

ФГБОУ ВО КрасГМУ им. проф.В.Ф. Войно-Ясенецкого Минздрава России
Фармацевтический колледж

Лекция № 15

Щелочные металлы

Преподаватель Ростовцева Л.В.

План лекции:

1. Общая характеристика элементов IA группы периодической системы Д. И. Менделеева.
2. Натрий. Калий. Соединения натрия и калия.

1. Общая характеристика элементов IA группы периодической системы Д. И. Менделеева.

литий ${}_3\text{Li}$

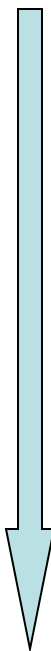
натрий ${}_{11}\text{Na}$

калий ${}_{19}\text{K}$

рубидий ${}_{37}\text{Rb}$

цезий ${}_{55}\text{Cs}$

франций ${}_{87}\text{Fr}$



радиусы атомов \uparrow

энергия ионизации \downarrow

способность отдавать электроны \uparrow

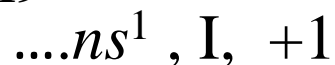
металлические свойства \uparrow

восстановительная способность \uparrow

Строение внешнего энергетического уровне $\dots ns^1$

В соединениях постоянная степень окисления + 1.

2. Натрий. Калий. Соединения натрия и калия.



Нахождение в природе.

В свободном виде щелочные металлы в природе не встречаются

Основные природные соединения натрия

- галит, или каменная (поваренная) соль NaCl
- мирабилит, или глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

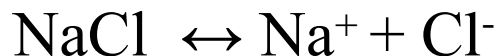
Важнейшие минералы калия

- сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$
- карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Получение щелочных металлов

Получение натрия

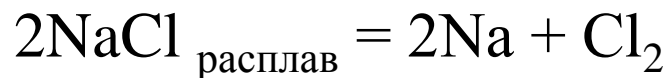
1. Металлический натрий в промышленности получают электролизом расплава хлорида натрия с инертными (графитовыми) электродами.



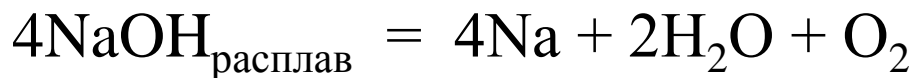
на катоде восстанавливаются катионы Na^+



на аноде окисляются анионы Cl^-

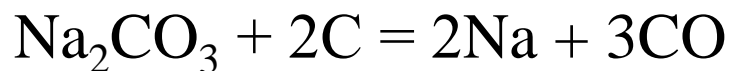


Иногда натрий получают электролизом расплава гидроксида натрия NaOH



Калий может быть получен также электролизом расплавов его соединений (KCl, KOH)

2. Получение натрия восстановлением соды углем при высоких температурах (реже, чем электролитический):



Физические свойства

На свежем срезе щелочные металлы - серебристо-белые с металлическим блеском, который на воздухе быстро исчезает вследствие окисления кислородом воздуха.

Хранят под слоем керосина или в атмосфере инертного газа.

Щелочные металлы являются легкими и пластичными.

Литий - самый легкий металл, его плотность равна $0,534 \text{ г/см}^3$ (20^0 C).

Это мягкие металлы, по мягкости Na, K, Rb и Cs подобны воску, самым твердым является литий.

Щелочные металлы легкоплавкие. Так, температура плавления цезия равна $28,5^0\text{C}$, температура плавления лития ($180,5^0\text{C}$).

Щелочные металлы обладают хорошей тепло- и электропроводностью.

Химические свойства

Щелочные металлы обладают высокой химической активностью, активность увеличивается в ряду Li – Na – K – Rb – Cs – Fr.

В реакциях они являются **сильными восстановителями**.

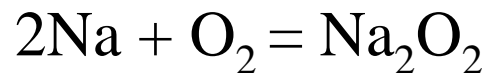
Взаимодействие с простыми веществами

1. Взаимодействие с кислородом.

Щелочные металлы легко окисляются кислородом воздуха, а рубидий и цезий даже самовоспламеняются.

С кислородом литий образует оксид: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$

Основным продуктом окисления натрия является пероксид натрия:



Калий, рубидий и цезий при взаимодействии с кислородом образуют главным образом надпероксиды, например надпероксид (супероксид) калия: $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$

2. Щелочные металлы самовоспламеняются во фторе, хлоре, парах брома, образуя галогениды: $2\text{Na} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr}$

3. При нагревании щелочные металлы взаимодействуют со многими неметаллами (водородом, серой, селеном, йодом, азотом, углеродом): $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$

4. Щелочные металлы взаимодействуют с водородом при слабом нагревании, образуя гидриды: $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$

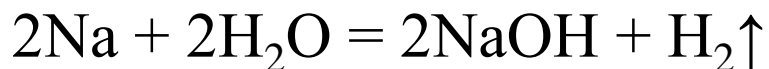
5. Натрий и калий реагируя с ртутью образуют амальгамы.

Щелочные металлы взаимодействуют также со многими металлами, образуя интерметаллические соединения, например Li_2Zn , Na_2Sn .

Взаимодействие со сложными веществами

1. Взаимодействие с водой.

Все щелочные металлы активно реагируют с водой, восстанавливая ее до водорода

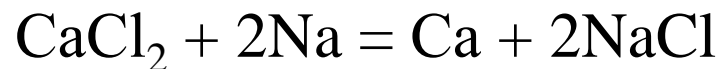
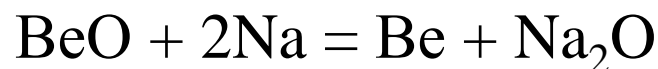


Активность взаимодействия металлов с водой увеличивается в ряду от лития к цезию.

Так, калий при взаимодействии с водой воспламеняется, а рубидий и цезий реагируют со взрывом.

2. Взаимодействие с оксидами металлов и солями

Щелочные металлы вследствие высокой химической активности могут восстанавливать многие металлы из их оксидов и солей:



Взаимодействие с кислотами

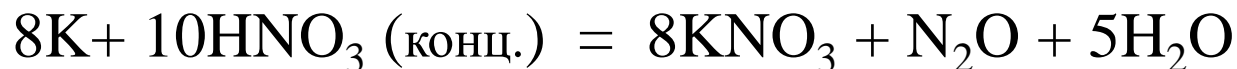
1. Щелочные металлы взаимодействуют с HCl и разбавленной H₂SO₄ с выделением водорода: $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$

2. Концентрированную серную кислоту щелочные металлы восстанавливают главным образом до сероводорода:



При этом возможно параллельное протекание реакции восстановления серной кислоты до оксида серы (IV) SO₂ и элементарной серы S

3. При реакции с разб. азотной кислотой преимущественно получается аммиак или нитрат аммония, а с конц. кислотой - азот или оксид азота (I):



Соединения щелочных металлов

Оксиды щелочных металлов - Э₂O

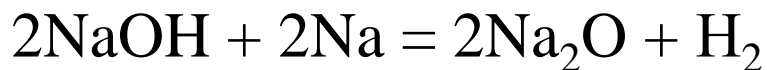
Оксиды лития и натрия - белые вещества,
оксид калия имеет светло желтую окраску,
оксид рубидия - желтую,
оксид цезия - оранжевую.

Все оксиды - реакционноспособные соединения,
обладают ярко выраженными **основными свойствами**,
в ряду от оксида лития к оксиду цезия основные свойства усиливаются.

Получение

Прямым взаимодействием кислорода с щелочным металлом может быть получен только оксид лития: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$

Остальные оксиды получают косвенным путем:

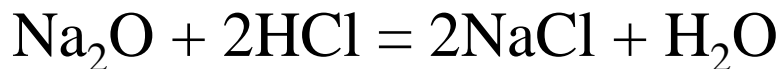
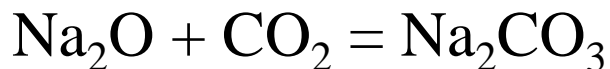


Химические свойства

1. легко взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды (щелочи)



2. с кислотными оксидами и кислотами:



Гидроксиды щелочных металлов

Щелочные металлы образуют гидроксиды:

LiOH,

NaOH (техн. название едкий натр),

KOH (техн. название- едкое калий),

CsOH

Белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде
(ЩЁЛОЧИ)

Сила оснований увеличивается от LiOH к CsOH.

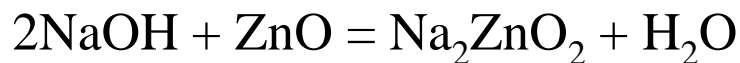
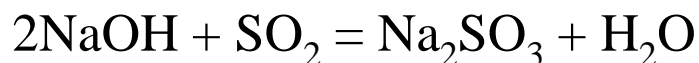
Получение

1. при взаимодействии щелочных металлов или их оксидов с водой.
2. гидроксиды натрия и калия, в промышленности получают электролизом конц. водных растворов соответствующих хлоридов.

Химические свойства

проявляют все характерные свойства оснований, взаимодействуют с

1) кислотными и амфотерными оксидами:

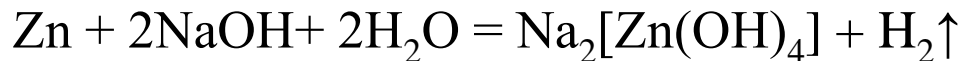


2) амфотерными гидроксидами: $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

3) кислотами: $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

4) солями: $3\text{KOH} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$

5) некоторыми металлами, образующими амфотерные гидроксиды:

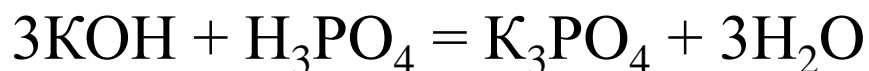
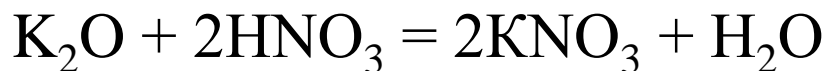


Соли натрия и калия

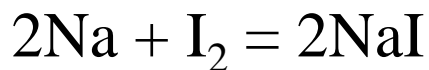
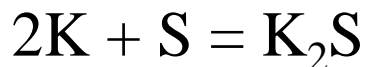
Натрий и калий образуют соли почти со всеми известными кислотами.

Получение

Соли можно получить при взаимодействии оксидов или гидроксидов с соответствующими кислотами:

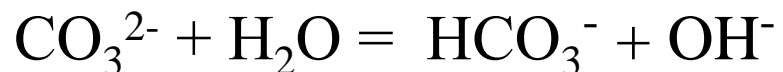
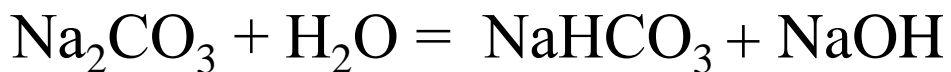


Соли бескислородных кислот образуются при непосредственном взаимодействии простых веществ:



Химические свойства

1. Водные растворы солей с анионами слабых кислот имеют щелочную реакцию вследствие гидролиза, например:



2. Соли натрия окрашивают пламя горелки в желтый цвет, калия - в фиолетовый. На этом основано качественное обнаружение этих элементов.

Биологическая роль

Ион натрия Na^+ - главный внеклеточный ион,
ион калия K^+ - основной внутриклеточный ион,
их взаимодействие поддерживает жизненно важные процессы в клетках.

В организме человека растворимые соли натрия
- хлорид, фосфат, гидрокарбонат – входят в состав крови, лимфы.

Осмотическое давление крови поддерживается на необходимом уровне
за счет хлорида натрия.

Хлорид натрия NaCl входит в состав физиологического раствора (0,9% раствор) для внутреннего введения при потере крови и широко применяется как вспомогательное средство при приготовлении различных лекарственных форм (например, р-р фурациллина).

Сульфат натрия Na_2SO_4 и его кристаллогидрат **$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$** (глауберова соль) применяется в медицине как слабительное средство.

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 - средство для лечения кислотозависимых болезней, оказывает антацидное действие, стимулирует отхаркивание.

Бромиды калия, натрия KBr, NaBr – регулируют деятельность нервной системы.

Хлорид калия KCl способствует улучшению работы сердца.

Контрольные вопросы для закрепления:

1. Назовите особенности строения атомов щелочных металлов.
2. Как изменяется активность щелочных металлов в подгруппе с возрастанием порядкового номера элемента?
3. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции и подберите коэффициенты электронно-ионным методом
$$\text{Li} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \dots + \dots + \dots$$