

Кубанский государственный аграрный  
университет

Кафедра неорганической и аналитической химии

# **Щелочные и щелочно- земельные металлы**

Костенко Е.С.,  
Пестунова С.А.,  
Кайгородова Е.А.

Краснодар 2012

# Содержание

1. Общая характеристика элемента
2. Распространенность
3. Свойства щелочных металлов
4. Свойства щелочноземельных металлов
5. Химические свойства щелочных металлов
6. Соединения щелочных металлов
7. Химические свойства щелочноземельных металлов (Ca и Mg)
8. Соединения щелочноземельных металлов
9. Жесткость воды
10. Получение s-металлов
11. Опасность и хранение
12. Идентификация s-металлов
13. Биологическое действие

**Щелочные металлы** - это элементы 1-й группы главной подгруппы периодической системы элементов:

Литий Li, Натрий Na, Калий K, Рубидий Rb, Цезий Cs, Франций Fr

Общая формула валентного электронного уровня:  $ns^1$

**Щелочноземельные металлы** – это элементы 2-й группы главной подгруппы периодической системы элементов:

Бериллий Be, Магний Mg, Кальций Ca, Стронций Sr, Барий Ba, Радий Ra

Общая формула валентного электронного уровня:  $ns^2$

## Распространенность

Щелочные металлы различаются по распространенности в природе. Na и K содержатся примерно в одинаковых количествах (2,64% и 2,41% по массе) и относятся к числу 8 наиболее распространенных элементов земной коры. Li, Rb и Cs являются редкими и рассеянными элементами.

В организме взрослого человека содержится около 100г катионов  $\text{Na}^+$  и 140 г катионов  $\text{K}^+$ .

По распространенности в природе важнейшими щелочноземельными металлами

Содержание магния в земной коре 2,35% (по массе); в морской воде – 1,35 г/л. Содержание Mg в организме человека 0,05% (35 г).

Распространенность кальция в земной коре – 3,38% (по массе). Он занимает 5-е место по распространенности. Содержание в организме человека 1,5% (1050 г).

## Свойства щелочных металлов

Элемент	Плотность, $\text{г}\cdot\text{см}^{-3}$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	Атомный радиус, нм*	ЭО	$E^\circ, \text{В}$
Li	0,534	180,5	1317	0,156	1,0	-3,045
Na	0,971	97,8	890	0,191	0,9	-2,714
K	0,862	63,2	754	0,236	0,8	-2,925
Rb	1,532	38,7	701	0,253	0,8	-2,925
Cs	1,873	28,6	685	0,274	0,7	-2,923

\*  $1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$

## Свойства щелочноземельных металлов

Элемент	Плотность, $\text{г}\cdot\text{см}^{-3}$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	Атомный радиус, нм	ЭО	$E^\circ, \text{В}$
Be	1,86	1283	2970	0,113	1,5	-1,847
Mg	1,74	650	1120	0,160	1,2	-2,363
Ca	1,54	850	1487	0,190	1,0	-2,866
Sr	2,67	770	1367	0,213	1,0	-2,870
Ba	3,61	710	1637	0,225	0,9	-2,906
Ra	~6,0	~700	1140	—	0,9	-2,920

1. Степени окисления элементов  $ns^1$  и  $ns^2$  всегда равны номеру группы (+1 и +2).
2. Для  $ns^1$ -элементов характерно образование двухатомных молекул  $\Delta_2(\sigma^{cb})^2(\sigma^*)^0$ ; для  $ns^2$ -элементов образование  $\Delta_2$  невозможно из-за равной заселенности связывающих и разрыхляющих  $\sigma$ -орбиталей.
3. Величины  $E^\circ$  s-элементов определяют их восстановительные свойства, увеличиваясь при движении в подгруппе сверху вниз. Все s-элементы вытесняют водород из воды и кислот, восстанавливают оксиды металлов и неметаллов до простых веществ.

4. В основном состоянии атомы  $ns^2$ -элементов не имеют неспаренных электронов, поэтому образованию ковалентной связи в соединениях этих элементов предшествует возбуждение  $ns^2 \rightarrow ns^1np^1$  с последующей гибридизацией  $sp$ -типа, определяющей линейное строение трехатомных молекул  $ЭХ_2$ .

Рис. 1. Образование  $sp$ -гибридных орбиталей

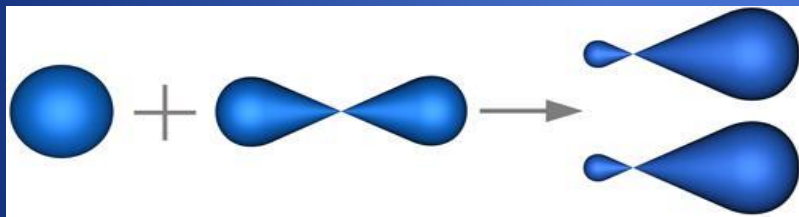


Рис. 2. Модель атома с  $sp$ -гибридными орбиталями

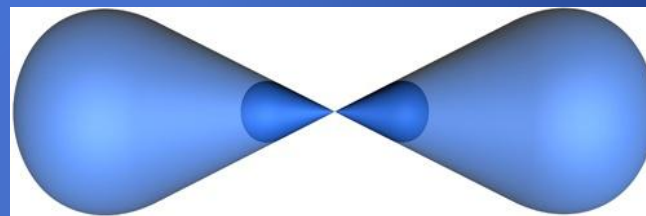
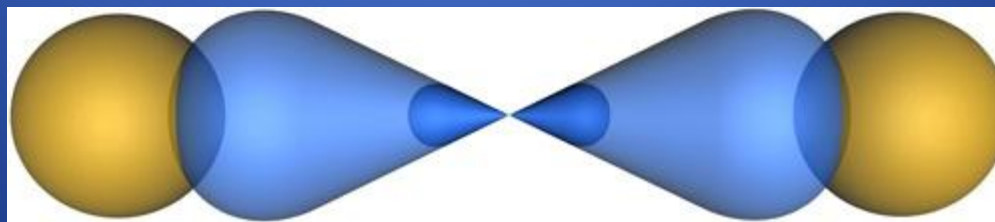


Рис. 3. Модель молекулы  $BeH_2$





5. Ионность связи Э–Х возрастает в подгруппе сверху вниз, а в случае оснований удлинение связи Э–ОН ведет к увеличению основности.

6. В соединениях LiX и BeX<sub>2</sub> связь Э–Х преимущественно ковалентная (малополярная).

7. Большинство солей растворимо в воде.

К нерастворимым относят Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KClO<sub>4</sub>, ЭCO<sub>3</sub>, ЭSO<sub>4</sub>, Э<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> (Э = Ca, Sr, Ba), некоторые ЭF<sub>2</sub>.

# Химические свойства щелочных металлов

Щелочные металлы – наиболее сильные восстановители.  
Степень окисления в соединениях +1.

1. Взаимодействие с кислородом:

Rb, Cs – самовоспламеняются



2. Реакция с галогенами протекает с выделением большого количества тепла:  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$

3. Реакция с серой протекает при нагревании:  $2\text{Li} + \text{S} = \text{Li}_2\text{S}$

4. Литий взаимодействует с азотом (при T комн.):  $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$

5. Реакция с водородом (при нагревании):  $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$

6. Окисление водой:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$

## Соединения щелочных металлов

**Оксиды** щелочных металлов  $Me_2O$  обладают основными свойствами. Они взаимодействуют с  $H_2O$  (с образованием щелочей), кислотными оксидами и кислотами.



**Гидроксиды** щелочных металлов  $MeOH$  хорошо растворимы в воде (кроме  $LiOH$ ). Их водные растворы называются **щелочами**. Проявляют основные свойства. Щелочи – очень агрессивные, едкие вещества. Они являются одними из самых реакционноспособных веществ.

$NaOH$  получил название едкий натр (каустическая сода);  $KOH$  – едкое кали.

**Соли** щелочных металлов – типично ионные соединения, как правило хорошо растворимы в воде (кроме некоторых солей лития -  $LiF$ ,  $Li_3PO_4$ ).

Соли, образованные слабыми кислотами, гидролизуются ( $pH > 7$ ).

# Важнейшие соли натрия

Соединение	Название	Применение
$\text{NaCl}$	Поваренная (каменная) соль	Пищевой продукт, сырье для получения $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{NaOH}$ . Изотонический раствор (0,9%) используется в медицине (физ. раствор)
$\text{NaBr}$	Бромид натрия	Седативное средство в медицине
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Кальцинированная сода	Производство стекла, мыла и др. моющих средств
$\text{NaHCO}_3$	Питьевая (пищевая) сода	Лекарственное средство для понижения кислотности желудочного сока
$\text{NaNO}_3$	Натриевая (чилийская) селитра	Удобрение; как окислитель входит в состав взрывчатых смесей, ракетных топлив, пиротехнических средств
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Мирабилит, или глауберова соль	Используется в медицине как слабительное средство
$\text{Na}_2\text{B}_2\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Бура (декагидрат тетрабората натрия)	Применяется наружно как антисептическое средство

## Важнейшие соли калия

Соединение	Название	Применение
KCl	Минерал сильвин	Удобрение; сырье для производства KOH, KClO <sub>3</sub> , KClO <sub>4</sub> , KNO <sub>3</sub>
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Поташ	Удобрение; изготовление жидкого мыла, хрустального или тугоплавкого стекла
KNO <sub>3</sub>	Калийная селитра	Удобрение; окислитель в составе черного пороха; производство спичек; консервант мясных продуктов
KMnO <sub>4</sub>	Перманганат калия	Сильнейшие окислители, широко используются в неорганическом и органическом синтезе
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дихромат калия (хромпик)	
KClO <sub>3</sub>	Хлорат калия (бертолетова соль)	
K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Желтая кровяная соль	
K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Красная кровяная соль	Реагент для обнаружения ионов Fe <sup>2+</sup>

# Химические свойства щелочноземельных металлов (Ca и Mg)

Ca и Mg – сильные восстановители. Ст. окисления в соединениях +2.

1. Взаимодействие с кислородом:

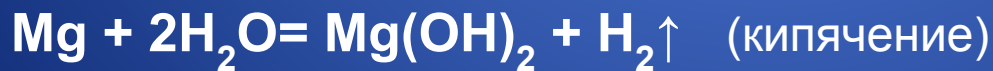


2. Взаимодействие с галогенами:  $\text{Me} + \text{Cl}_2 = \text{MeCl}_2$  (Me = Ca, Mg)

3. Взаимодействие с неметаллами (при нагревании):



4. Взаимодействие с водой:



5. Реакции с кислотами:  $\text{Me} + 2 \text{HCl} = \text{MeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

# Соединения щелочноземельных металлов

Оксиды			Гидроксиды		
формула	характер	отношение к воде	формула	характер	отношение к воде
<b>BeO</b>	амфотерный	не растворим, не взаимодействует	<b>Be(OH)<sub>2</sub></b>	амфотерный	не растворим
<b>MgO</b>	основной	не растворим, не взаимодействует	<b>H<sub>2</sub>BeO<sub>2</sub></b> <b>Mg(OH)<sub>2</sub></b>	слабое основание	не растворим
<b>CaO</b>	основной	хорошо растворим, взаимодействует	<b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	сильное основание	мало растворим
<b>SrO</b>			<b>Sr(OH)<sub>2</sub></b>		растворим
<b>BaO</b>			<b>Ba(OH)<sub>2</sub></b>		растворим

**CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O** – дигидрат сульфата кальция (гипс).

Используется в строительстве и хирургии (гипсовые повязки).

# Жесткость воды

**Жесткость воды** – совокупность свойств природной воды, обусловленная присутствием в ней катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Различают временную (карбонатную) жесткость и постоянную жесткость воды.

**Временная жесткость** обусловлена наличием в воде растворимых гидрокарбонатов Ca и Mg.

**Постоянная жесткость** обусловлена наличием сульфатов, хлоридов и других солей кальция и магния.

$$\text{Общая жесткость} = \text{Временная жесткость} + \text{Постоянная жесткость}$$

## Устранение жесткости воды

Временная жесткость	Постоянная жесткость
1. Кипячение: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 2. Добавление соды: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$	Добавление соды: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$



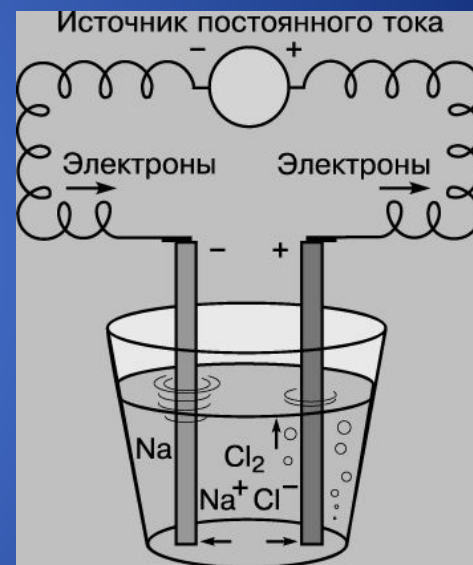
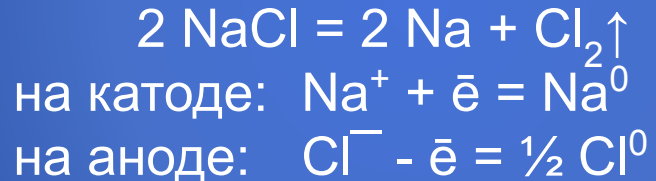
## Получение s-металлов

Металлы s-блока являются сильными восстановителями, поэтому в свободном виде в природе не встречаются.

s-элементы в металлическом виде получают с помощью электролиза расплава их солей.



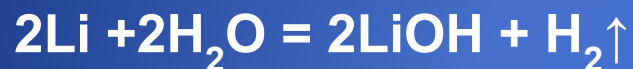
Дэви Гемфри  
1778-1829



Впервые калий и натрий были выделены в чистом виде из соединений в 1807 г. английским химиком Дэви Гемфри

## Опасность и хранение

Щелочные и щелочноземельные металлы бурно реагируют с водой, продуктом реакции является щелочь и водород:



Калий воспламеняется  
на влажном воздухе!

Исключения:

-Магний реагирует медленно;

- Бериллий реагирует только когда его оксидная плёнка снята с помощью ртути.



Все элементы, имеющие s-оболочку, являются опасными веществами. Они пожароопасны, требуют особого пожаротушения, исключая бериллий и магний.

Щелочные и щелочноземельные металлы должны храниться в инертной атмосфере аргона или в углеводородов.



# Идентификация s-металлов

Соли s-металлов окрашивают пламя в соответствующие цвета



Элемент	Окраска пламени
Li	алая
Na	желтая
K	сине-фиолетовая
Rb	темно-красная
Cs	бледно-голубая
Ca	оранжево-красная
Sr	темно-красная
Ba	светло-зеленая

# Биологическое действие

**Натрий** в организме находится в виде иона  $\text{Na}^+$ , является основным внеклеточным ионом.

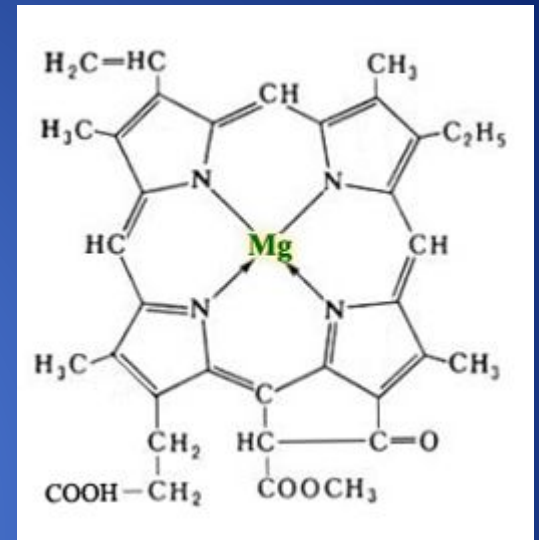
**Калий** в отличие от натрия является внутриклеточным ионом (98% содержится внутри клеток).

Совместно с калием натрий выполняет следующие функции:

- Создание условий для возникновения мембранного потенциала и мышечных сокращений.
- Поддержание осмотической концентрации крови.
- Поддержание кислотно-щелочного баланса.
- Нормализация водного баланса.
- Обеспечение мембранного транспорта.
- Активация многих энзимов.

Калий – важнейший биогенный элемент, особенно в растительном мире. При недостатке калия в почве растения развиваются очень плохо, уменьшается урожай, поэтому около 90 % добываемых солей калия используют в качестве удобрений.

**Магний** – важнейший биоэлемент, входящий в состав животных и растительных организмов. Зеленый пигмент растений – хлорофилл – содержит около 2,7% магния. Ионы  $Mg^{2+}$  в молекуле хлорофилла выступают в роли комплексообразователя. В организме Mg находится во внутриклеточном веществе органов и тканей. Магний входит в состав дентина, эмали зубов, необходим для построения костей скелета. Суточная потребность человека в Mg составляет 0,3-0,5 г.



**Кальций** – один из пяти наиболее распространенный элементов в организме человека. Он находится в каждой клетке тела человека. 99% кальция сосредоточены в костной ткани, 1% - в мягких тканях. Ежедневная потребность Ca 0,9-1,0 г. Концентрация ионов  $Ca^{2+}$  в организме регулируется гормонами паращитовидных желез. Дефицит Ca в организме приводит к мышечным судорогам и остеопорозу.

## Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов/ Под ред. А.И. Ермакова. – изд. 30-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2005. – 728 с.
2. Неорганическая химия : В 3 т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. Заведений / А.А. Дроздов, В.П. Злованов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
3. Горбунов А.И., Филиппов Г.Г., Федин В.И. Химия: Учеб. пособие / Под ред. А. И. Горбунова. – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2007. – 688 с.: ил.
4. Реакции неорганических веществ: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р.А. Лидина. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2007. – 637с.
5. Биогенные элементы: комплексные соединения: учеб.-метод. пособ. / Т.Н. Литвинова, Н.К. Выскубова, Л.В. Ненашева; под общ. ред. проф. Т.Н. Литвиновой. – Ростов н/Д : Феникс, 2009. – 283 с.: ил.
6. Егоров А.С., Иванченко Н.М., Шацкая К.П. Химия внутри нас: Введение в бионеорганическую и биоорганическую химию. - Ростов н/Д : Феникс, 2004. – 192 с.