

Металлы II A

группы



1 Общая характеристика элементов II A группы

2 Строение и свойства атомов

3 Окрашивание пламени солями кальция, стронция, бария.

Металлы IIА группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева

| период | II группа |
|--------|--------------------------------|
| 2 | Be 4 бериллий 9,012 |
| 3 | Mg 12 магний 24,305 |
| 4 | Ca 20 кальций 40,08 |
| 5 | Sr 38 стронций 87,62 |
| 6 | Ba 55 барий 137,33 |
| 7 | Ra 87 радий [226] |

Перечислите химические элементы II А группы, дайте им краткую характеристику: выпишите символы и названия.

Объясните характер изменений с ростом порядкового номера:

1. заряд ядра (Z); **увеличивается**
2. количество *электронов* на внешнем энергетическом уровне; **не изменяется**
3. радиус атома, нм; **увеличивается**
4. прочность связи валентных электронов с ядром; **уменьшается**
5. электроотрицательность; **уменьшается**
6. металлические свойства; **увеличиваются**
7. восстановительные свойства; **усиливаются**



Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы

| Химический элемент | Радиус атома нм | ЭО | Изменение свойств | Характер соединений |
|--------------------|-----------------|------|---|------------------------------|
| бериллий | 0,113 | 1,57 |  возрастают металлические и восстановительные свойства | амфотерный слабый |
| магний | 0,160 | 1,31 | | основной, средней силы |
| кальций | 0,197 | 1,00 | | щелочь |
| стронций | 0,215 | 0,95 | | щелочь |
| барий | 0,221 | 0,90 | | щелочь |



Берилли

1

История открытия

2

бериллия

Бериллий – химический

1. Положение в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева.

2. Строение атома бериллия.

3. Нахождение в

3

природе.

Бериллий – простое

1. Состав. Строение. Физические

2. свойства.

Получение

4

свойства.

Соединения

бериллия



Нахождение бериллия 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 , бертрандит $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и гельвин $(\text{Mn, Fe, Zn})_4[\text{BeSiO}_4]_3\text{S}$. Окрашенные примесями катионов других металлов прозрачные разновидности берилла — драгоценные камни, например, зеленый изумруд, голубой аквамарин, гелиодер, воробьевит. Их научились синтезировать искусственно.

Бериллий

Be

Химическая
связь

металличес-
кая



температура плавления

1278°C

температура кипения около

2470°C

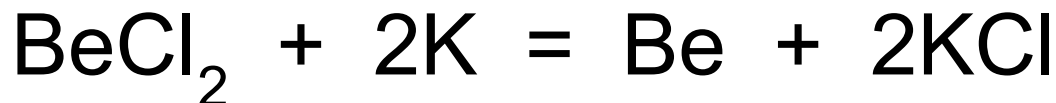
плотность **1,816 кг/м³**

Бериллий — относительно твердый, но хрупкий металл серебристо-белого цвета. На воздухе активно покрывается стойкой оксидной плёнкой BeO.

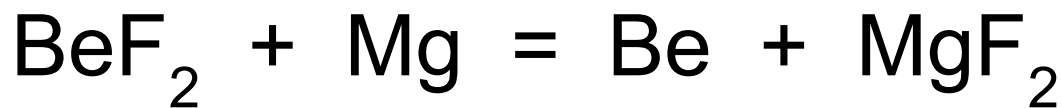


Получение бериллия

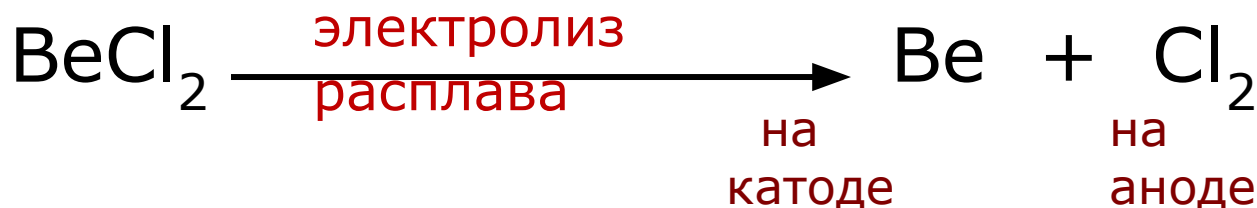
1) В виде простого вещества в XIX веке бериллий получали действием калия на безводный *хлорид бериллия*:




2) В настоящее время бериллий получают, восстанавливая его *фторид* магнием:

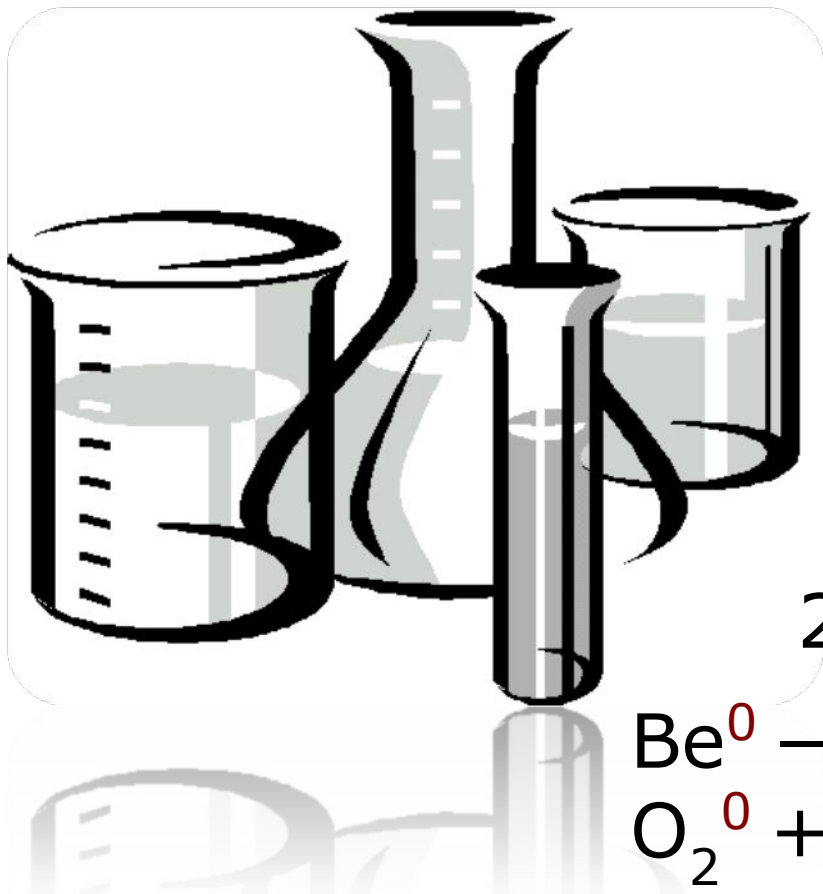


3) Электролизом расплава смеси хлоридов бериллия и натрия. Исходные соли бериллия выделяют при переработке бериллиевой руды.



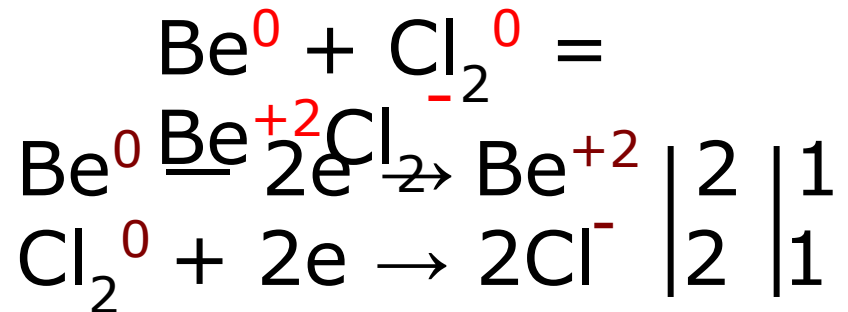
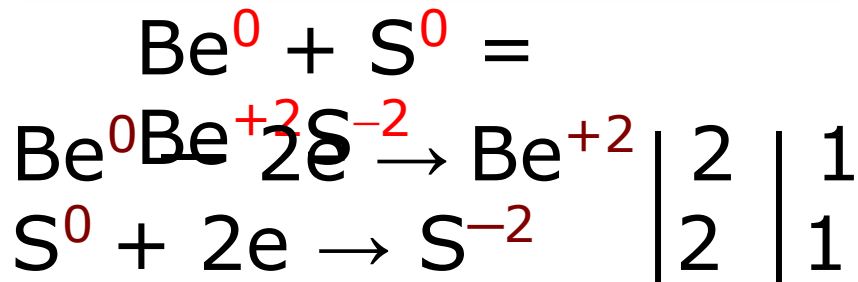
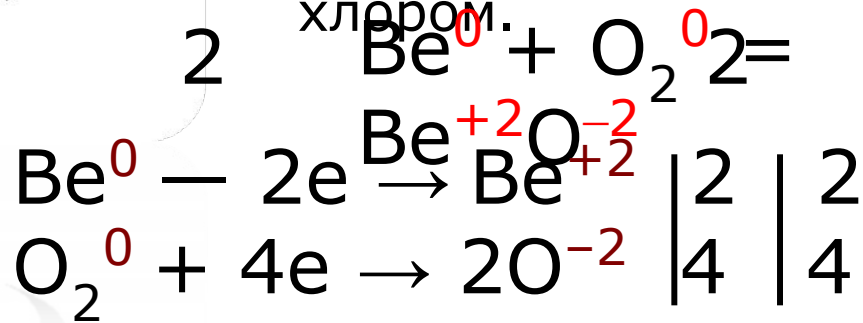
Химические свойства

- ❑ Металлический бериллий относительно мало реакционноспособен при комнатной температуре. В компактном виде он не реагирует с водой и водяным паром даже при температуре красного каления и не окисляется воздухом. Порошок бериллия при поджигании горит ярким пламенем, при этом образуются оксид и нитрид. Галогены реагируют с бериллием при температуре выше 600°C , а халькогены требуют еще более высокой температуры. Аммиак взаимодействует с бериллием при температуре выше 1200°C с образованием нитрида Be_3N_2 , а углерод дает карбид BeC_2 при 1700°C .
 - ❑ С водородом бериллий непосредственно не реагирует.
 - ❑ Бериллий легко растворяется в разбавленных водных растворах кислот (соляной, серной, азотной), однако холодная концентрированная азотная кислота пассивирует металл. Реакция бериллия с водными растворами щелочей сопровождается выделением водорода и образованием гидроксобериллатов.
 - ❑ При проведении реакции с расплавом щелочи при $400\text{—}500^{\circ}\text{C}$ образуются диоксобериллаты.
- 



Химические свойства

Составьте уравнения реакций бериллия с кислородом, серой, хлором.

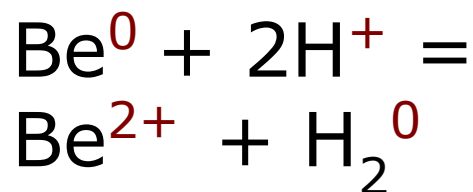
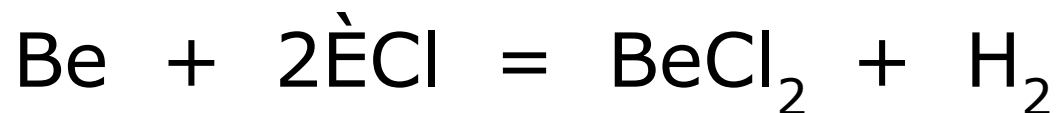


Be – восстановитель; O₂, S, Cl₂ – окислители



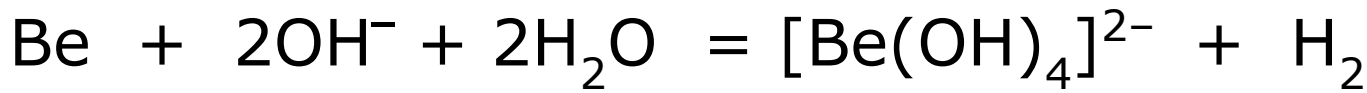
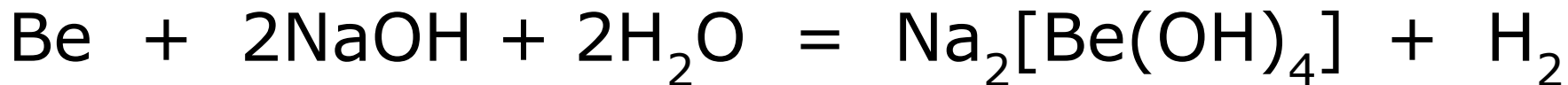
Составьте уравнения реакции бериллия с раствором соляной кислоты.

Рассмотрите с точки зрения теории электролитической диссоциации.



Составьте уравнения реакции бериллия с раствором гидроксида натрия.

Рассмотрите с точки зрения теории электролитической диссоциации.



Соединения

бериллия

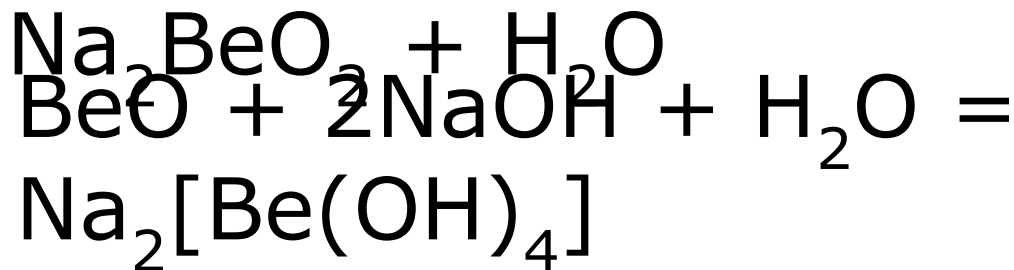
Оксид

бериллия
характер

оксида

Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно доказать

амфотерный характер оксида бериллия.



Be

амфотерн

ый



Be

(амфотерный)

гидроксид бериллия характер

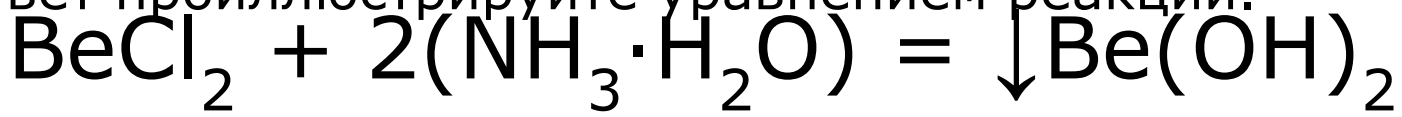
Гидроксидами бериллия по каплям добавляют раствор

гидроксида натрия. Что происходит? Напишите уравнение реакции



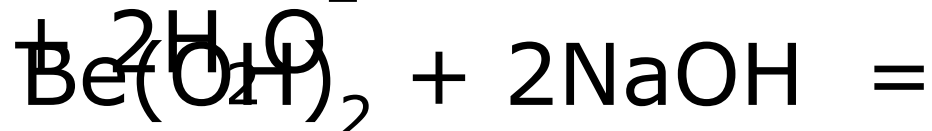
Для осаждения гидроксида бериллия из растворов солей бериллия

вместо щелочи следует использовать аммиак. Почему? Ответ проиллюстрируйте уравнением реакции.



Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно доказать

амфотерный характер гидроксида бериллия.





Магний

1

И

История
открытия

2

Магний – химический

1) **элемент** Положение в периодической системе химических элементов

3) **2** Нахождение атома

3

Магний – простое

1) **вещество** Состав. Строение.

3) **Свойства** химические

2)

Получение

4

Соединения

магния

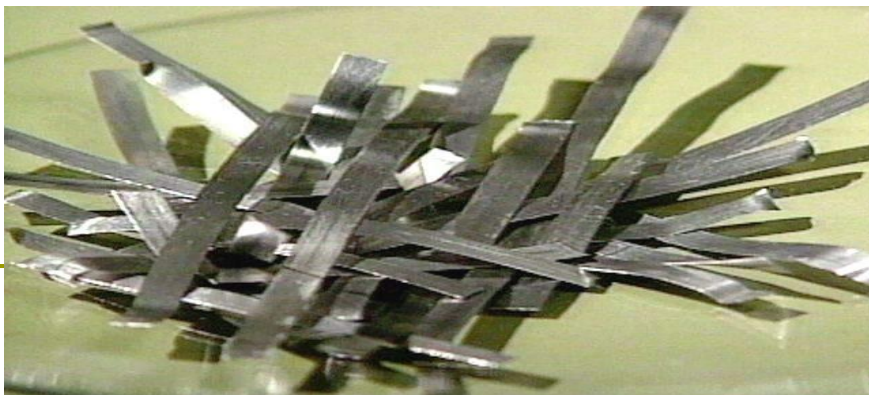
5

Применение магния и его соединений.

Биологическая роль магния



Mg



Химическая
связь **металлическая**

Магний — металл серебристо-белого цвета.

При обычных условиях поверхность магния покрыта прочной защитной плёнкой оксида магния MgO , которая разрушается при нагреве на воздухе примерно до $600\text{ }^{\circ}C$, после чего металл сгорает ослепительно белым пламенем с образованием оксида магния MgO и нитрида магния Mg_3N_2 .

Плотность магния при $20\text{ }^{\circ}C$ — $1,74\text{ г/см}^3$

Температура плавления металла — $650\text{ }^{\circ}C$

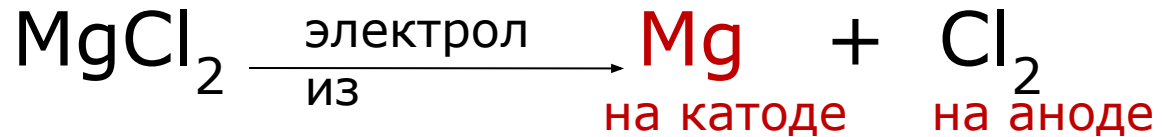
Температура кипения — $1105\text{ }^{\circ}C$

Теплопроводность при $20\text{ }^{\circ}C$ — $156\text{ Вт/(м}\cdot\text{К)}$.

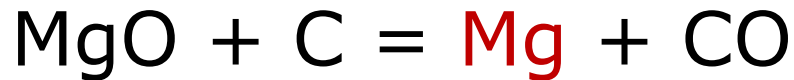
Магний высокой чистоты пластичен, хорошо прессуется, прокатывается и поддается обработке резанием.

Получение магния

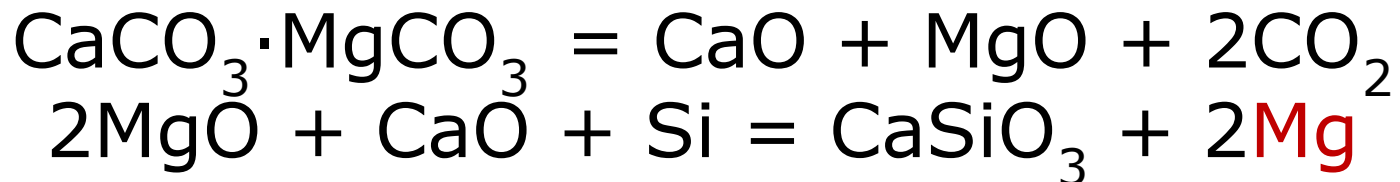
Обычный промышленный метод получения металлического магния — это электролиз расплава. В расплаве электрохимическому восстановлению подвергается хлорид магния:



Разработан и другой способ получения магния — термический. В этом случае для восстановления оксида магния при высокой температуре используют кремний или кокс:



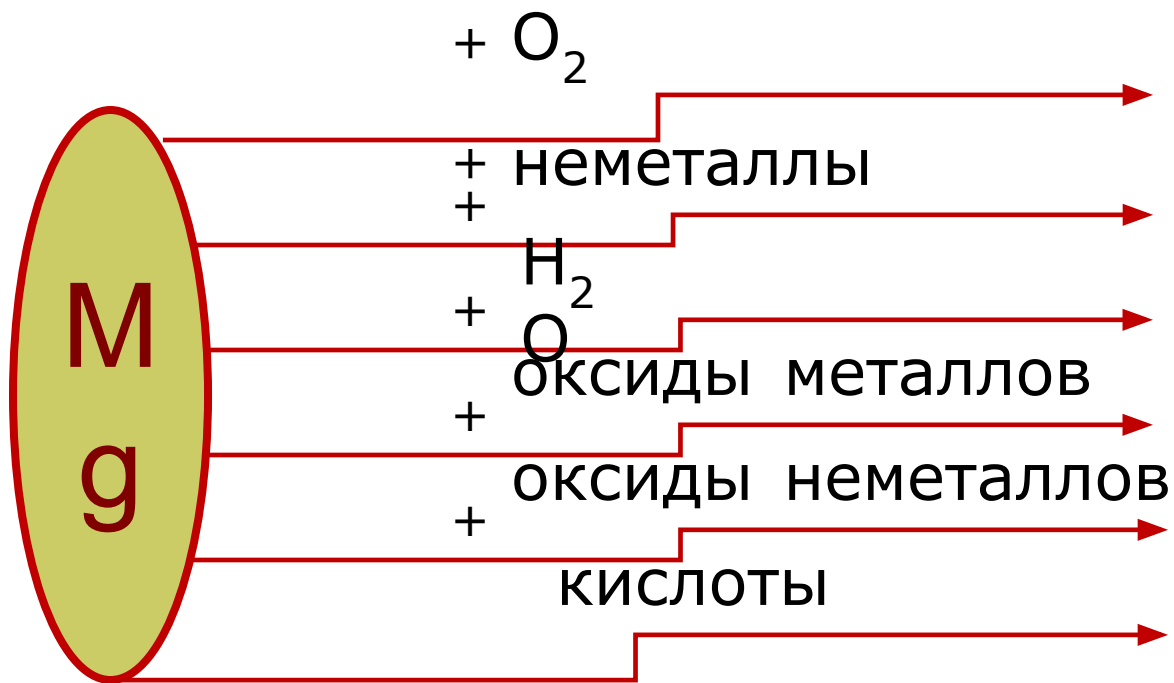
Применение кремния позволяет получать магний из такого сырья, как доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, не проводя предварительного разделения магния и кальция. С участием доломита протекают реакции:



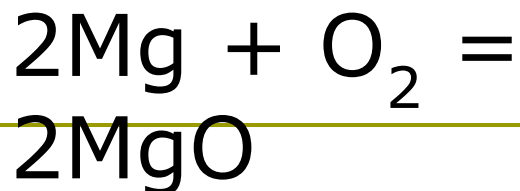
Преимущество термического способа состоит в том, что он позволяет получать магний более высокой чистоты. Для получения магния используют не только минеральное сырьё, но и морскую воду.

Химические свойства

Li, K, Ba, Ca, Na, **Mg**, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H_2 , Cu, Hg, Ag, Au



Напишите уравнение реакции горения магния.

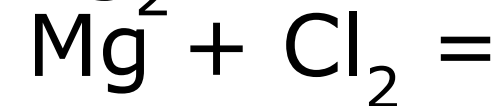
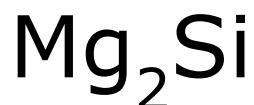


ОПЫТ



Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с серой, кремнием, хлором.

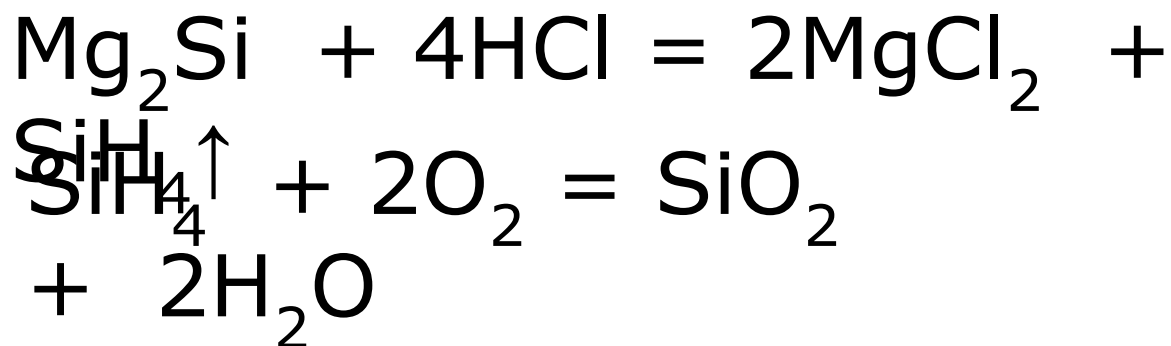
Определите окислитель, восстановитель.



Магний – восстановитель
Сера, кремний, хлор, –
окислители.

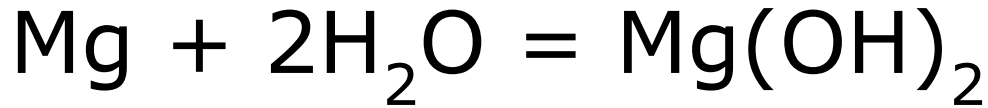


Соединения металлов с кремнием называются **силицидами**. Силицид магния - порошок черного цвета. При взаимодействии силицида магния с соляной кислотой образуется **силан**. Силан загорается на воздухе. Продуктами сгорания силана являются оксид кремния и вода.



ОПЫТ

Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой.



В металлургии магний используют в качестве восстановителя.

Напишите уравнение реакции восстановления магнием бериллия

из оксида бериллия



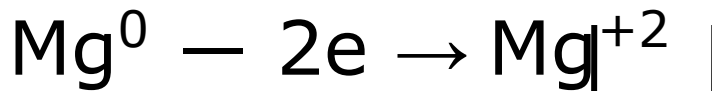
Напишите уравнение реакции восстановления магнием кремния

из оксида кремния (IV), углерода из оксида углерода (IV).

Рассмотрите реакцию как окислительно-восстановительную



ОПЫТ



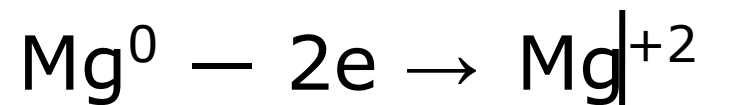
2 1



Магний - восстановитель

BeO (за счет Be^{+2})-

окислитель.



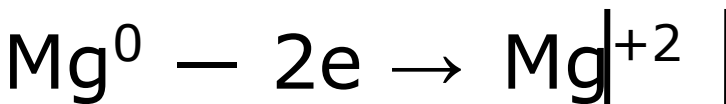
2 2



Магний - восстановитель

SiO_2 (за счет Si^{+4})-

окислитель.



2 2



Магний -

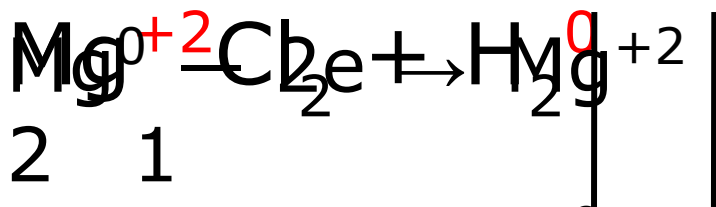
восстановитель

CO_2 (за счет C^{+4})-

Li, K, Ba, Ca, Na, **Mg**, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, **H₂**, Cu, Hg, Ag, Au

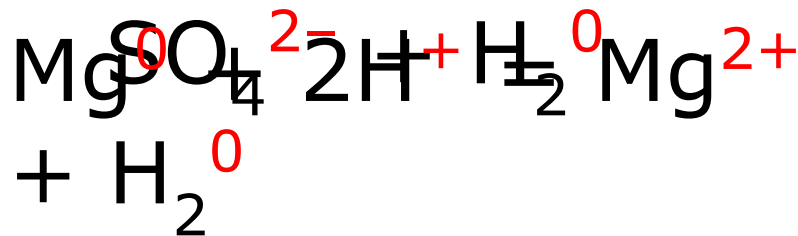
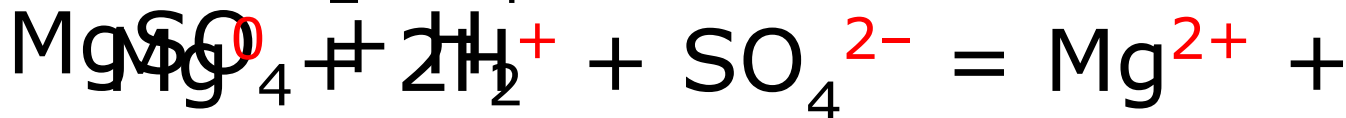
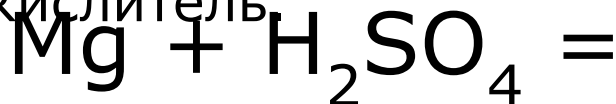
Напишите уравнения реакций взаимодействия магния с соляной и разбавленной серной кислотами.

Рассмотрите с точки зрения ОВР и ТЭД



2H⁺ – восстановитель
HCl (за счет H⁺) – окислитель

ОПЫТ



Соединения

1. Оксид магния

магния

Оксид магния (жжёная магнезия) бесцветные кристаллы, нерастворимые в воде, пожаро- и взрывобезопасен.

Основная форма — минерал

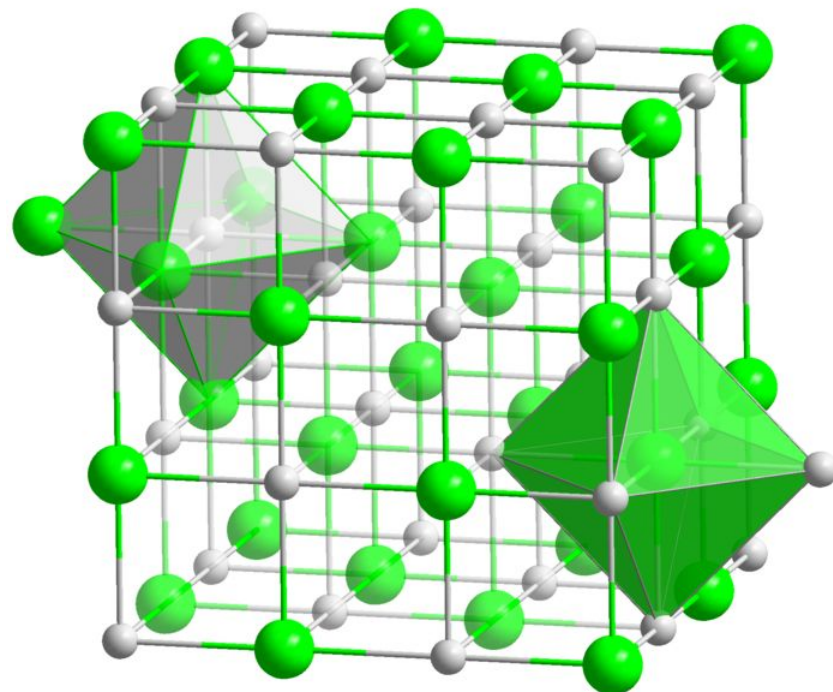
периклаз

Химическая
связь

ионна
я

Кристаллическая
решетка

ионна
я



Физические свойства

Легкий, рыхлый порошок белого цвета, легко впитывает воду. На этом свойстве основано его применение в спортивной гимнастике. Нанесенный на ладони спортсмена порошок предохраняет его от опасности сорваться с гимнастического снаряда.

температура плавления—**2825°C**

температура кипения—**3600 °C**.

плотность—**3,58 г/см³**.



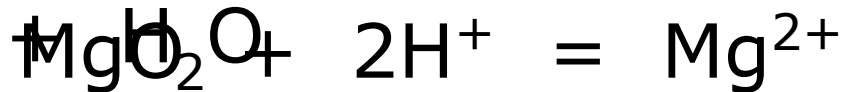
Оксид магния

Mg

Оксид
магния

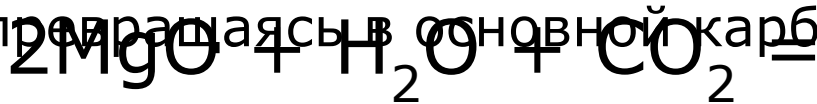
солеобразующий,
основный

Перечислите свойства характерные для основных оксидов.
Составьте уравнения реакций оксида магния с оксидом углерода (IV), соляной кислотой.

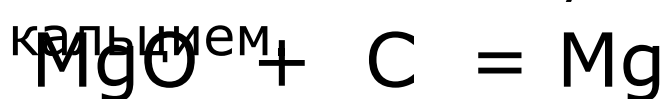


Оксид магния поглощает из воздуха водяной пар и углекислый газ,

превращаясь в основной карбонат магния.



Восстанавливается углеродом, кремнием,





Гидроксид

магния

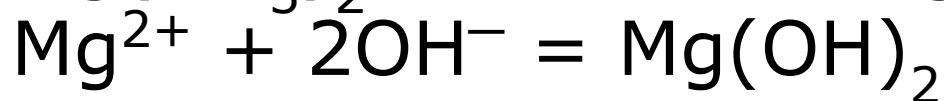
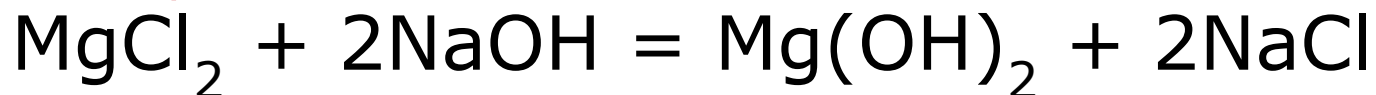


При стандартных условиях гидроксид магния представляет собой бесцветные кристаллы. Встречается в природе в виде минерала брусита.

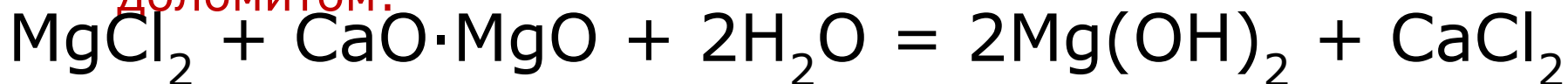


Получение гидроксида магния

1. Взаимодействие растворимых солей магния с щелочами:



2. Взаимодействие раствора хлорида магния с обожжённым доломитом:



3. Взаимодействие металлического магния с парами воды:



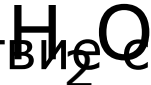
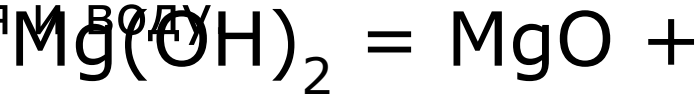
Химические

свойства

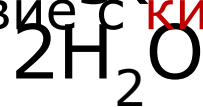
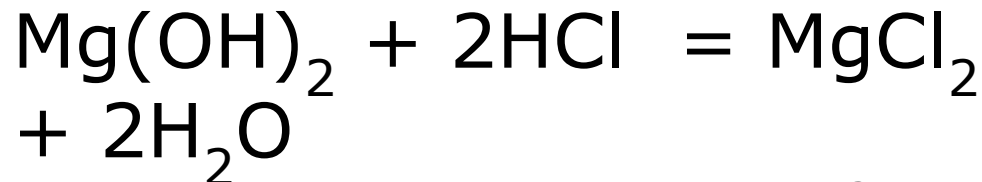
Перечислите свойства характерные для нерастворимых оснований

Составьте уравнения реакций.

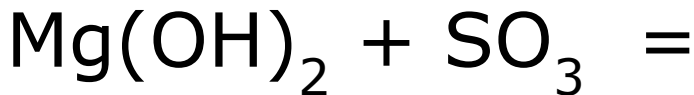
При температуре выше 350 °С разлагается на оксид магния и воду



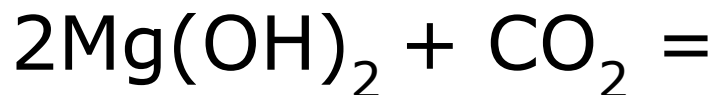
Взаимодействует с **кислотами** с образованием соли и воды (*реакция нейтрализации*):



Взаимодействует с **кислотными оксидами** с образованием соли и воды:

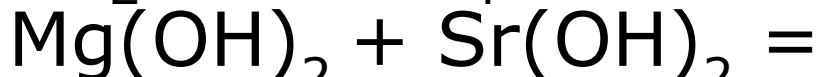
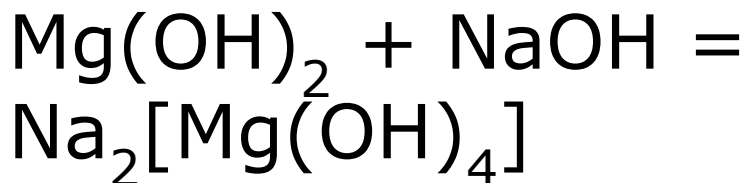


Поглощает углекислый газ и воду из воздуха с образованием основного карбоната магния.





В жестких условиях образует гидроксокомплексы.
 Взаимодействие с горячими концентрированными растворами щелочей с образованием гидроксомагnezатов:

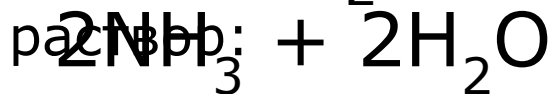


Гидроксид магния нельзя полностью осадить в присутствии солей

аммония, это свойство используется в химическом анализе, чтобы

отделить его от гидроксидов алюминия и цинка.

Солями аммония гидроксид магния переводится в



Применение магния и его соединений

1. **Сплавы** на основе магния являются важным конструкционным материалом в авиационной и автомобильной промышленности благодаря их лёгкости и прочности.

2. **Химические источники тока** Магний в виде чистого металла, а также его химические соединения (бромид, перхлорат) применяются для производства очень мощных резервных электрических батарей и сухих элементов и др.).

3. **Военное дело** Свойство магния гореть белым ослепительным пламенем широко используется в военной технике для изготовления осветительных и сигнальных ракет, трассирующих пуль и снарядов, зажигательных бомб.

4. **Фотография** Магниевый порошок с окисляющими добавками применялся (и применяется сейчас в редких случаях) в фотоделе в химических фотовспышках (магниевая фотовспышка).

5. **Медицина.**

6. **Биологическая роль.**

- **Биологическая роль:** магний — биогенный элемент, постоянно присутствующий в тканях всех организмов. Он входит в состав молекулы зеленого пигмента растений — хлорофилла, участвует в минеральном обмене, активизирует ферментные процессы в организме, повышает засухоустойчивость растений. С участием ионов Mg^{+2} осуществляется биолюминесценция и ряд других биологических процессов. Широкое практическое применение находят магниевые удобрения — доломитовая мука, жженая магнезия и др.
- В организм животных и человека магний поступает с пищей. Суточная потребность человека в магнии — 0,3-0,5 г. В организме среднего человека (масса тела 70 кг) содержится около 19 г магния. Нарушения обмена магния приводят к различным заболеваниям. В медицине применяют препараты магния — его сульфат, карбонат, жженую магнезию



Применение оксида магния

В промышленности применяется для производства огнеупоров, цементов, очистки нефтепродуктов, как наполнитель при производстве резины.

В медицине применяют при повышенной кислотности желудочного сока, так как она обуславливается избыточным содержанием соляной кислоты.

Жжёную магнезию принимают также при случайном попадании в желудок кислот.

В пищевой промышленности зарегистрирован в качестве пищевой добавки **E530**.



Применение гидроксида магния

- Гидроксид магния используется в качестве пищевой добавки, для связывания диоксида серы, как флокулянт для очистки сточных вод, в качестве огнезащитного средства в термопластических полимерах (полиолефины, ПВХ), как добавка в моющие средства, для получения оксида магния, рафинирования сахара, в качестве компонента зубных паст.
- В медицине его применяют в качестве лекарства для нейтрализации кислоты в желудке, а также как очень сильное слабительное.
- В Европейском союзе гидроксид магния зарегистрирован в качестве пищевой добавки **E528**





кальци

1

Истори

й

2

Кальций – химический я

элемент

1) Положение в периодической системе химических элементов

элементов

2) Строение атома

3) Нахождение в

природе

3 Кальций – простое

вещество

1) Состав. Строение.

2) Свойства.

3) Получение

свойства.

4

Соединения

6

кальция

Применение кальция и его

соединений

5

Жесткость

воды



Нахождение в природе Кальций — один из наиболее распространенных на Земле элементов. На его долю приходится 3,38% массы земной коры (5-е место по распространенности после кислорода, кремния, алюминия и железа). Из-за высокой химической активности кальций в свободном виде в природе не встречается. Большая часть кальция содержится в составе силикатов и алюмосиликатов различных горных пород (граниты, гнейсы). В виде осадочных пород соединения кальция представлены мелом и известняками, состоящими в основном из минерала кальцита CaCO_3 . Кристаллическая форма кальцита — мрамор. Довольно широко распространены такие минералы кальция, как известняк CaCO_3 , ангидрит CaSO_4 и гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, флюорит CaF_2 , апатиты $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$, доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Присутствием солей кальция и магния в природной воде определяется ее жесткость. Значительное количество кальция входит в состав живых организмов. Так, гидроксилapatит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ — основа костной ткани позвоночных, в том числе и человека; из карбоната кальция CaCO_3 состоят раковины и панцири многих беспозвоночных, яичная скорлупа и др.

С

Химическая

связь
Кристаллическая
решетка

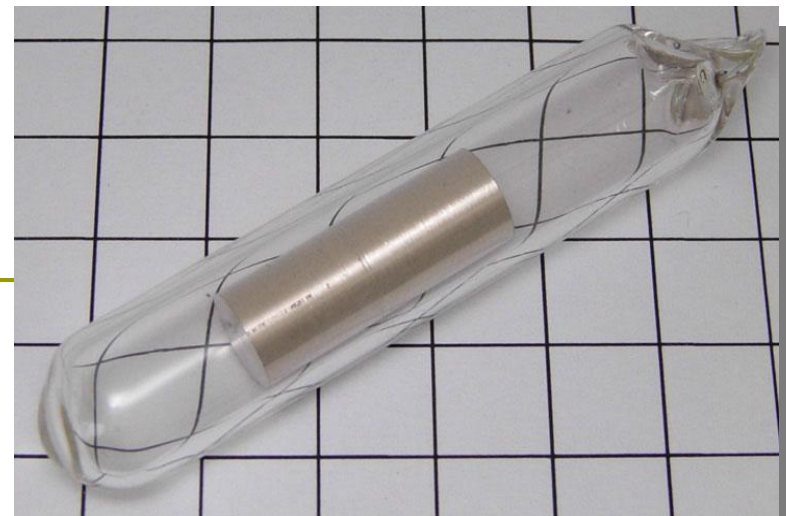
а



металлическая
металлическая

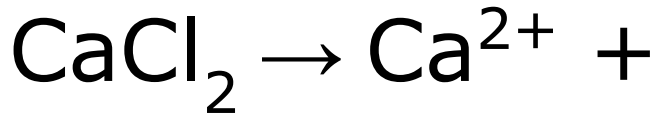
Температура плавления кальция $839\text{ }^{\circ}\text{C}$, температура кипения $1484\text{ }^{\circ}\text{C}$, плотность $1,55\text{ г/см}^3$.

Химическая активность кальция высока, но ниже, чем всех других щелочноземельных металлов. Он легко взаимодействует с кислородом, углекислым газом и влагой воздуха, из-за чего поверхность металлического кальция обычно тускло серая, поэтому в лаборатории кальций обычно хранят, как и другие щелочноземельные металлы, в плотно закрытой банке под слоем керосина.

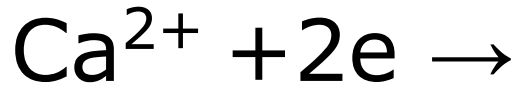


Получение кальция

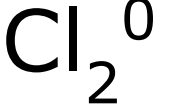
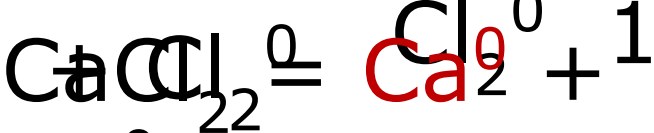
1. Кальций получают электролизом расплава хлорида кальция



На катод
На



анод

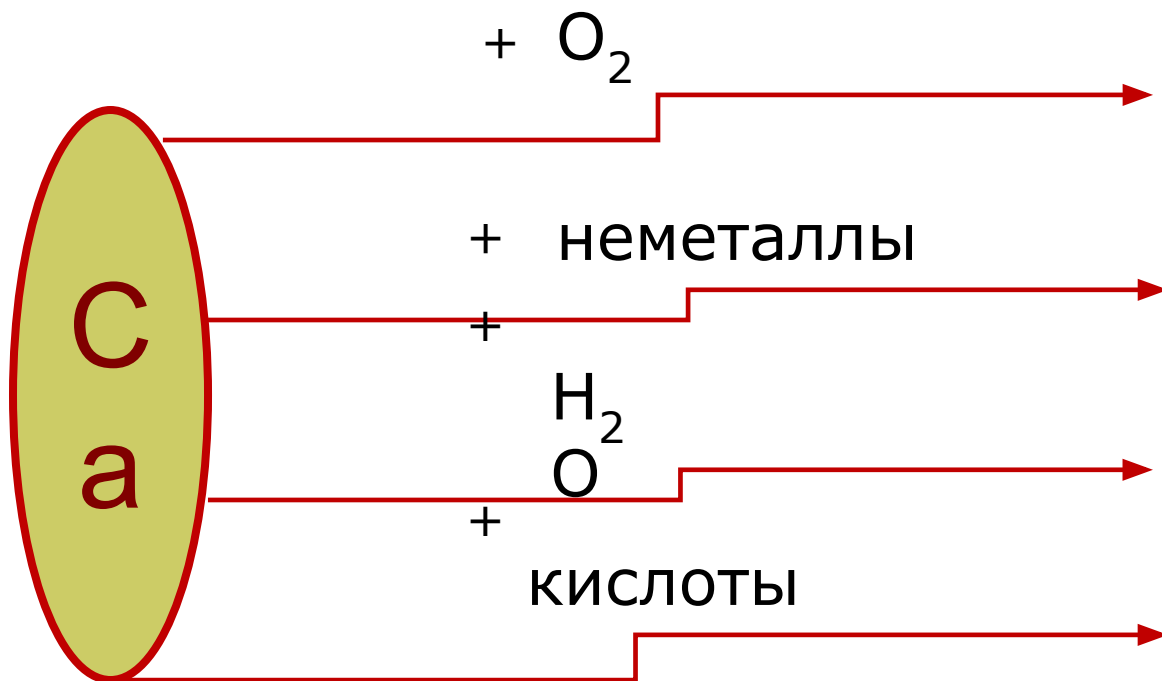


2. Кальций можно получить методом алюмотермии



Химические свойства

Li, K, Ba **Ca** Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

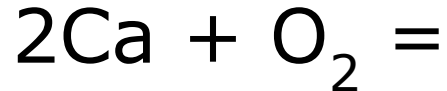




Химические свойства

Составьте уравнение реакции

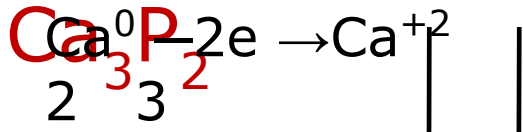
горения кальция



ОПЫТ

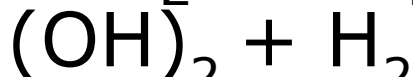
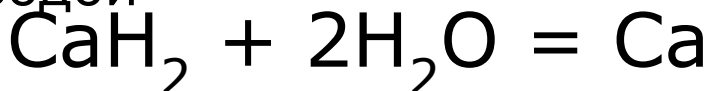


Составьте уравнение реакции взаимодействия кальция с хлором, серой, фосфором, водородом

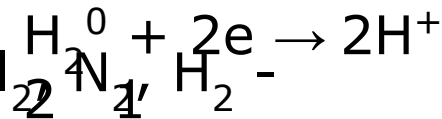
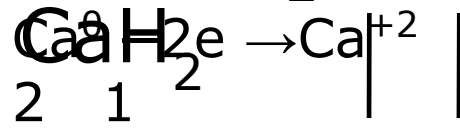
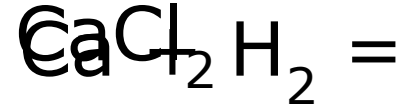
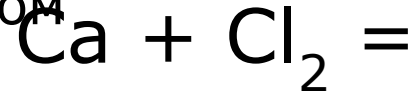


Кальций - восстановитель; S, Cl₂, N₂, H₂ - окислители

Гидрид кальция взаимодействует с водой



ОПЫТ



ОПЫТ

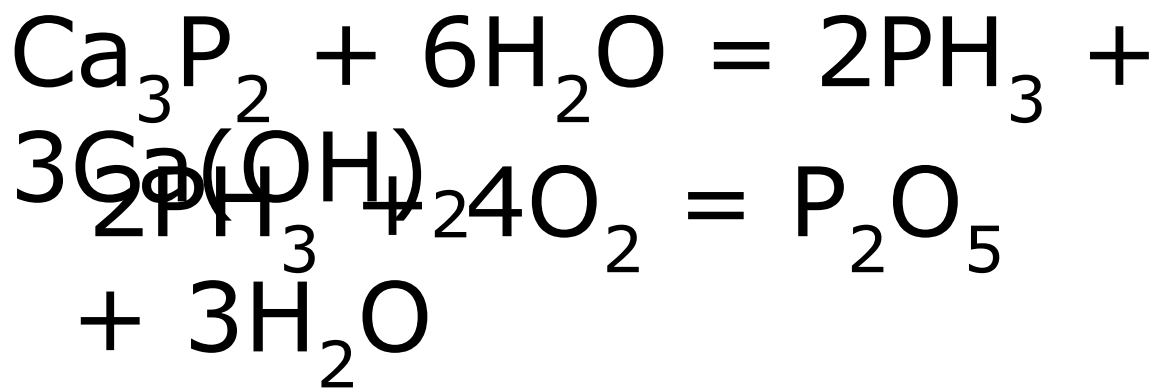


Фосфид кальция взаимодействует с водой. Выделяется газ фосфин с примесями дифосфина (P_2H_4).

Происходит самовозгорание дифосфина.

Фосфин также сгорает на воздухе с образованием фосфорного ангидрида (оксид фосфора (V))

Над водой вспыхивают небольшие огоньки горящего фосфина. Фосфин образуется при разложении некоторых органических соединений, содержащих фосфор. Этим объясняется появление «Блуждающих огней» на болотах.



ОПЫТ

Соединения

1. Оксид кальция Са

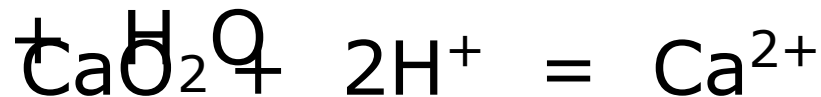
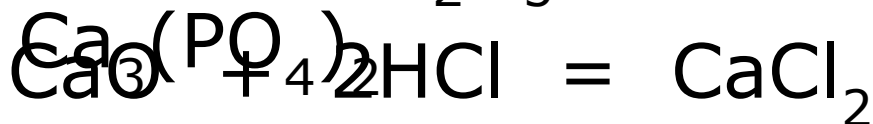
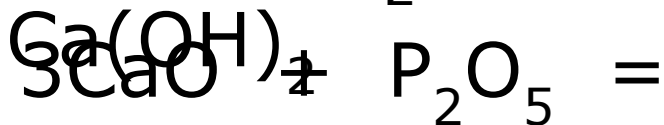
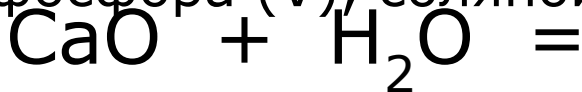
Оксид кальция CaO - белое тугоплавкое вещество, называется **негашеной** или **жженой известью**.

Оксид кальция **солеобразующий**
основный

Перечислите свойства характерные для основных оксидов.

Составьте уравнения реакций оксида кальция с водой, оксидом

фосфора (V), соляной кислотой



ОПЫТ





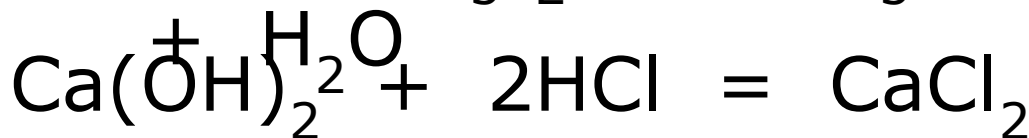
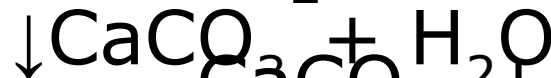
Гидроксид кальция



Перечислите свойства характерные для растворимых оснований

Составьте уравнения реакций гидроксида кальция с оксидом

углерода(IV), соляной кислотой



ОПЫТ

ОПЫТ



Применение кальция и его соединений

Главное применение кальция - это использование его как восстановителя при получении металлов, особенно никеля, меди и нержавеющей стали. Кальций и его гидрид используются также для получения трудновосстанавливаемых металлов, таких, как хром, торий и уран.

Сплавы кальция со свинцом находят применение в аккумуляторных батареях и подшипниковых сплавах.

Кальциевые гранулы используются также для удаления следов воздуха из электровакуумных приборов.



Оксид кальция - наиболее важный промышленный продукт, служащий исходным сырьем для производства других полезных соединений кальция. СаО имеет несколько коммерческих названий: известь, жженая известь, негашеная известь

Жженую известь широко используют в строительстве для приготовления кладочных и штукатурных растворов, для получения хлорной извести, при выделке кожи, медицинских препаратов и кормов.

Гидроксид кальция используется в медицине (в основном для понижения кислотности), в производстве штукатурки, кладочных строительных растворов, цемента, клеевых красок и удаления волоса со шкур при выделке кожи. Известковый кладочный раствор готовят смешением гашеной извести с песком при добавлении воды до получения пластичной массы. Раствор служит вяжущим веществом при возведении стен, так как на воздухе происходит реакция гашеной извести с углекислым газом воздуха с образованием карбоната кальция и выделением воды, поэтому раствор твердеет.



Сульфат кальция CaSO_4 существует в природе в виде минерала ангидрита. Дигидрат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ является важным промышленным минералом, известным под названиями гипс, алебастр, селенит и шелковистый шпат. Гипс добавляют в цемент для уменьшения скорости схватывания, его используют для изготовления пишущих мелков, сельскохозяйственной побелки, в качестве наполнителя красок, полировального порошка и для гляцевания бумаги. При $165\text{-}200^\circ\text{C}$ гипс теряет 75% гидратной воды и образует штукатурный гипс. При увлажнении происходит поглощение воды и схватывание массы. Поскольку при затвердевании гипс слегка расширяется, он воспроизводит все тонкие детали любого объекта, на который нанесен, образуя слепок, и поэтому широко используется в изготовлении скульптур, хирургических и зубных слепков, производстве штукатурки и стеновых покрытий. Гипс, прокаленный до полного удаления гидратной воды, используется как высокотвердый поделочный материал. Специально приготовленный безводный сульфат кальция применяется для осушки газов и органических жидкостей.

Галогениды. Хлорид кальция CaCl_2 получают из природных насыщенных соляных вод (рапы). Его можно получить также по реакции оксида или карбоната кальция с соляной кислотой. При комнатной температуре из раствора кристаллизуется бесцветный расплывающийся на воздухе гексагидрат $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. При прокаливании гексагидрат теряет воду и переходит последовательно в дигидрат, моногидрат и безводную соль. Эти соединения легко поглощают влагу и поэтому используются как осушители, а также в качестве соляной добавки для плавления снега и льда или для рассеяния тумана. Раствор хлорида кальция используют как антифриз для опрыскивания дорог и в шахтах, как хладагент в холодильных установках, при изготовлении цемента, огнестойких тканей и в огнетушителях. Фармакопейный хлорид кальция широко применяется в медицине, например для остановки кровотечения и увеличения свертываемости крови. Бромид CaBr_2 и иодид CaI_2 по химическим свойствам похожи на хлорид и применяются в фотографии и медицине. Фторид кальция, встречающийся в природе в виде минерала флюорита, или плавикового шпата, является основным сырьем для получения фтора.

Хлорная (белильная) известь. Состав этого вещества в основном соответствует формуле CaOCl_2 (сложная смесь хлорида и гипохлорита кальция). Хлорная известь - беловатый порошок с сильным запахом хлора. При выдерживании на воздухе он поглощает влагу и углекислый газ и выделяет хлор. Обычный коммерческий продукт содержит около 35% активного хлора (количество хлора, выделяющееся при взаимодействии с соляной кислотой). Хлорная известь используется для отбеливания тканей и древесной массы, для дезинфекции питьевой воды и обезвреживания сточных вод. Еще недавно ее применяли вместо хлора и гипохлорита кальция для отбеливания тканей. Гипохлорит кальция $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, часто называемый просто гипохлоритом, - белый негигроскопичный порошок с запахом хлора, содержит около 99% активного хлора и поэтому вдвое эффективнее хлорной извести. Он прост в употреблении и хорошо сохраняется. Применяется так же, как и хлорная известь



Фосфаты. Средний фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ существует в природе в виде минерала фосфорита и является важным компонентом костей животных. Фосфат кальция служит сырьем для получения других фосфатов, фосфора, его соединений, используется в производстве фарфора, эмалей, молочного стекла.

Гидрофосфат кальция CaHPO_4 применяется как кормовая добавка скоту, в качестве цемента и пасты в стоматологии, как удобрение.

Дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, или суперфосфат, лучше растворим в воде, чем другие, трех- или двухосновные соли, и поэтому пригоден для быстрой подкормки растений.

Карбид кальция CaC_2 получают восстановлением CaO коксом, древесным углем или антрацитом в электрической печи. При добавлении воды карбид разлагается с выделением ацетилена. При нагревании карбида кальция в среде азота можно получить цианамид кальция.

Цианамид кальция CaCN_2 - прежде одно из важнейших соединений для фиксации атмосферного азота, теперь в основном используется как удобрение и для цементации стали