



Сравнительная характеристика S-элементов

Строение и свойства атомов



валентность постоянная
 $V = 1$

степень окисления постоянная
 $C.O. = +1$

сильные восстановители

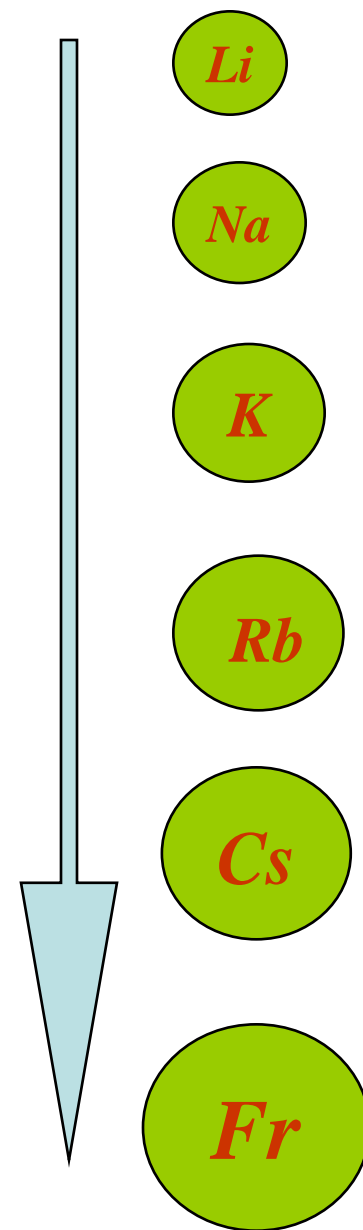


Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, **Rb**, **K**, Ca, **Na**, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

В РЯДУ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

- *Радиус атома увеличивается*
- *Увеличиваются восстановительные свойства (способность отдавать электроны)*
- *Уменьшается прочность химической связи металл – металл*
- *Уменьшается температура плавления, температура кипения*



Строение и свойства атомов



валентность постоянная
 $V = II$

степень окисления постоянная
 $C.O. = +2$

сильные восстановители, но слабее, чем
элементы IA

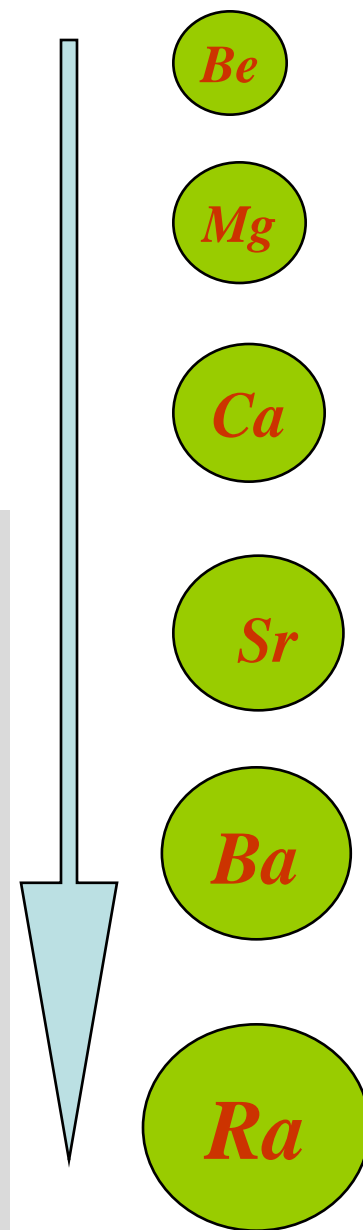


Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, Rb, K, **Ca**, Na, **Mg**, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

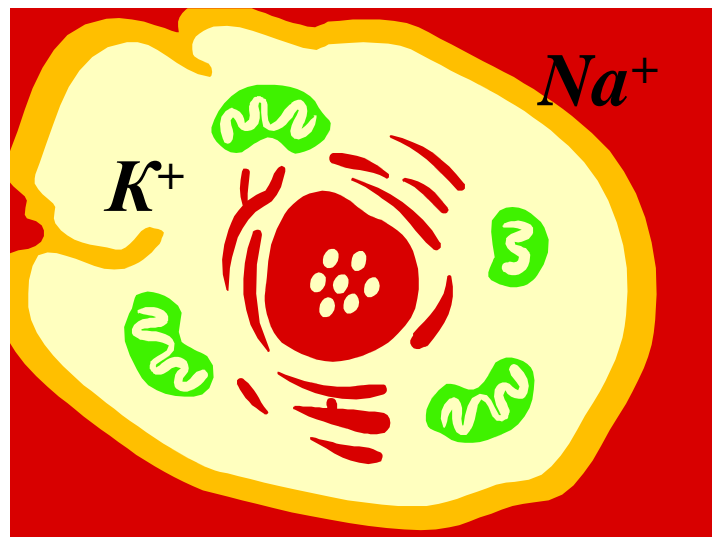
В РЯДУ ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ

- Радиус атома увеличивается*
- Увеличиваются восстановительные свойства (способность отдавать электроны)*
- Уменьшается прочность химической связи металл – металл*
- Уменьшается температура плавления, температура кипения*



Содержание в организме человека

Li	10^{-4}	
Na	0,08 %	60 г
K	0,23 %	160 г
Rb	10^{-5}	
Cs	10^{-4}	



Суточная
потребность:

калия – **2 – 3 г**

натрия – **1 г**

Содержание в организме человека

Be	10^{-7}	
Mg	0,027	20 г
Ca	1,40 %	980 г
Sr	10^{-3}	
Ba	10^{-5}	

Суточная
потребность:

магния – **0,7 г**

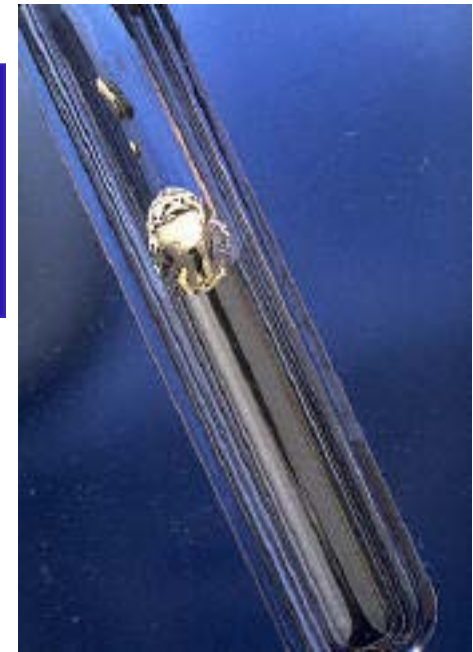
кальция – **1 г**
(усваивается только на 50%)

Физические свойства

*...легкоплавки и мягки,
серебристы,
как снежки...*



*Натрий – мягкий
металл, его можно
резать ножом*



*Металлический
рубидий в ампуле*



*Металлический
золотисто-
белый цезий в
ампуле
(плавится в
руке)*

Физические свойства



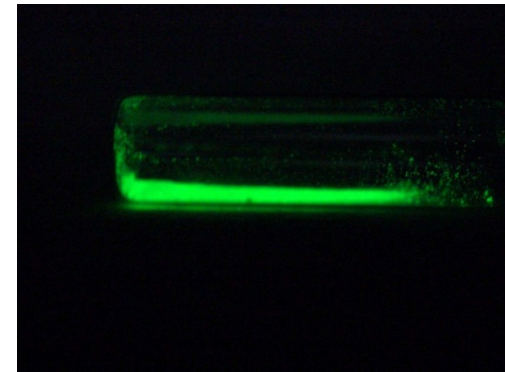
Бериллий – темно-серый металл



Металлический магний



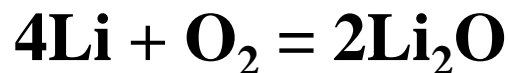
Ca – серебристо-белый твердый металл



Ra – серебристый с металлическим блеском

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Щелочные металлы активно взаимодействуют почти со всеми неметаллами

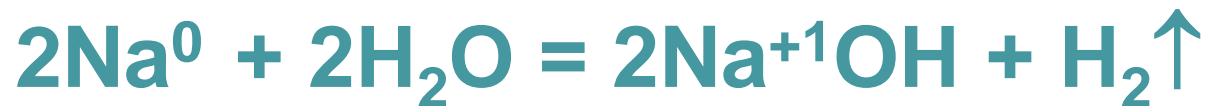
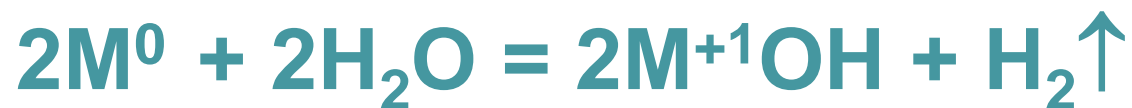


С кислородом натрий образует не оксид, а пероксид:



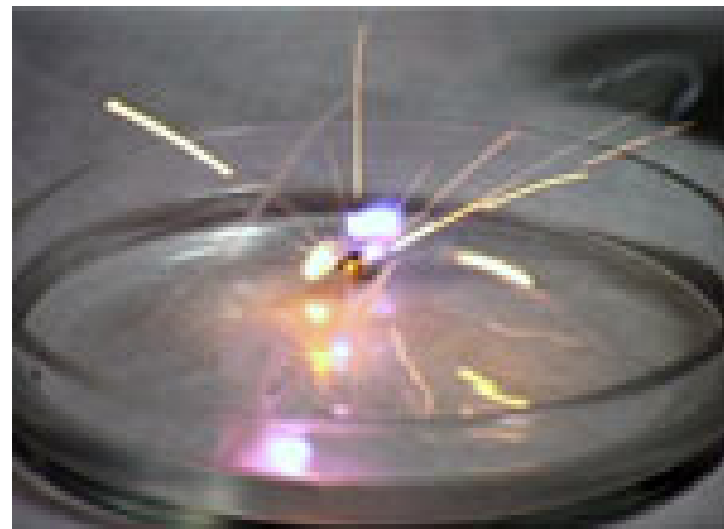
Калий, рубидий и цезий в этих же условиях дают надпероксиды $\text{Me}(\text{O}_2)^-$

Все щелочные металлы активно реагируют с водой, образуя щелочи и восстанавливая воду до водорода:



каустическая сода

Скорость взаимодействия щелочного металла с водой увеличивается от лития к цезию.



IIA

(Be и Mg покрыты защитной пленкой и хранятся на воздухе.
Остальные хранятся под слоем керосина или в запаянных ампулах)

Щелочноземельные металлы активно взаимодействуют с большинством неметаллов (при нагревании)



Химическая активность повышается от Be к Ra.

Be – амфотерен, остальные элементы – основные.

Все щелочноземельные металлы (кроме Be) активно разлагают воду, образуя щелочи и восстанавливая воду до водорода:



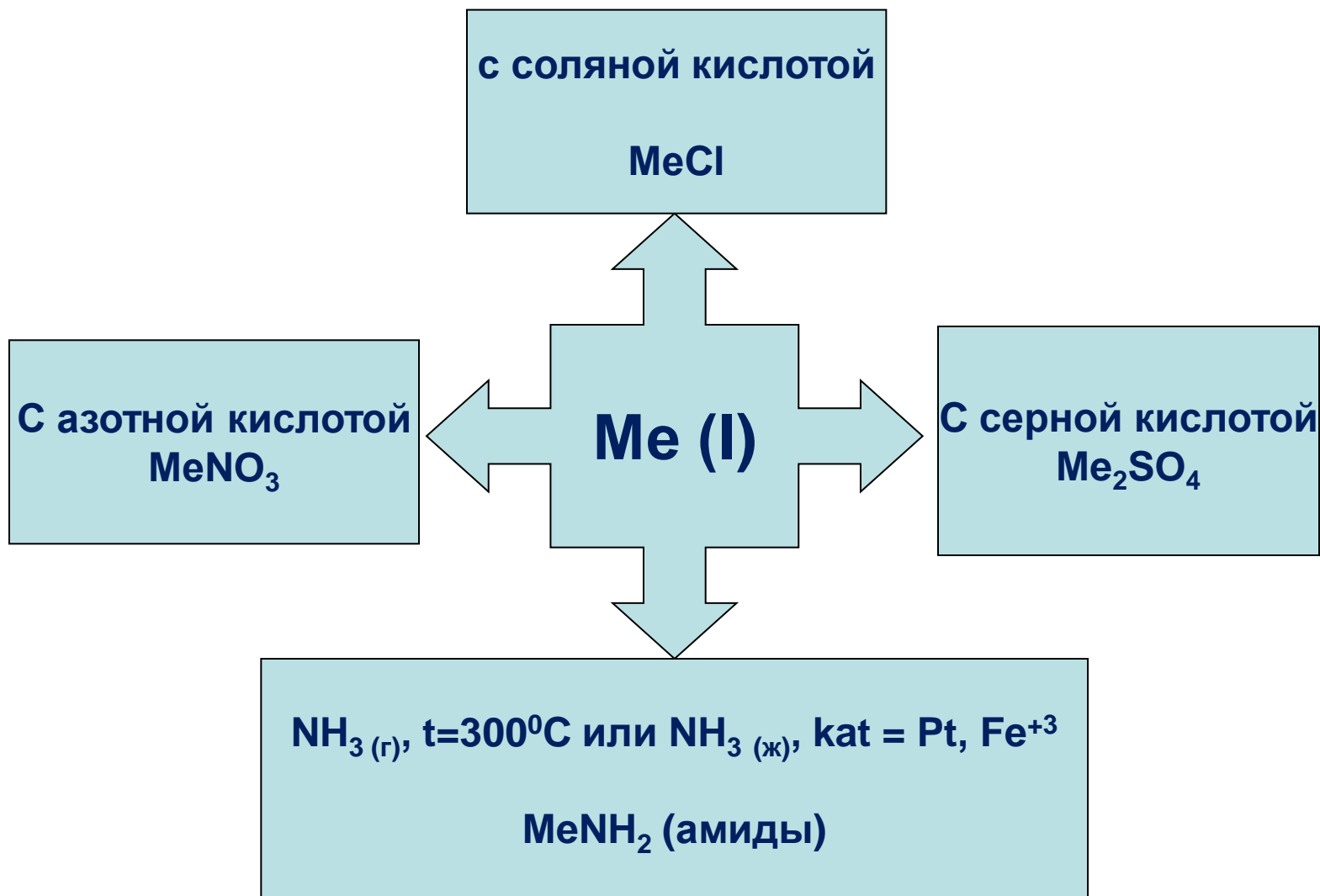
Магний реагирует с водой только при нагревании

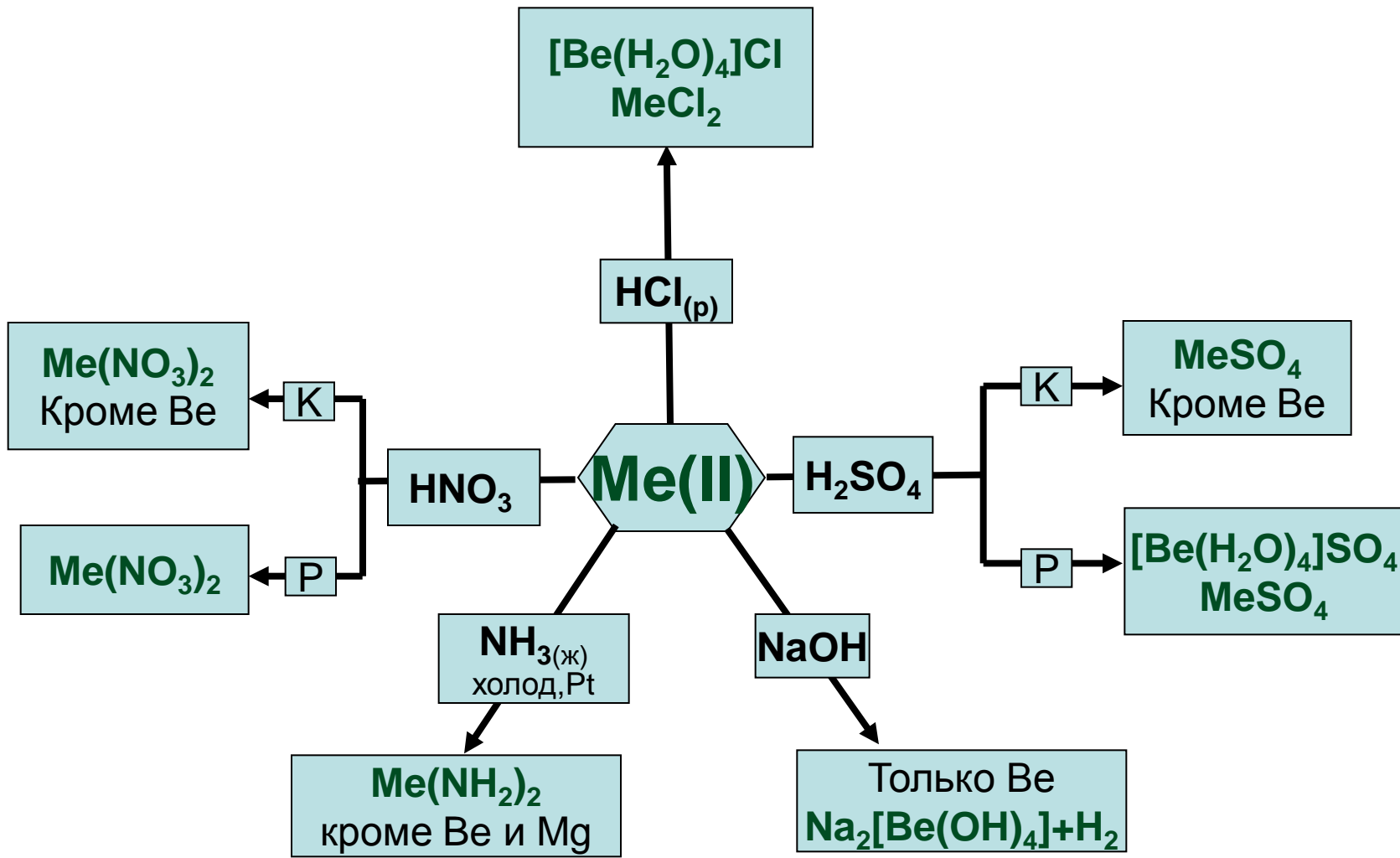


По химическим свойствам Be существенно отличается от остальных элементов IIA – он образует гидроксо- и аквакомплексы, реагируя с кислотами и щелочами.

Mg также во многом отличается от остальных элементов.

- На холоде бурно реагируют с разбавленными кислотами и аммиаком:





Оксиды (R₂O)

Типичные основные оксиды.

Реагируют с водой,

кислотными оксидами

и

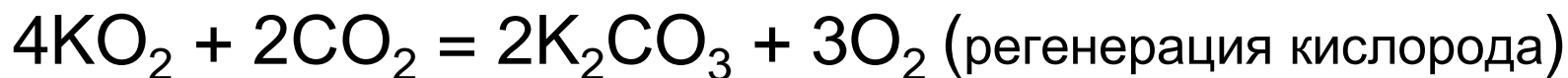
кислотами:



Пероксиды, надпероксиды и озониды

Пероксиды и надпероксиды - сильные окислители.

Легко разлагаются водой и углекислым газом

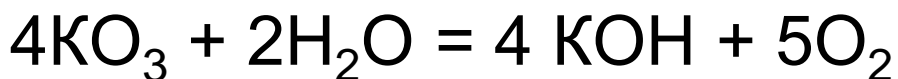


Озониды – еще более сильные окислители. Они образуются действием озона на твердые гидроксиды.



При хранении озониды разлагаются $2\text{KO}_3 = 2\text{KO}_2 + \text{O}_2$,

а в воде бурно окисляются:



Гидроксиды щелочных металлов (ROH)

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



Химические свойства

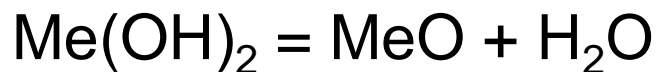
R-OH – сильные основания (щелочи)
(основность увеличивается в ряду: LiOH – NaOH – KOH – RbOH – CsOH);

реагируют с кислотными оксидами и кислотами:

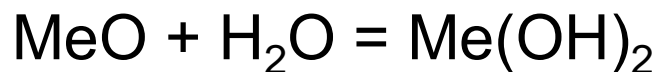


Оксиды (MeO)

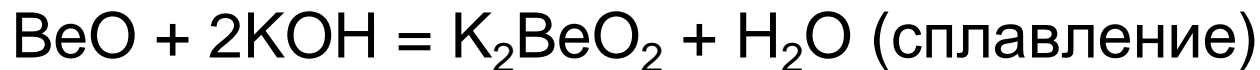
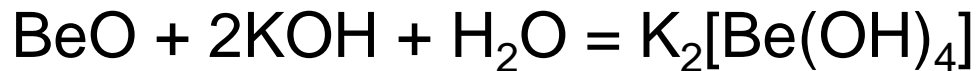
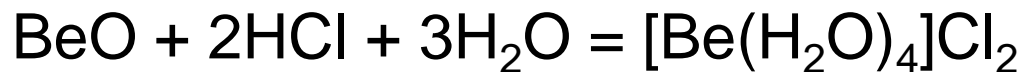
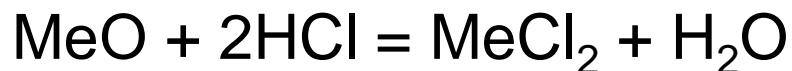
Оксиды (кроме BaO) получают разложением гидроксидов или карбонатов



Химическая активность оксидов увеличивается в ряду от BeO (амфотерный) к BaO (основный). Оксиды (кроме BeO) реагируют с водой. MgO реагирует частично с горячей водой.



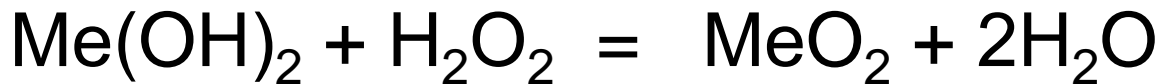
Оксиды легко реагируют с кислотами (BeO при нагревании), BeO реагирует также с основаниями.



Пероксиды (MeO₂)

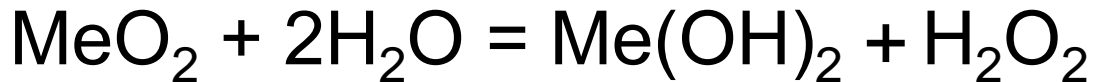
Пероксиды Mg и Ca (BeO₂ не получен)

получают по реакции



пероксид бария: $2\text{BaO} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}_2$ (при 600⁰C)

Пероксиды гидролизуются водой.



и реагируют с кислотами, даже самыми слабыми



Гидроксиды (Me(OH)₂)

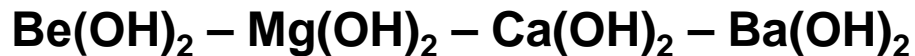
Белые порошки плохо растворимые в воде. Получают или обменной реакцией или путем взаимодействия оксидов с водой:



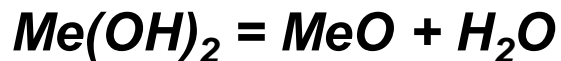
В случае с Be следует избегать избытка щелочи, т.к. образуется комплекс: $Be^{2+} + 4OH^- = [Be(OH)_4]^{2-}$

Химические свойства

Be(OH)₂ – амфотерное основание, Mg(OH)₂ - слабое основание, Ca(OH)₂ и Ba(OH)₂ – щелочи, т.о. основность увеличивается в ряду:



При нагревании гидроксиды разлагаются:



Растворяются в кислотах:



Be(OH)₂ растворяется и в кислотах и в основаниях:



Окраска пламени ионами щелочных металлов

Li⁺



Na⁺



Cs⁺



Rb⁺



Нахождение в природе

$\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$ – сподумен

$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ – сильвинит

$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналлит

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – полевои шпат (ортоклаз)

NaCl – каменная соль

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль (мирабилит)

NaNO_3 – чилийская селитра

*Кристаллы хлорида натрия –
минерал галит*



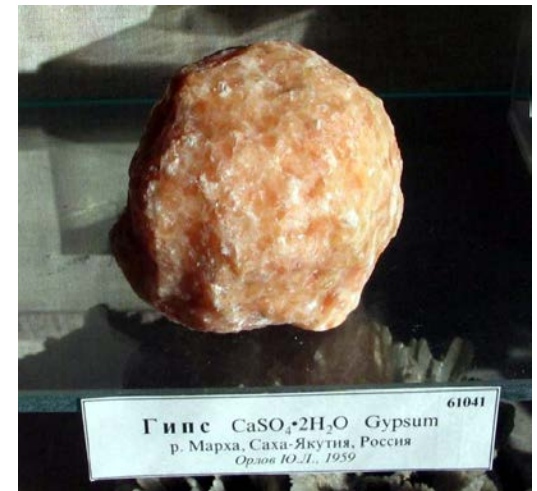
Нахождение в природе

$\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ – берилл – прозрачный камень:
зелёный - изумруд, голубой – аквамарин.
 Be_2SiO_3 - фенактит



$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналлит
 MgCl_2 – в морской воде и воде некоторых озер

CaCO_3 – кальцит – в составе известняка и мела, реже – окристаллизованная форма – мрамор,
 CaSO_4 - ангидрит и $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс
 CaF_2 – флюорит
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ - апатит



Применение солей щелочных металлов

Растворы хлорида натрия

NaCl 0.85-0.9 % - **физиологический раствор**

NaCl 3-5-10 % - гипертонический раствор – наружно в виде примочек и компрессов при лечении гнойных заболеваний.

NaCl 2-5 % - для промывания желудка при отравлении солями серебра

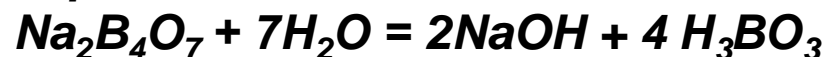
Гидрокарбонат натрия (**пищевая сода**) NaHCO_3 – белый кристаллический порошок:

=при повышенной кислотности желудочного сока



=В качестве антисептика: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3$

Натрия тетраборат (**бура**) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – антисептик для полосканий, спринцеваний и смазываний



Натрия сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (**глауберова соль**) - слабительное

Калия хлорид KCl – при калиевом истощении

Калия йодид KI – для профилактики и лечения гипотиреоза

При лечении некоторых психических заболеваний ионы K^+ и Na^+ заменяют на ионы Li^+ . Концентрация Li^+ в плазме должна контролироваться во избежание отрицательного эффекта.

Применение солей щелочноземельных металлов в медицине

Соединения Be ядовиты. Избыток ведет к бериллозу – заболевание лёгких.

MgO – антацид $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, а также входит в состав пломбировочных материалов

MgO (85%)*MgO₂ (15%) – “магния пероксид” – при расстройствах ЖКТ.

Mg(OH)₂*4MgCO₃*H₂O – **белая магнезия**- антацид

MgSO₄*7H₂O – **горькая соль, магнезия** – в зависимости от дозы оказывает успокаивающее, слабительное действие, а также снижает артериальное давление.

2MgSiO₃*Mg(HSiO₃)₂ – **тальк**

CaCl₂ – при отравлениях солями магния (II), а также оксалат и фторид ионами:



CaCO₃ - антацид

CaSO₄*1/2H₂O – **жженный гипс** – гипсовые повязка и слепки. При взаимодействии с водой «схватывается»



Ba – токсичен. BaSO₄ – исследования желудка

⁸⁹Sr и ⁹⁰Sr – лучевая терапия