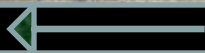


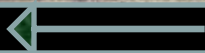
Бериллий

Выполнил: Галкин. М 11А



Бериллий

Строение элемента
Физические свойства
Химические свойства
Способы получения
Применение
Интересные факты
Опыты



Строение элемента

В природе встречается только один стабильный нуклид Be

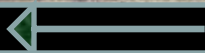
Атомный радиус 0,113 нм

В соединениях проявляет только степень окисления +2

Электроотрицательность 1,5

Химическая формула – Be

Щелочноземельный металл



Распределение по уровням

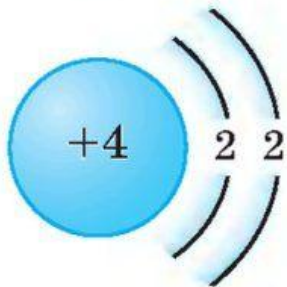
Элемент

${}_4\text{Be}$

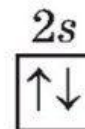
Электронная формула

$1s^2 2s^2$

Схема электронного строения

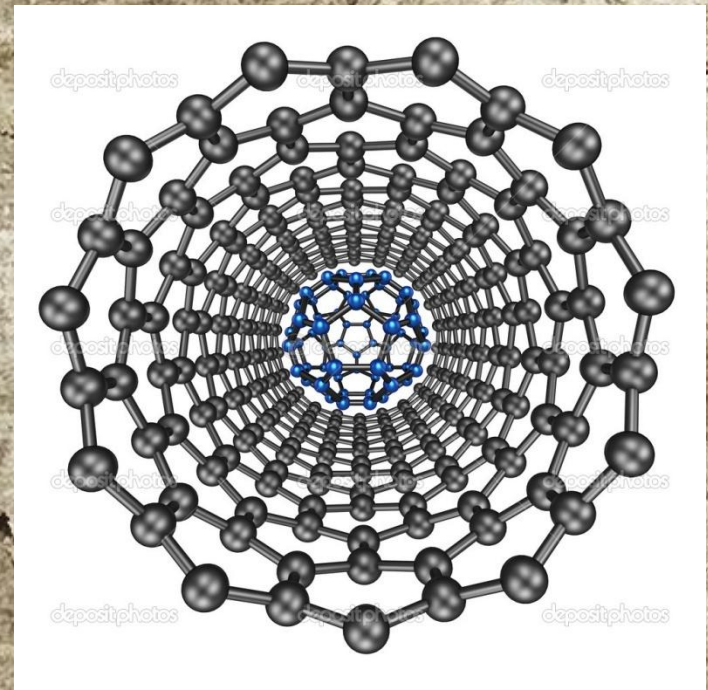


Графическая формула
валентных электронов



Кристаллическая решётка

- Вид связи и кристаллическая решетка. Связь - металлическая
Металлическая связь - химическая связь, которая обусловлена взаимодействием положительных ионов металлов, составляющих кристаллическую решетку, с электронным газом из валентных электронов.



Физические свойства

Легкий светло-серый
металл.

Высокая теплоемкость и
теплопроводность.

Низкое
электросопротивление

Хрупкий металл,
плотность $1847,7 \text{ кг/м}^3$
 $T_{\text{кип}}=2470^{\circ}\text{C}$ и $T_{\text{пл}}=1285^{\circ}\text{C}$

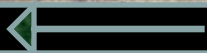
Химические свойства

Химические свойства:

Амфотерный гидроксид, оксид и гидрооксид бериллия реагируют со щелочами с образованием солей:

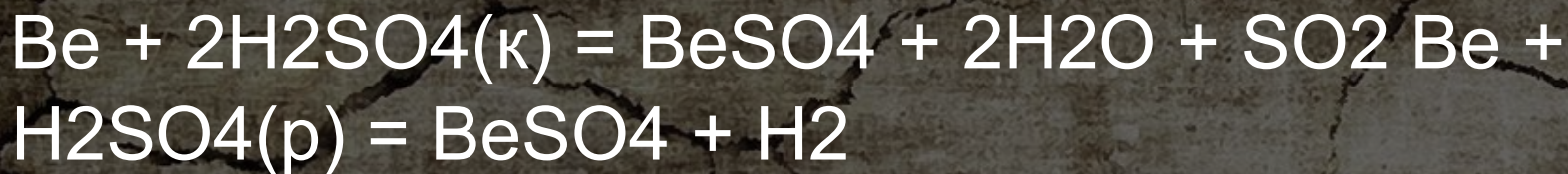
Бериллий плохо вступает в реакции.

Если поджечь порошок бериллия, он будет гореть ярким пламенем.

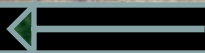
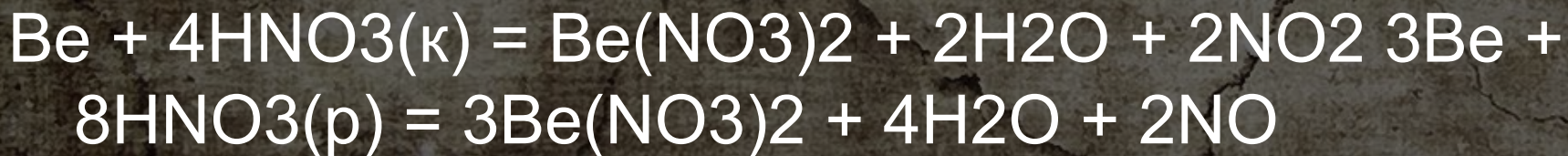


Основные реакции

Взаимодействует с серной кислотой:



Взаимодействует с азотной кислотой:



Основные реакции

- $2\text{Be} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{BeO}\downarrow + \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow$ (кипение)
- $\text{Be} + 2\text{HCl}$ (разбавленный) $= \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 $3\text{Be} + 8\text{HNO}_3$ (разбавленный, горячий) $= 3\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Be} + 2\text{NaOH}$ (концентрированный) $+ 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Be} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2$ (400-500 °C)
- $2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO}$ (900 °C, сгорание на воздухе)
- $\text{Be} + \text{E}_2 = \text{BeE}_2$ (комнатная температура, E = F; 250°C, E = Cl; 480°C, E = Br, I)

Основные реакции

- $\text{Be} + \text{S} = \text{BeS}$ (1150 °C)
 $3\text{Be} + \text{N}_2 = \text{Be}_3\text{N}_2$ (700-900 °C)
 $2\text{Be} + \text{C}$ (графит) $= \text{Be}_2\text{C}$ (1700-1900 °C, в вакууме)
- $\text{Be} + 4\text{HF}$ (концентрированный) $= \text{H}_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Be} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NH}_4\text{F}$ (концентрированный) $= (\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\uparrow + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$
- $3\text{Be} + 2\text{NH}_3 = \text{Be}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (500-700 °C)
- $\text{Be} + \text{C}_2\text{H}_2 = \text{BeC}_2 + \text{H}_2$ (400-450 °C)
- $\text{Be} + \text{MO} = \text{BeO} + \text{M}$ (1075 °C, M = Mg; 270 °C, M = Ba)
- $\text{Be} + 4\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{KOH}$ (горячий) $= \text{K}_2[\text{Be}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_4] + \text{H}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Нахождение в природе

Бериллий относится к редким элементам, его содержание в земной коре $2,6 \cdot 10^{-4}$ % по массе.

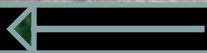
В морской воде содержится до $6 \cdot 10^{-7}$ мг/л бериллия. Основные природные минералы, содержащие бериллий: берилл $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$, фенакит Be_2SiO_4 , берtrandит $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и гельвин $(\text{Mn}, \text{Fe}, \text{Zn})_4[\text{BeSiO}_4]_3\text{S}$.

Способы получения

В виде простого вещества в **XIX** веке бериллий получали действием калия на безводный хлорид бериллия: $\text{BeCl}_2 + 2\text{K} \rightarrow \text{Be} + 2\text{KCl}$.

В настоящее время бериллий получают, восстанавливая его фторид магнием: $\text{BeF}_2 + \text{Mg} = \text{MgF}_2 + \text{Be}$.

Либо электролизом расплава смеси хлоридов бериллия и натрия.



Применение

В рентгентехнике.

В ядерной энергетике, как замедлитель нейтронов.

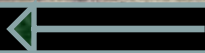
В лазерной технике для изготовления излучателей.

В аэрокосмической технике, при изготовлении тепловых экранов как огнеупорный материал.

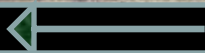


Интересные факты

Бериллий ядовит: Летучие (и растворимые) соединения бериллия, в том числе и пыль, содержащая соединения бериллия, высокотоксичны. Бериллий обладает ярко выраженным аллергическим и канцерогенным действием. Вдыхание атмосферного воздуха, содержащего бериллий, приводит к тяжёлому заболеванию органов дыхания — бериллиозу. Открыт в 1798 г. французским химиком Луи Никола Вокленом, который назвал его глицинием. Современное название элемент получил по предложению химиков немца Клапрота и шведа Экеберга. Большую работу по установлению состава соединений бериллия и его минералов провёл российский химик И. В. Авдеев. Именно он доказал, что оксид бериллия имеет состав BeO , а не Be_2O_3 , как считалось ранее.

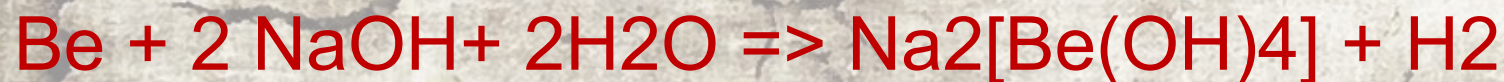


Опыты

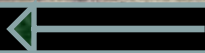
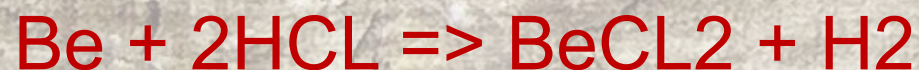


Реакции из опытов

Реакция бериллия со щёлочью
(гидроксидом натрия):



Реакция бериллия с соляной кислотой:





Конец



Спасибо за внимание!

