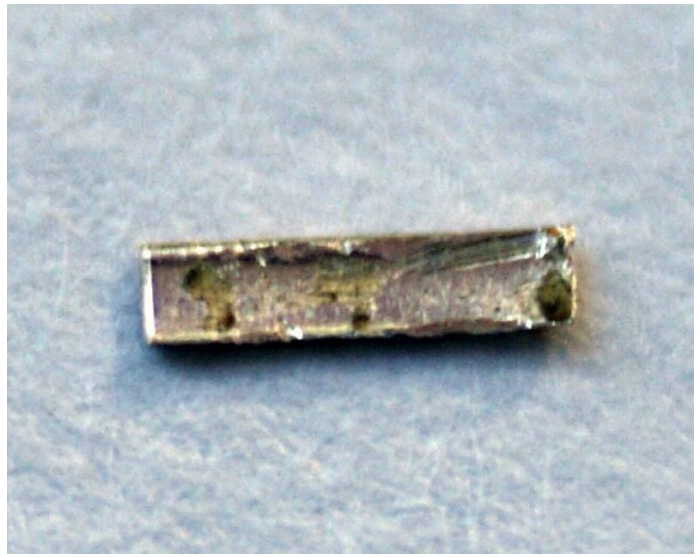
Применение.

- **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 %, BaO — 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 меднооксисных 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 тоннаурановой 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: $(4{,}468 \cdot 10^9$ лет$)/(1602$ 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 породообразующих элементов, из которых состоят полевые шпаты, составляющие половину массы земной коры. Калиевые полевые шпаты — главные породообразующие 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 вымывающийся 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 $Ra(OH)_2$ — 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 доходить до $7{,}5\times10^{-9}$ 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:

$$^{9}\mathrm{Be} + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{12}\mathrm{C} + {}^{1}\mathrm{n}$$

- 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, мочеполового 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}Co ($T_{1/2}$ = 5,3 года), ^{137}Cs ($T_{1/2}$ = 30,2 года), ^{182}Ta ($T_{1/2}$ = 115 сут.), ^{192}Ir ($T_{1/2}$ = 74 сут.), ^{198}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}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 пылинка такой краски, попавшая внутрь организма с едой или при вдохе, способна причинить большой вред за счёт альфа-излучения.