**Дата\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Класс\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Тема: Щелочные металлы. Нахождение в природе, свойства и применение.**

**Цели урока:** расширить и углубить знания учащихся о характеристике химических элементов и образуемых ими простых веществ на примере металлов I-III групп главных подгрупп; уметь давать общую характеристику металлов I-III групп главных подгрупп в сравнении на основании положения в периодической системе и строения атомов; дать общую характеристику щелочных металлов.

**Ход работы**

**1. Организационный момент урока.**

**2. Изучение нового материала.**

**ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ**

К щелочным металлам относятся элементы первой группы, главной подгруппы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций.

**Нахождение в природе**

Na-2,64% (по массе), K-2,5% (по массе), Li, Rb, Cs - значительно меньше, Fr- искусственно полученный элемент

**Li**

Li2O • Al2O3• 4SiO2 – сподумен

**Na**

NaCl – поваренная соль (каменная соль), галит

Na2SO4• 10H2O – глауберова соль (мирабилит)

NaNO3 – чилийская селитра

Na3AlF6 - криолит
Na2B4O7· 10H2O - бура

**K**

KCl • NaCl – сильвинит

KCl • MgCl2• 6H2O – карналлит

K2O • Al2O3• 6SiO2 – полевой шпат (ортоклаз)

**Свойства щелочных металлов**

С увеличением порядкового номера атомный радиус увеличивается, способность отдавать валентные электроны увеличивается и восстановительная активность увеличивается.

**Физические свойства**

Низкие температуры плавления, малые значения плотностей, мягкие, режутся ножом.

**Химические свойства**

Типичные металлы, очень сильные восстановители. В соединениях проявляют единственную степень окисления +1. Восстановительная способность увеличивается с ростом атомной массы. Все соединения имеют ионный характер, почти все растворимы в воде. Гидроксиды R–OH – щёлочи, сила их возрастает с увеличением атомной массы металла.

Воспламеняются на воздухе при умеренном нагревании. С водородом образуют солеобразные гидриды. Продукты сгорания чаще всего пероксиды.

Восстановительная способность увеличивается в ряду Li–Na–K–Rb–Cs

***1.***[***Активно взаимодействуют с водой***](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/5fa72747-d0e4-807f-8ca3-227c1bdd2908/index.htm)***:***

2Na + 2H2O → 2NaOH + H2[ОПЫТ](http://school-db.informika.ru/catalog/res/0ab9dbdd-4185-11db-b0de-0800200c9a66/view/)­

2Li + 2H2O → 2LiOH + H2­

***2. Реакция с кислотами:***

2Na + 2HCl → 2NaCl + H2­

***3. Реакция с кислородом:***

4Li + O2 → 2Li2O(оксид лития)

2Na + O2 → Na2O2(пероксид натрия)

K + O2 → KO2(надпероксид калия)

На воздухе щелочные металлы мгновенно окисляются. Поэтому их хранят под слоем органических растворителей (керосин и др.).

***4. В реакциях с другими неметаллами образуются бинарные соединения:***

2Li + Cl2 → 2LiCl (галогениды)

2Na + S → Na2S (сульфиды)

2Na + H2 → 2NaH (гидриды)

6Li + N2 → 2Li3N (нитриды)

2Li + 2C → 2Li2C2(карбиды)

***5. Качественная реакция на катионы щелочных металлов - окрашивание пламени в следующие цвета:***

Li+ – карминово-красный

Na+ – желтый

K+, Rb+ и Cs+ – фиолетовый

**Получение**

Т.к. щелочные металлы - это самые сильные восстановители, их можно восстановить из соединений только при электролизе расплавов солей:
2NaCl=2Na+Cl2

**Применение щелочных металлов**

Литий - подшипниковые сплавы, катализатор

Натрий - газоразрядные лампы, теплоноситель в ядерных реакторах

Рубидий - научно-исследовательские работы

Цезий – фотоэлементы

**Оксиды, пероксиды и надпероксиды щелочных металлов**

***Получение***

Окислением металла получается только оксид лития

4Li + O2 → 2Li2O

(в остальных случаях получаются пероксиды или надпероксиды).

Все оксиды (кроме Li2O) получают при нагревании смеси пероксида (или надпероксида) с избытком металла:

Na2O2 + 2Na → 2Na2O

KO2 + 3K → 2K2O

***Химические свойства***

Типичные основные оксиды.

Реагируют с водой, кислотными оксидами и кислотами:

Li2O + H2O → 2LiOH

Na2O + SO3 → Na2SO4

K2O + 2HNO3→ 2KNO3 + H2O

**Пероксид натрия Na2O2**

***Получение***

2Na + O2 → Na2O2

***Химические свойства***

1. Сильный окислитель:

2NaI + Na2O2 + 2H2SO4 → I2 + 2Na2SO4 + 2H2O

2Na2O2 + 2CO2 → 2Na2CO3 + O2­

2. Разлагается водой:

Na2O2 + 2H2O → 2NaOH + H2O2

**Надпероксид калия KO2**

***Получение***

K + O2 → KO2

***Химические свойства***

1. Сильный окислитель:

4KO2 + 2CO2 → 2K2CO3 + 3O2­

2. Разлагается водой:

2KO2 + 2H2O → 2KOH + H2O2 + O2­

**Гидроксиды щелочных металлов – ROH**

Белые, кристаллические вещества, гигроскопичны; хорошо растворимы в воде (с выделением тепла). В водных растворах нацело диссоциированы.

NaOH-едкий натр, каустическая сода, KOH-едкое кали

***Получение***

1. Электролиз растворов хлоридов:

2NaCl + 2H2O → 2NaOH + H2­+ Cl2­

2. Обменные реакции между солью и основанием:

K2CO3 + Ca(OH)2 → CaCO3↓ + 2KOH

3. Взаимодействие металлов или их основных оксидов (или пероксидов и надпероксидов) с водой:

2Li + 2H2O → 2LiOH + H2­

Li2O + H2O → 2LiOH

Na2O2 + 2H2O → 2NaOH + H2O2

***Химические свойства***

R–OH – сильные основания (щелочи) реагируют с кислотными оксидами и кислотами:

2NaOH + CO2 → Na2CO3 + H2O

NaOH + HCl → NaCl + H2O

**Соли**

Типично ионные соединения, как правило - хорошо растворимы в воде, кроме некоторых солей лития.

Na2CO3 10H2O - кристаллическая сода
Na2CO3 - кальцинированная сода
NaHCO3 - питьевая сода
K2CO3 – поташ

***Получение соды:***
1.Аммиачный способ - насыщение раствора NaCl газами CO2 и NH3
NH3+CO2+H2O=NH4HCO3
NH4HCO3 +NaCl=NaHCO3↓+NH4Cl
NaHCO3 выпадает в осадок (сравнительно мало растворим)
2.Кальцинирование - прокаливание:
NaHCO3=Na2CO3+CO2+H2O

**3. Домашнее задание.**

П.39, упр.1-5,7, 8, задачи 2, 3 на стр.119