

Урок химии для 9 класса

Учитель Амвросиевской общеобразовательной школы I-III
ступеней №2 Хорошко Е.А.

Тема урока:

Щелочные металлы,
инертные элементы и
галогены

Цель урока:

познакомить учащихся с физическими и химическими свойствами щелочных металлов, инертных элементов и галогенов; раскрыть их значение для организма человека; продолжать формировать умения составлять уравнения химических реакций.

Щелочные металлы:

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Щелочные металлы — это химические элементы с резко выраженными металлическими свойствами.

Щелочные металлы находятся в 1 группе главной подгруппы.

Всегда в соединениях одноваленты.

История открытия щелочных металлов

В 1807г. в Англии Г.Деви открыл натрий и калий: “натрун” - сода, “алкали” - щелочь.

В 1817г. в Швеции А.Арфедсон открыл литий: “литос” - камень.

В 1860 – 1861г.г. в Германии Р.Бунзен и Г.Кирхгоф открыли рубидий “темно-красный” и цезий “небесно-голубой”.

В 1939г. во Франции Маргарита Перей открыла радиоактивный элемент франций, который назвал в честь своей страны.

Физические свойства.

Литий, натрий, калий, рубидий в свободном состоянии серебристо-белые металлы, цезий имеет золотисто-желтый цвет.

Обратить внимание на их мягкость, все металлы очень мягкие и пластичные.

Наибольшей твердостью обладает литий, остальные металлы легко режутся ножом и могут быть раскатаны в фольгу. Плотность металлов возрастает от лития к цезию, а температуры плавления – уменьшаются.

Задание №1

Используя таблицу 2 на странице 122 учебника ,
дайте характеристику
физических свойств
щелочных металлов.

Химические свойства щелочных металлов

- ⦿ Как щелочные металлы реагируют с водой...
- ⦿ Как натрий реагирует с калием...
- ⦿ Составить уравнения химических реакций.



Типичные основные оксиды.

Реагируют

1.с водой



2 .с кислотными оксидами



3. с кислотами:



Сильные основания (щелочи)
основность увеличивается в ряду
(LiOH – NaOH – KOH – RbOH – CsOH);
реагируют с кислотными оксидами:



- кислотами:



с солями:



ЗНАЧЕНИЕ К ДЛЯ ОРГАНИЗМА

Суточная потребность и основные источники поступления: составляет 0,25% от массы тела.

Общее содержание калия в организме человека составляет примерно 250г.

Суточная потребность в калия составляет 1,5-2 г.

Лучшими натуральными источниками калия являются цитрусовые, томаты, все зеленые овощи с листьями, листья мяты, семечки подсолнуха, бананы, картофель.

Калий в виде хлористого калия выделяется в основном почками, в количестве 4,5г - этим обусловлено его мочегонное действие. С солями калия всегда выделяется много воды. В меньшей степени калий выделяется кишечником и незначительное количество - с потом.

ЗНАЧЕНИЕ **Na** ДЛЯ ОРГАНИЗМА

Суточная потребность составляет 0.08 % от массы тела. Нормы суточного потребления не существует, но считается, что потребность взрослого человека составляет около 9-16 грамм хлорида натрия в сутки. При физических нагрузках, в жаркое время года (повышенной температуры окружающей среды), у шахтеров, спортсменов которые участвуют в беге на длительные дистанции суточная потребность возрастает до 20 грамм поваренной соли в сутки.

1. регулирует состояние водно-солевого обмена;
2. участвует в регуляции работы ферментов;
3. Проведение нервного импульса
4. Калий и натрий оба важны для нормального роста и состояния организма. Они являются антагонистами на клеточном уровне, т.е. повышение содержания натрия приводит к уменьшению калия в клетке.

ГАЛОГЕНЫ-

химические элементы главной подгруппы VII группы таблицы Менделеева.

Реагируют почти со всеми простыми веществами, кроме некоторых неметаллов. Все галогены — энергичные окислители, поэтому встречаются в природе только в виде соединений. С увеличением порядкового номера химическая активность галогенов уменьшается, химическая активность галогенов-ионов F^- , Cl^- , Br^- , I^- уменьшается.

К галогенам относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, аstat At. Пока не синтезированный 117-й элемент, унунсептий Uus, также находится формально в группе галогенов, однако по химическим свойствам может существенно отличаться от них, как и аstat. Представляют собой:

Фтор - зеленовато-жёлтый газ, очень ядовит, попытка получить в свободном виде в больших количествах чревата последствиями.

Хлор - зеленоватый газ. Тяжёлый, также очень ядовитый с резким запахом.

Бром - красно-бурая жидкость. Ядовита. Поражает обонятельный нерв. Очень летуч, поэтому содержится в запаянных ампулах

Иод - фиолетово-чёрные кристаллы. Очень легко возгоняется. Ядовит.

Астат - очень радиоактивен, поэтому о нём мало известно.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Общая формула галогенов – Г_2

Взаимодействие галогенов с металлами, образуется соли

F—реагирует при обычных условиях, при нагревании и с золотом , серебром, платиной.

Al и Zn—в атмосфере фтора
воспламеняются



Взаимодействие галогенов с водородом

Фтор реагирует с водородом без нагревания, идет в темноте, хлор – на свету, бром- при нагревании, йод- при более сильном нагревании.

$\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ фтороводород

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ хлороводород

$\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ бромоводород

Задания для закрепления материала:

- Определите место щелочных металлов, галогенов , инертных элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева.
- Охарактеризовать физические свойства щелочных металлов, галогенов , инертных элементов.
- Охарактеризовать химические свойства щелочных металлов, галогенов , инертных элементов, записать соответствующие уравнения реакций.