

S-элементы. Элементы 1А группы.

Химические элементы 1А группы образуют естественное семейство **щелочных металлов**.

В него входят литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций.

Из положения этих элементов в ПСХЭ следует, что у них на внешнем электронном слое находится **по 1 электрону**. В химических реакциях атомы щелочных металлов будут стремиться отдать свой единственный внешний электрон и превратиться в катион с зарядом «1+».

Сверху вниз по главной подгруппе увеличивается радиус атомов, а значит, увеличивается восстановительная активность и уменьшается относительная электроотрицательность.

С электронным строением атомов щелочных металлов связана их способность окрашивать пламя в разные цвета: например, литий окрашивает пламя в карминово-красный цвет, натрий – в желтый, калий - в фиолетовый. По цвету пламени можно различить соли этих металлов.

В виде простых веществ щелочные металлы в природе не встречаются. Они распространены в виде хлоридов, сульфатов, алюмосиликатов. Практически все щелочные металлы содержатся в морской воде. Франций – радиоактивный элемент.

2. Свойства простых веществ

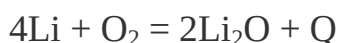
Физические свойства щелочных металлов: серебристо-белые вещества, очень мягкие (мягкость от лития к цезию возрастает, а температура плавления - снижается).

Химические свойства.

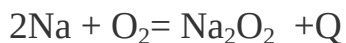
Щелочные металлы очень химически активны. Именно поэтому их нельзя хранить на воздухе, они быстро окисляются. Их активность возрастает от лития к цезию.

Щелочные металлы активно окисляются кислородом воздуха при обычной температуре, поэтому их хранят под слоем керосина или бензина.

Но оксид из них при этом образует только литий:

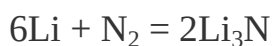


Натрий, калий, рубидий и цезий образуют сложные пероксидные соединения:

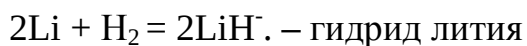
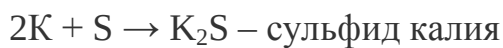


(пероксид натрия)

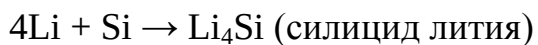
Литий способен реагировать с азотом при комнатной температуре, при этом образуется нитрид лития, остальные щелочные металлы реагируют с азотом при нагревании:



Щелочные металлы могут реагировать и с другими неметаллами, например серой, водородом, галогенами.



с кремнием – Li_4Si ,



с углеродом – Li_2C_2

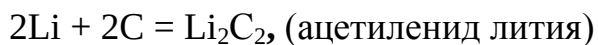


Рис. 1. Взаимодействие натрия с серой при комнатной температуре

Щелочные металлы энергично реагируют с водой. При этом образуется щелочь, выделяется водород и теплота:

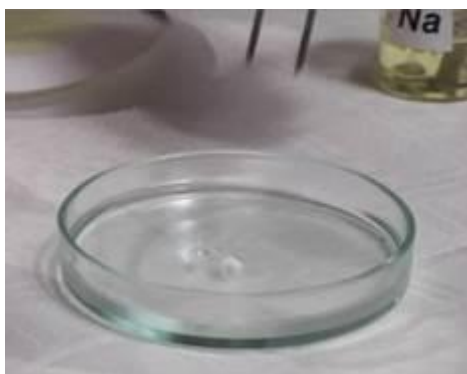
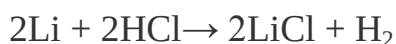


Рис. 2. Взаимодействие натрия с водой

Щелочные металлы могут реагировать с кислотами с выделением водорода.



3. Свойства оксидов, гидроксидов и солей

Оксиды и гидроксиды щелочных металлов обладают основными свойствами. Все оксиды щелочных металлов реагируют с водой с образованием щелочи:



Оксиды щелочных металлов реагируют с кислотными оксидами и кислотами.

Гидроксиды щелочных металлов являются щелочами и обладают всеми характерными для щелочей свойствами. Они изменяют окраску индикаторов, взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами.

Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Исключение составляют некоторые соли лития: фторид, фосфат, силикат.

Литий.

Недостаток лития в пищевом рационе способствует заболеваемости маниакально-депрессивными психозами, шизофренией и др. Для депрессивных больных характерен избыток, а для страдающих манией – недостаток натрия в клетках. Роль же лития важна для выравнивания натрий-калиевого баланса в организмах больных.

Натрий

Содержание натрия в организме человека массой 70 кг составляет 60г. Из этого 44% натрия находится во внеклеточной жидкости и 9% - во внутриклеточной. Концентрация Na^+ внутри клетки приблизительно в 15 раз меньше, чем во внеклеточной жидкости. Наоборот, концентрация K^+ приблизительно в 35 раз выше внутри клетки, чем вне ее.

Остальное количество находится в костной ткани, являющейся местом депонирования иона Na^+ в организме (около 40%). Натрий – основной внеклеточный ион, в организме находится в виде растворимых солей NaCl , Na_3PO_4 , NaHCO_3 , распределен в сыворотке крови, спинномозговой жидкости, по всему организму, глазной жидкости, пищеварительных соках, желчи, почках, легких, мозге. Натрий поддерживает постоянство осмотического давления и кислотно-основное равновесие (фосфатная буферная система $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$).

Натрий содержится в поваренной соли, овощах. Натрий концентрируют в больших количествах водоросли, ламинарии, фукусы. Высокие содержания натрия способна переносить сахарная свекла.

В поддержании кислотно - щелочного равновесия в организме важная роль принадлежит натрию. Его главная обязанность поддерживать нормальное кровяное давление, защищать организм от потери жидкости, влиять на мышечную активность.

Радиоактивный ^{24}Na используется в качестве метки для определения скорости кровотока и для лечения некоторых форм лейкемии.

NaCl – основной источник соляной кислоты для желудочного сока. Непрерывное, избыточное появление NaCl в организме способствует развитию гипертонии. Около 90% потребляемого натрия выводится мочой, а остальные – с потом и калом.

Изотонический раствор NaCl (0,9%) для инъекций вводят подкожно, внутривенно при обезвоживании организма и при интоксикациях, а также применяют для промывания глаз, слизистой оболочки носа, а также для растворения лекарственных препаратов.

Гипертонические растворы NaCl (3-5-10%) применяют наружно в виде компрессов и примочек при лечении гнойных ран. Применение таких компрессов способствует, по законам осмоса, отделению гноя из ран и плазмолизу бактерий.

NaCl – используется для консервирования продукции сельского хозяйства (соления, квашения овощей).

NaOH – (каустическая сода) используется в мыловаренной, кожевенной, фармацевтической, текстильной промышленности и в сельском хозяйстве, 10%-ый раствор входит в состав силамина, применяемого в ортопедической практике для отливки огнеупорных моделей.

NaHCO_3 (питьевая, чайная сода) – применяют в виде полосканий, промываний при воспалительных заболеваниях глаз, слизистых оболочек

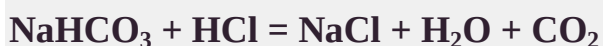
верхних дыхательных путей. Действие основано на гидролизе, раствор имеет слабощелочную среду.



При воздействии щелочей на микробные клетки происходит осаждение клеточных белков и вследствие этого гибель микроорганизмов.

NaHCO_3 применяется в кондитерском деле, в медицине, в лабораторной практике.

NaHCO_3 – используют при повышенной кислотности (ацидоз), взаимодействует с кислыми продуктами, образуя натриевые соли органических кислот, которые выводятся с мочой, а CO_2 с выдыхаемым воздухом.



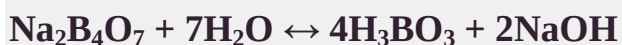
– нейтрализуется избыточная соляная кислота. Слишком большая доза NaHCO_3 приводит к алкалозу, что не менее вредно, чем ацидоз.

Na_2CO_3 – (кальцинированная сода).

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – (кристаллическая сода), потребляется мыловаренной, стекольной, текстильной, бумажной, нефтяной промышленностью.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль (мирабилит) или слабительное.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – (бура) применяется наружно, как антисептическое средство для полосканий, спринцеваний, смазываний. Антисептическое действие аналогично NaHCO_3 и связано с гидролизом и с образованием противомикробного лекарственного средства борной кислоты.



NaNO_3 – натриевая (чилийская) селитра, азотное удобрение с нитратной формой азота.

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ – криолит

Наибольшее практическое значение среди соединений натрия имеют: NaOH – каустическая сода, NaHCO_3 – питьевая сода, Na_2CO_3 – кальцинированная сода, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллическая сода.

Калий.

Содержание калия в организме 70 кг приблизительно 160г. Калий – основной внутриклеточный катион, распространен по всему организму: печень, почки, сердце, костная ткань, мышцы, кровь, мозг. Ионы K^+ играют важную роль в физиологических процессах – сокращении мышц, функционировании сердца, проведении нервных импульсов. Калий антагонист натрия. Калий в отличие от натрия «работает» внутри клеток, где участвует в регулировании водного баланса. Необходим калий для нормальной работы сердечной мышцы.

Почти все соли калия хорошо растворимы в воде, но в отличие от солей натрия не содержат кристаллизационной воды. Вместе с азотом и

фосфором, калий – один из основных элементов питания растений, при отсутствии его они погибают.

Забирают из почвы калий подсолнечник, лен, конопля и калий накапливается в их стеблях. Калий участвует в процессе фотосинтеза, приводит к снижению содержания сахаров в корнеплодах свеклы и крахмала в зерне, отмиранию листьев растений, снижению всхожести семян, восприимчивости к грибковым заболеваниям.

Na и K присутствуют в почвах в трех основных формах – необменной, обменной, водорастворимой. Основная масса щелочных металлов (более 99 %) в необменной форме. В обменной форме калия больше чем натрия, т.к. калий прочнее удерживается почвенными ионообменниками. Натрий входит в почвенный покров только в солонцах и засоленных почвах. В почвенных растворах натрий преобладает над калием. Катионы Na^+ слабо удерживаются почвенными массами, мигрируют на далекие расстояния. Накапливаются в океанах, морях, соленых озерах.

Особенно велика биогенная роль калия. В культурных растениях большие содержания калия обнаружены в картофеле, свекле, табаке, изюме, черносливе, цветной капусте, редьке, абрикосах, подсолнечнике. В животных организмах калий имеется в печени, селезенке. Велико содержание калия в эритроцитах, крови животных. В организмах калий находится в виде минеральных солей органических кислот (щавелевой, лимонной, пировиноградной). Установлено, что соли калия не могут быть заменены в организме никакими другими солями.

При недостатке калия в почвах растения поражаются грибковыми и бактериальными болезнями, листья их бледнеют и отмирают.

При нарушении деятельности почек у животных калий накапливается в крови, что приводит к тяжелым расстройствам функций сердца, мышц, центральной нервной системы. Калий играет большую роль в обмене веществ и фотосинтезе. Ферсман сказал о значении калия для организмов «Калий – основа жизни растений».

KCl – концентрированное калийное удобрение, является сырьем для получения сильвинита ($\text{KCl} \times \text{NaCl}$).

KNO₃ – калийная селитра, сложное удобрение, содержит два элемента питания растений – калий и азот, используется в производстве тугоплавкого стекла и черного пороха.

KPO₃ – метафосфат, сложное удобрение содержит – два элемента калий и фосфор.

K₂SO₄ – самое дорогое из калийных удобрений, т.к. методы получения дороги.

K₂CO₃ (поташ) – зола, необходим в мыловарении, стекольном производстве, в фотографии, при крашении тканей.

K₂O × Al₂O₃ × 6H₂O – полевой шпат (ортоклаз).

Общая характеристика элементов II A группы.

В главной подгруппе II группы периодической таблицы 6 элементов — это бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий. Ca, Sr, Ba и Ra называют **щелочноземельными металлами** (во времена алхимии и позднее многие оксиды металлов считали разновидностями земли — «землями»).

Все члены подгруппы бериллия **s-элементы**, строение внешних электронных оболочек их атомов ns^2 . s-подуровень валентного уровня их электронной оболочки завершен. Это обуславливает меньшую химическую активность бериллия и его аналогов по сравнению со щелочными металлами. Другой причиной меньшей активности бериллия и его аналогов является большая прочность их кристаллических решеток.

Все члены подгруппы — металлы, сильные восстановители, степень окисления в соединениях +2 (отдавая валентные электроны, приобретают электронную оболочку инертных газов). Однако как восстановители они слабее щелочных металлов.

С увеличением заряда ядра атомов в ряду Be — Ra химическая (восстановительная) способность элементов увеличивается, металлические свойства усиливаются.

Нахождение в природе.

Содержание элементов подгруппы в земной коре составляет: Be — $6 \cdot 10^{-4} \%$, Mg — 2,1 %, Ca — 3,22 %, Sr — $3,4 \cdot 10^{-2} \%$, Ba — $6,1 \cdot 10^{-2} \%$ и Ra — $1 \cdot 10^{-10} \%$ (по массе), т.е. Ca и Mg относятся к хорошо распространенным элементам. Это и жизненно важные элементы: в организме человека 1,38 % Ca (ион Ca^{2+} в крови играет важнейшую роль в регулировке работы сердца, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ входит в состав костей) и 0,04% Mg. В составе хлорофилла (зеленый пигмент растений, осуществляющий фотосинтез) 2,7% Mg (по весу).

В свободном состоянии элементы подгруппы практически не встречаются, однако они входят в состав следующих минералов:

Be — $\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ (*берилл* и его разновидности аквамарин и изумруд (с примесями Cr^{3+}), *фенакит* $\text{Be}_2[\text{SiO}_4]$;

Mg — *асбест* $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *оливин* $2\text{MgO} \cdot \text{SiO}_2$, *шпинель* $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, *тальк* $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, MgCO_3 , *магнезит*, *доломит* $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$;

Ca — CaCO_3 (*известняк*, *мрамор*, *мел*), $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ кальциевый полевой шпат, *гипс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

Sr — *целестин* SrSO_4 *стронцианит* SrCO_3 ,

Ba — *барит* (тяжелый шпат) BaSO_4 и *витерит* BaCO_3 .

Радий в ничтожных количествах сопутствует урану, при распаде которого образуется. Растворимые соли Ca и Mg входят в состав природных вод.

Таблица 27. Некоторые свойства металлов подгруппы бериллия

Свойства	бериллий Be	магний Mg	кальций Ca	стронций Sr	барий Ba	радий Ra
Радиус атома, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Энергия ионизации, эВ	9,32	7,64	6,11	5,69	5,21	5,27
Электроотрицательность по Полингу	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9	0,97
Энергия атомизации, кДж/моль	326,0	147,7	176,4	163,4	195,6	—
Температура плавления, °C	1287	650	842	768	727	963
Температура кипения, °C	2471	1105	1495	1390	1637	1507
Плотность, г/см ³	1,82	1,74	1,54	2,63	3,78	5,5
Электропроводность (Hg = 1)	5,6	21,8	21,9	4,2	1,9	—

Физические свойства.

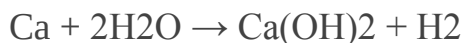
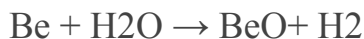
Все металлы серебристо-белого цвета, сохраняют блеск Be и Mg (остальные окисляются на воздухе с образованием пленки оксидов и нитридов). Be довольно тверд и хрупок, остальные значительно пластичнее. Основные константы приведены в Таблице 27

Химические свойства.

Химическая активность щёлочноземельных металлов растёт с ростом порядкового номера.

1. Реакция с водой.

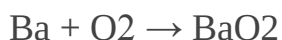
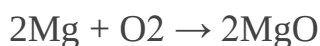
В обычных условиях поверхность Be и Mg покрыты инертной оксидной пленкой, поэтому они устойчивы по отношению к воде. В отличие от них Ca, Sr и Ba растворяются в воде с образованием гидроксидов, которые являются сильными основаниями:



2. Реакция с кислородом.

Если Be и Mg на воздухе покрываются пленкой оксидов, защищающей их от дальнейшего окисления (в виде порошка или тонкой ленты Mg горит при поджигании на воздухе ослепительным пламенем), то Ca, Sr и Ba на воздухе окисляются (до CaO, SrO, BaO и BaO₂), поэтому их хранят под слоем керосина

Все металлы образуют оксиды RO, барий образует пероксид – BaO₂:

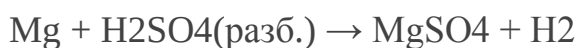


3. С другими неметаллами образуются бинарные соединения:



Бериллий и магний сравнительно медленно реагируют с неметаллами.

4. Все металлы растворяются в кислотах:



5. Качественная реакция на катионы щелочноземельных металлов – окрашивание пламени в следующие цвета:

Ca²⁺ - темно-оранжевый

Sr²⁺ - темно-красный

Ba²⁺ - светло-зеленый.

Катион Ba²⁺ обычно открывают обменной реакцией с серной кислотой или ее солями:

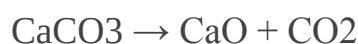


Свойства *бериллия* существенно отличаются от свойств остальных членов подгруппы. По химическим свойствам он во многом похож на Al.

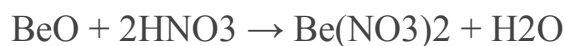
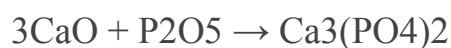
Оксиды щелочноземельных металлов.

Получение

- 1) Окисление металлов (кроме Ba, который образует пероксид)
- 2) Термическое разложение нитратов или карбонатов:



Типичные основные оксиды. Реагируют с водой (кроме BeO и MgO), кислотными оксидами и кислотами:



BeO - амфотерный оксид, растворяется в щелочах:



Гидроксиды щелочноземельных металлов R(OH)₂

Получение

Реакции щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:



Химические свойства

Гидроксиды $\text{R}(\text{OH})_2$ - белые кристаллические вещества, в воде растворимы хуже, чем гидроксиды щелочных металлов (растворимость гидроксидов уменьшается с уменьшением порядкового номера; $\text{Be}(\text{OH})_2$ – нерастворим в воде, растворяется в щелочах). Основность $\text{R}(\text{OH})_2$ увеличивается с увеличением атомного номера:

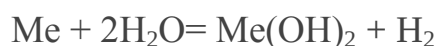
$\text{Be}(\text{OH})_2$ – амфотерный гидроксид

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – слабое основание

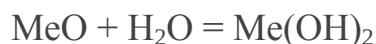
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ - щелочь

Остальные гидроксиды - сильные основания (щелочи).

Химическая активность оксидов увеличивается в ряду от BeO к BaO . Взаимодействие с водой теоретически возможно для всех элементов:



и всех оксидов:



Однако пленка BeO не позволяет металлу реагировать с H_2O даже при температуре красного каления, Mg устойчив в холодной воде, но реагирует с водой при кипячении, а Ca , Sr и Ba разлагают воду уже при комнатной температуре.

Оксиды MeO и гидроксиды $\text{Me}(\text{OH})_2$ всех элементов подгруппы, кроме Be , имеют основной характер. Гидроксид Be амфотерен, хотя его основные свойства выражены сильнее, чем кислотные:

