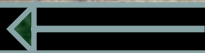


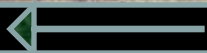
**Бериллий**  
**Выполнил: Галкин. М 11А**





# Бериллий

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





# Строение элемента

В природе встречается только один стабильный нуклид Be

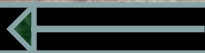
Атомный радиус 0,113 нм

В соединениях проявляет только степень окисления +2

Электроотрицательность 1,5

Химическая формула – Be

Щелочноземельный металл





# Распределение по уровням

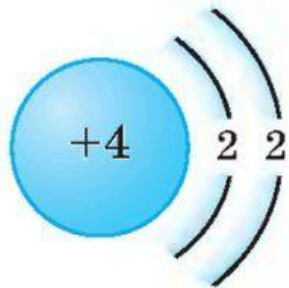
Элемент

${}_4\text{Be}$

Электронная формула

$1s^2 2s^2$

Схема электронного строения



Графическая формула  
валентных электронов

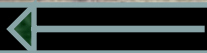
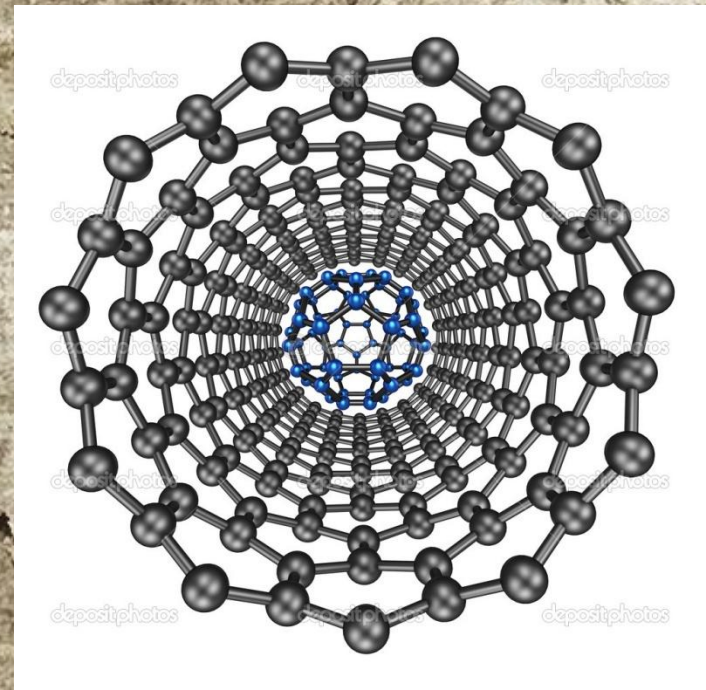
$2s$





# 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.

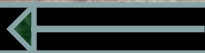
Высокая теплоемкость и теплопроводность.

Низкое электросопротивление

Хрупкий металл,

плотность  $1847,7 \text{ кг/м}^3$

$T_{\text{кип}}=2470^{\circ}\text{C}$  и  $T_{\text{пл}}=1285^{\circ}\text{C}$





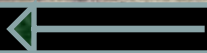
# Химические свойства

Химические свойства:

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

Бериллий плохо вступает в реакции.

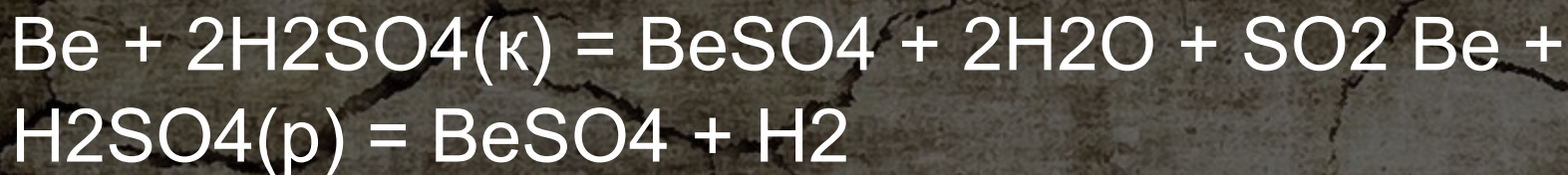
Если поджечь порошок бериллия, он будет гореть ярким пламенем.



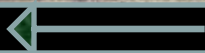
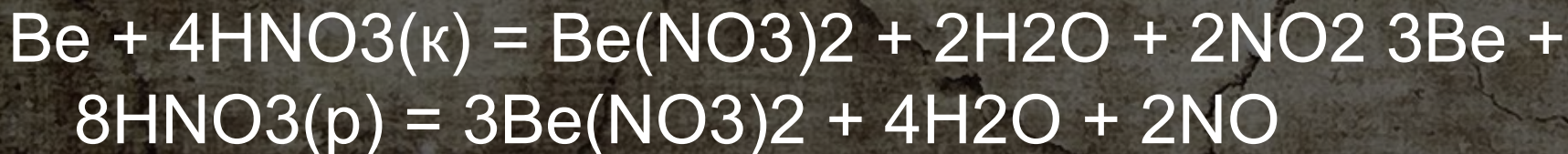


# Основные реакции

Взаимодействует с серной кислотой:



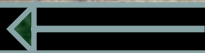
Взаимодействует с азотной кислотой:





# Основные реакции

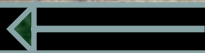
- $2\text{Be} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{BeO}\downarrow + \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow$  (кипение)
- $\text{Be} + 2\text{HCl}$  (разбавленный)  $= \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- $3\text{Be} + 8\text{HNO}_3$  (разбавленный, горячий)  $= 3\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Be} + 2\text{NaOH}$  (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 °С)
- $2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO}$  (900 °С, сгорание на воздухе)
- $\text{Be} + \text{E}_2 = \text{BeE}_2$  (комнатная температура, E = F; 250°С, E = Cl; 480°С, 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) =  $\text{K}_2[\text{Be}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_4] + \text{H}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$



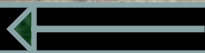


# Нахождение в природе

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  $\text{Be}_2\text{SiO}_4$ , берtrandит  $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и гельвин  $(\text{Mn,Fe,Zn})_4[\text{BeSiO}_4]_3\text{S}$ .





# 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.



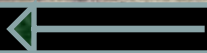
# Применение

В рентгентехнике.

В ядерной энергетике, как замедлитель нейтронов.

В лазерной технике для изготовления излучателей.

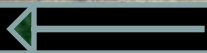
В аэрокосмической технике, при изготовлении тепловых экранов как огнеупорный материал.





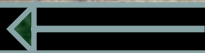
# Интересные факты

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  $\text{BeO}$ , а не  $\text{Be}_2\text{O}_3$ , как считалось ранее.





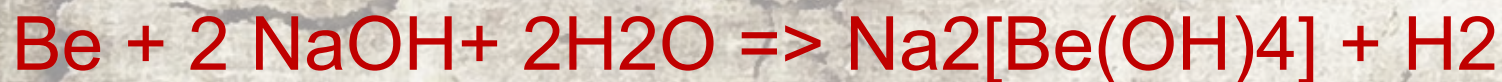
# Опыты



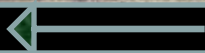
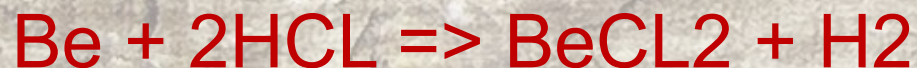


# Реакции из опытов

Реакция бериллия со щёлочью  
(гидроксидом натрия):



Реакция бериллия с соляной кислотой:







**Конец**



**Спасибо за внимание!**

