

**Классы  
неорганических  
веществ**

# План лекции:

- Классификация неорганических веществ.
- Способы получения, номенклатура, физические и химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов; амфотерных гидроксидов, кислот, оснований.
- Генетическая связь между классами неорганических веществ.

# Классификация неорганических веществ

## Вещества

```
graph TD; A[Вещества] --> B[Простые-]; A --> C[Сложные-];
```

### Простые-

состоят из атомов  
одного химического  
элемента.

### Сложные-

состоят из атомов  
разных элементов

# Простые вещества

```
graph TD; A[Простые вещества] --> B[Металлы]; A --> C[Неметаллы]; A --> D[Благородные газы];
```

## Металлы

**Na,**  
**Fe,**  
**Al,**  
**Zn...**

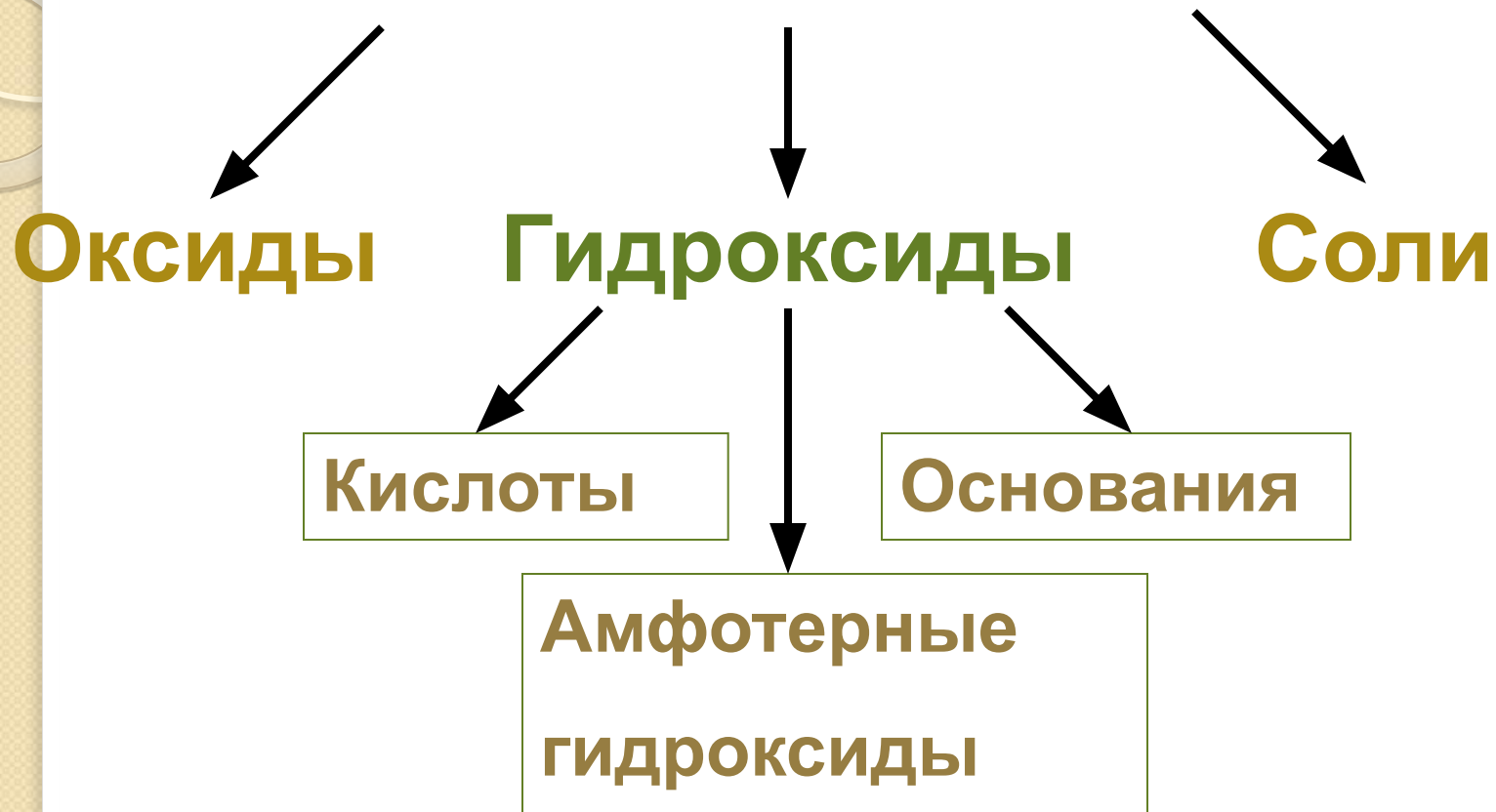
## Неметаллы

**O<sub>2</sub>,**  
**H<sub>2</sub>,**  
**Cl<sub>2</sub>,**  
**S,**  
**P,**  
**C...**

## Благородные газы

**He,**  
**Ne,**  
**Ar,**  
**Kr,**  
**Xe,**  
**Rn**

# Сложные вещества



# Свойства оксидов и гидроксидов

Свойства оксидов и гидроксидов в периоде изменяются от основных через амфотерные к кислотным, т.к. увеличивается положительная степень окисления элементов.



В главных подгруппах **основные свойства оксидов и гидроксидов возрастают сверху вниз.**

# Оксиды

**Оксиды** – это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых – *кислород* со степенью окисления **-2**

Общая формула:



**m** число атомов элемента Э,  
**n** – число атомов кислорода.

Называют так – «**оксид элемента**» (степень окисления), если она переменна.

*Примеры*     $\text{CO}_2$  оксид углерода (IV)

$\text{FeO}$  оксид железа (II)

# Классификация оксидов по КИСЛОТНО ОСНОВНЫМ СВОЙСТВАМ

**Оксиды**

1) **несолеобразующие**

$N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$

2) **Солеобразующие**

**Основные**

**Амфотерные**

**Кислотные**

Оксиды металлов  
(с.о. +1,+2)

Оксиды металлов  
(с.о. +3, +4),  
а также оксиды  
 $BeO$ ,  $ZnO$ ,  $SnO$ ,  $PbO$

Оксиды  
неметаллов,  
оксиды металлов  
(с.о.+5,+6,+7)

$CaO$

$ZnO$

$P_2O_5$

соответствуют

соответствуют

соответствуют

**Основания**

$Ca(OH)_2$

**КИСЛОТЫ**

$H_3 PO_4$



# Оксиды

**Несолеобразующие оксиды** — оксиды, не проявляющие ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образующие соли

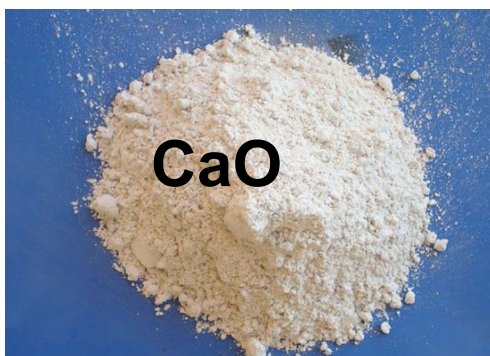
**Солеобразующие оксиды** — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или со щелочами с образованием соли и воды. Им соответствуют гидроксиды, содержащие элемент в той же степени окисления.

# Основные оксиды

Общая формула  $Me_2O$ ,  $MeO$

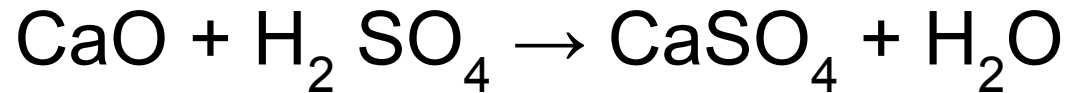
## Физические свойства

- При комнатной температуре основные оксиды **твердые**, кристаллические вещества чаще всего **нерастворимые в воде**;
- Окрашенные в различные цвета, например  $Cu_2O$  – красного цвета,  $CaO$  – белого.



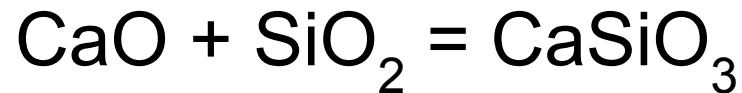
# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ (О.О.)

1) О.О. + кислота = соль + вода (реакция обмена)



2) О.О. + кислотный оксид = соль

(реакция соединения)

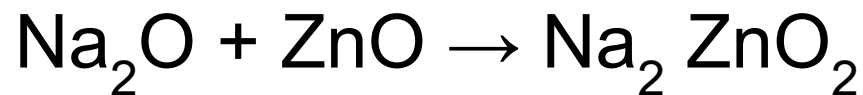


3) О.О.(раств) + вода = основание (щелочь)

(реакция соединения)



4) О.О. + амфотерный оксид = соль



# Физические свойства кислотных оксидов

Агрегатное состояние различное:  $P_2O_5$  – твердый,  $SiO_2$  – твердый,  $CO_2$  – газообразный,  $SO_3$  – жидкий при комнатной температуре, затвердевающий уже при  $17^\circ C$  в твердую кристаллическую массу.

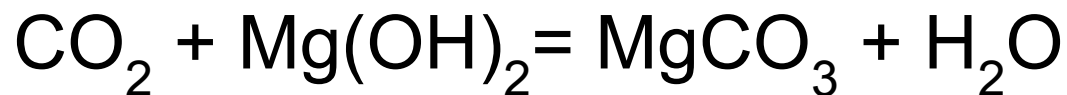
**Имеют различный цвет.**

Все кислотные оксиды, кроме  $SiO_2$ , растворимы в воде.



# Химические свойства кислотных оксидов (К.О.)

1) К.О. + основание = соль + вода (реакция обмена)



2) К.О. + О.О. = СОЛЬ (реакция соединения)



3) К.О. + вода = кислота (кроме  $\text{SiO}_2$  )

(реакция соединения)



# Амфотерные оксиды

- **Амфотерными** называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства.
- *Примеры:*  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{V}_2\text{O}_3$
- Амфотерные оксиды *с водой* непосредственно не соединяются.

# Амфотерные оксиды



**$\text{Al}_2\text{O}_3$  (оксид алюминия)** очень твердые прозрачные кристаллы. Температура плавления – 2053 °С, температура кипения – 3000 °С.



**Оксид алюминия** как минерал называется **корунд**. Крупные прозрачные кристаллы корунда используются как драгоценные камни. Из-за примесей корунд бывает окрашен в разные цвета: **рубин, сапфир**.



**$\text{Cr}_2\text{O}_3$  (оксид хрома(III))** – кристаллы зеленого цвета, нерастворимые в воде.

Используют как пигмент при изготовлении декоративного зеленого стекла и керамики.

**$\text{ZnO}$  (оксид цинка)** – бесцветный кристаллический порошок, нерастворимый в воде. Используется для приготовления белой масляной краски (цинковые белила)



Какие элементы периодической системы образуют амфотерные соединения?

Неметаллы,  
*исключая элементы  
побочных подгрупп*

Элементы, образующие амфотерные оксиды  
и гидроксиды

Металлы



## Амфотерные оксиды

Обозначения:



ОСНОВНЫЕ  
ОКСИДЫ



амфотерные  
ОКСИДЫ



КИСЛОТНЫЕ  
ОКСИДЫ

$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{N}_2\text{O}_5$	O	$\text{OF}_2$
$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_2$ $\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_3$ $\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_2$ $\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}$
$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_5$
$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$	Po	At

# Химические свойства амфотерных оксидов

## Основные свойства

1. С кислотами:  $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$
2. С кислотными оксидами:  $ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$   
силикат

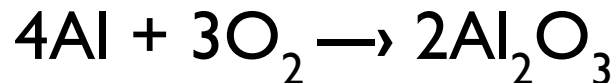
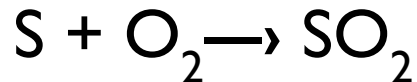
цинка

## Кислотные свойства

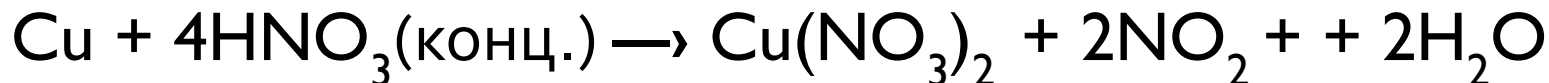
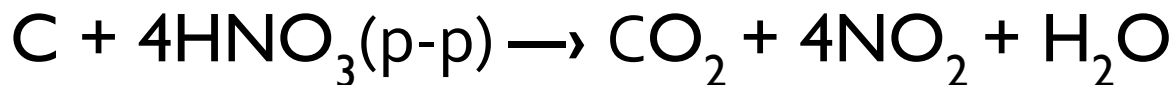
1. С основаниями:  $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$   
цинкат натрия
2. С основными оксидами:  $ZnO + MgO = MgZnO_2$

# Способы получения оксидов

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом.



2) Взаимодействие простых веществ и солей с кислотами-окислителями.



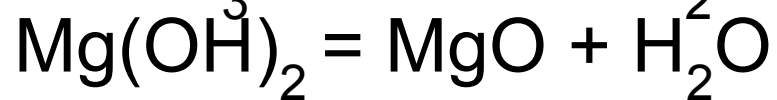
3) Горение

- сложных веществ:  $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$
- простых веществ:  $2Mg + O_2 = 2MgO$

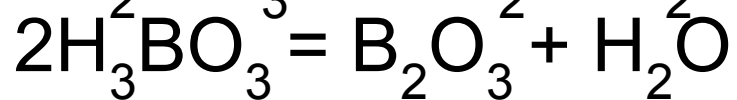
# Способы получения оксидов

## 4) Термическое разложение

### *1. Нерастворимых оснований*



### *2. Некоторых кислот*



### *3. Некоторых солей*



# Гидроксиды

**Гидроксиды** – это неорганические соединения, содержащие в составе гидроксильную группу (**-ОН** )

Общая формула:  $\text{Э}(\text{ОН})_n$

где Э - элемент (металл или неметалл)

# Классификация гидроксидов

**Гидроксиды**

**Основания**

$\text{Ca(OH)}_2$ ,  
 $\text{Fe(OH)}_3$ ,  
 $\text{Cu(OH)}_2$ ,  
 $\text{NaOH}$

**Амфотерные  
гидроксиды**

$\text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  
 $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Be(OH)}_2$

**Кислоты**

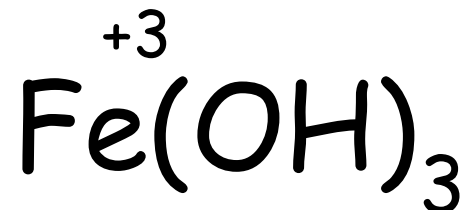
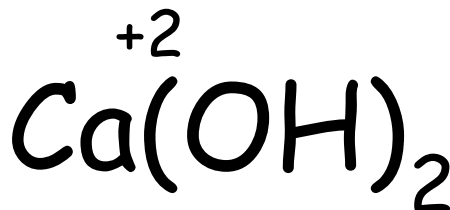
$\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  
 $\text{H}_2\text{WO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$

# Основания

**Основания** – это сложные вещества, состоящие из ионов **металлов** и связанных с ними одного или нескольких *гидроксид-ионов* ( $\text{OH}^-$ )



где  $M$  – металл,  $n$  – число групп  $\text{OH}$  и в то же время заряд иона металла



Называем: **гидроксид** металла

# Классификация оснований

## ОСНОВАНИЯ

по числу  
гидроксильных  
групп

1.  
Однокислотные  
 $\text{NaOH}$   
 $\text{LiOH}$   
 $\text{NH}_2\text{OH}$

2.  
Двухкислотные  
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$   
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$   
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

3.  
Трехкислотные  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$   
 $\text{Al}(\text{OH})_3$

по растворимости  
в воде

1. Растворимые, или  
щелочи  
 $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}$   
 $(\text{OH})_2$

2. Малорастворимые  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$



# Основания.

## Гидроксиды щелочных металлов

- Общая формула – **MeOH**
- Щелочи.
- Белые кристаллические вещества, гигроскопичны, хорошо растворимы в воде (с выделением тепла). Растворы мылкие на ощупь, очень едкие

**NaOH** – едкий натр

**KOH** – едкое кали

**LiOH** - гидроксид лития

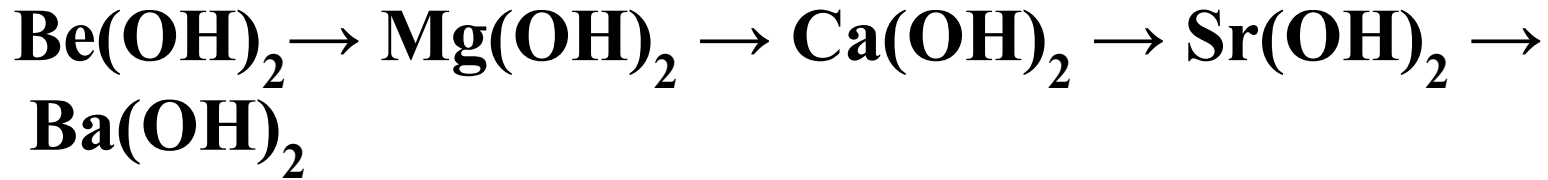


**Основные свойства усиливаются в ряду:**



# Гидроксиды металлов IIА группы

- Общая формула –  $\text{Me}(\text{OH})_2$
- Белые кристаллические вещества, в воде растворимы хуже, чем гидроксиды щелочных металлов.  $\text{Be}(\text{OH})_2$  – в воде нерастворим.
- Основные свойства усиливаются в ряду:



$\text{Be}(\text{OH})_2$  – амфотерный гидроксид

$\text{Mg}(\text{OH})_2$  – слабое основание

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – сильные основания – щелочи.

# Химические свойства растворимых оснований

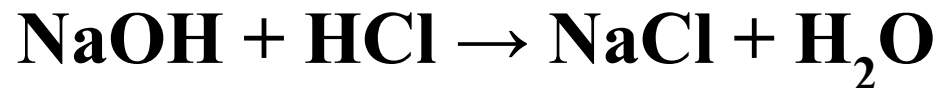
## 1. Изменяют цвет индикаторов:

**Лакмус – на синий**

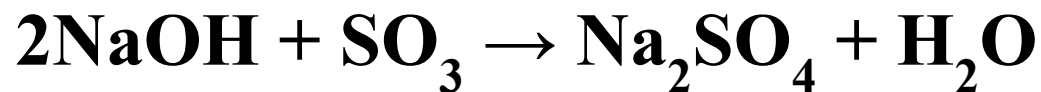
**Фенолфталеин – на малиновый**

**Метил-оранж – на желтый**

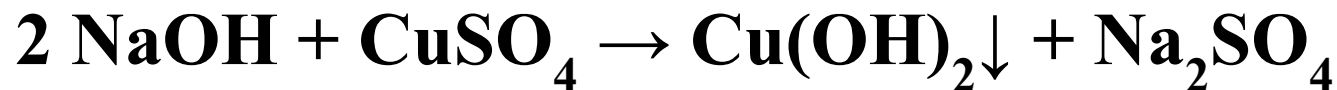
**2. Взаимодействуют со всеми кислотами (*реакция нейтрализации*)**



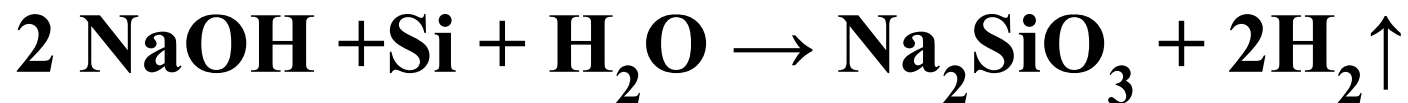
**3. Взаимодействуют с кислотными оксидами.**



**4. Взаимодействуют с растворами солей, если образуется газ или осадок**



**5. Взаимодействуют с некоторыми неметаллами (серой, кремнием, фосфором)**

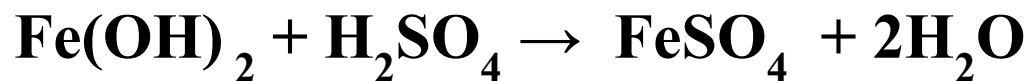


**6. Взаимодействуют с амфотерными гидроксидами**

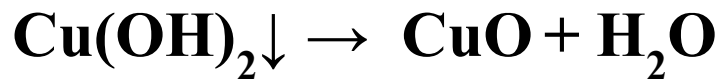


# Химические свойства нерастворимых оснований

1. Взаимодействуют с кислотами (*реакция нейтрализации*)

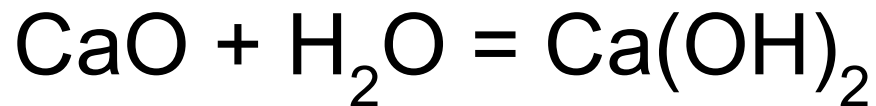
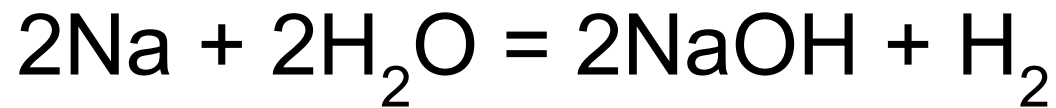


2. Разложение при нагревании. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду:  $t^\circ$



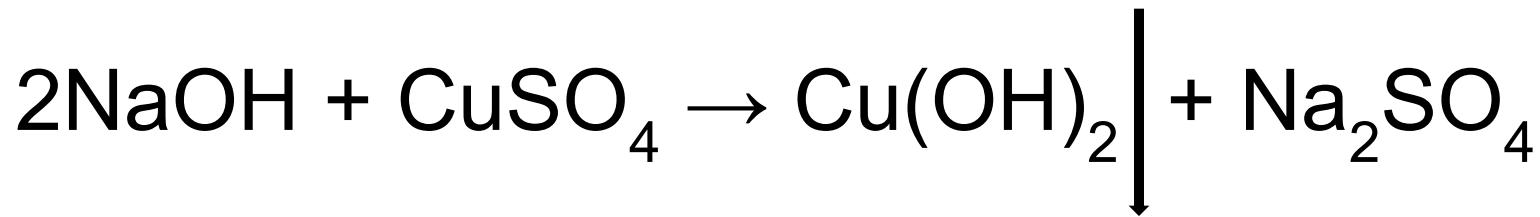
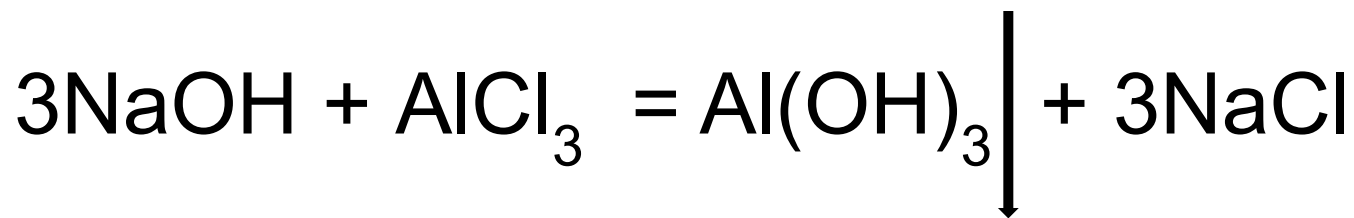
# Способы получения растворимых оснований (щелочей)

1. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов их оксидов с водой



# Способы получения нерастворимых оснований

## 2. Взаимодействие раствора щелочи с раствором соли

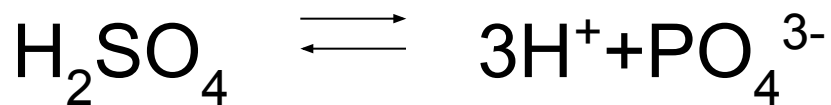
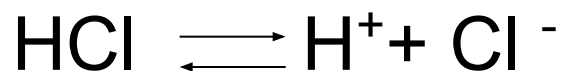




# Кислоты

**Кислоты** – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотных остатков.

При электролитической диссоциации кислот в водном растворе образуются катионы водорода и анион кислотного остатка



# Физические свойства КИСЛОТ

- При обычных условиях кислоты могут быть жидкими и твердыми (борная, ортофосфорная, вольфрамовая)
- Кислоты – едкие жидкости (кроме кремневой), с кислым вкусом, без запаха, разъедают многие вещества, ткани.

# Классификация кислот

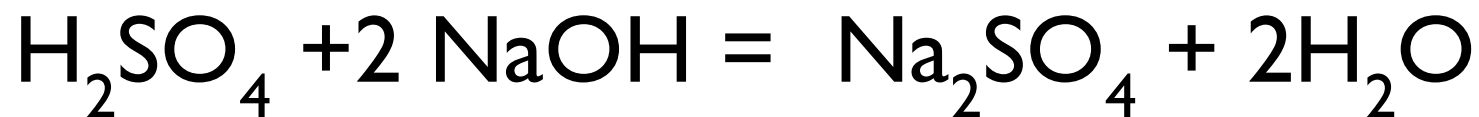
Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	А) $\text{H}_3\text{PO}_4$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; Б) $\text{HBr}$ , $\text{H}_2\text{S}$
Основность	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
Растворимость в воде	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SiO}_3$
Летучесть	А) летучие; Б) нелетучие	А) $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HNO}_3$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
Степень диссоциации	А) сильные; Б) слабые	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$
Стабильность	А) стабильные; Б) нестабильные	А) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HCl}$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$

# Названия распространенных кислот

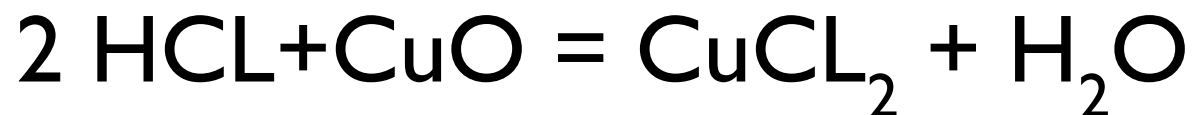
Формула	Название
$\text{HCl}$	Хлороводородная (соляная)
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводородная
$\text{HBr}$	Бромоводородная
$\text{HNO}_3$	Азотная
$\text{HNO}_2$	Азотистая
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Серная
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сернистая
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угльная
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Кремниевая
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфорная
$\text{HF}$	Фтороводородная (плавиковая)

# Типичные реакции кислот

**1. Кислота + основание = соль + вода**

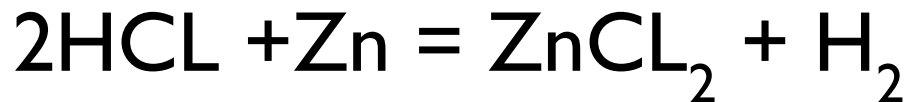


**2. Кислота + оксид металла = соль + вода**



# Типичные реакции кислот

## 3. Кислота + металл = водород + соль

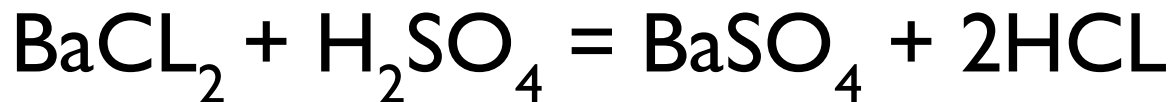


*Условия:* - в ряду напряжений металл должен стоять до водорода

- в результате реакции должна получиться растворимая соль

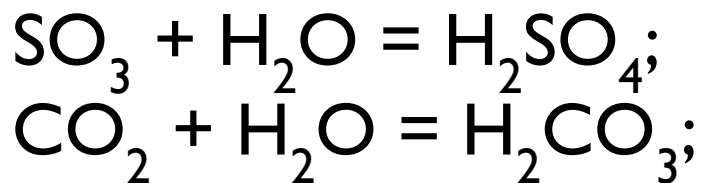
## 4. Кислота + соль = новая кислота + новая соль

*Условия:* - в результате реакции должны получиться газ, осадок или вода.

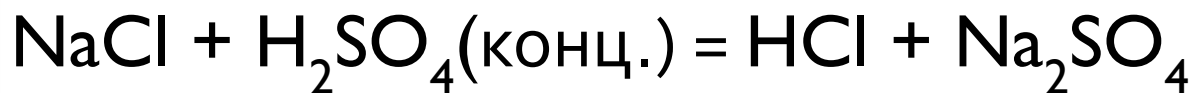


# Способы получения кислот

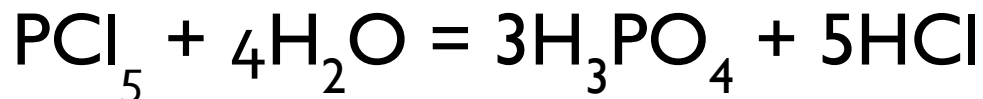
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



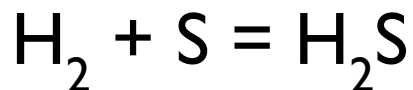
2. Вытеснение более летучей кислоты из её соли менее летучей кислотой



3. Гидролиз галогенидов или солей



4. Из простых веществ (для бескислородных кислот)



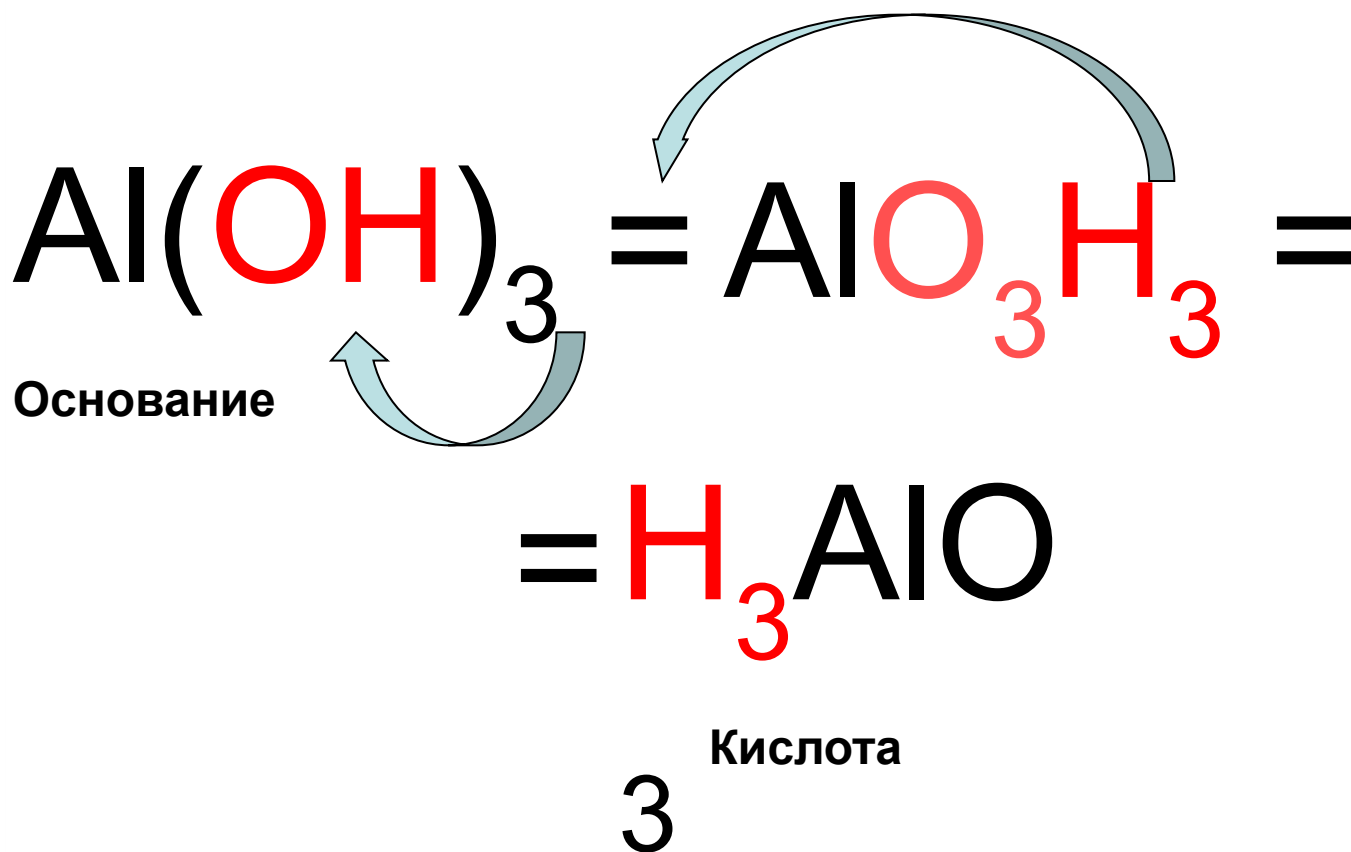
# Амфотерные гидроксиды

Амфотерными называются гидроксиды, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода и проявлять кислотные свойства, так и их акцепторами, проявляя основные свойства.



# Амфотерные гидроксиды

Гидроксид алюминия можно записать как основание и как кислоту

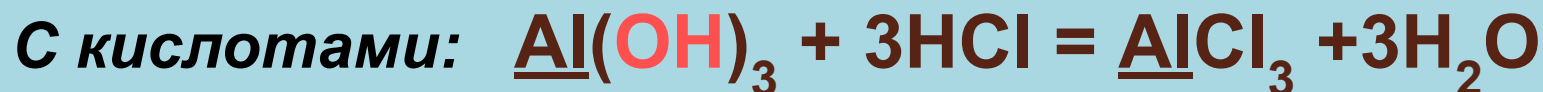


# Некоторые гидроксиды с кисотно-основными свойствами:

элемент	Гидроксид-основание	Гидроксид-кислота
Be	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$\text{H}_2\text{BeO}_2$
Zn	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$\text{H}_2\text{ZnO}_2$
Al	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{H}_3\text{AlO}_3$ - алюминивая кислота (ортоформа). $\text{HAlO}_2$ – метаалюминиевая кислота (метаформа)
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{H}_3\text{CrO}_3$ -хромовая кислота (ортоформа) $\text{HCrO}_2$ - метахромовая кислота (метаформа)
Pb	$\text{Pb}(\text{OH})_4$ $\text{PbO}(\text{OH})_2$ ( $\text{PbO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ )	$\text{H}_4\text{PbO}_4$ – (ортоформа) $\text{H}_2\text{PbO}_3$ - (метаформа)

# Химические свойства амфотерных гидроксидов

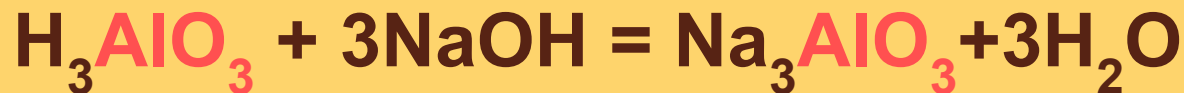
## Основные свойства



Хлорид алюминия

## Кислотные свойства

С основаниями:

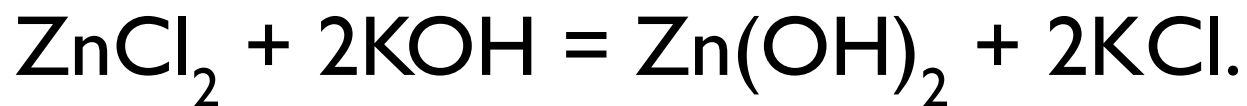


Алюминат натрия



# Способы получения амфотерных гидроксидов

**Осаждение разбавленной щёлочью из растворов солей соответствующего амфотерного элемента**



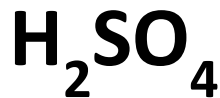
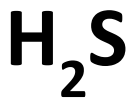
# Соли

**Соли** – это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.



Соли образуются при замещении атомов водорода в кислоте на ионы металлов.

Например:



# Номенклатура солей

**Название  
Соли**

**=**

**Название  
кислотного  
остатка**

**+**

**Название  
металла в  
родительном  
падеже**

## Названия солей бескислородных кислот

- называем **неметалл** ( латинское название) с суффиксом **–ид** (в им. падеже);
- **Металл** (в род. падеже).

**NaCl** – хлор**ид** натрия

**Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** – сульф**ид** алюминия

**FeBr<sub>2</sub>** – бром**ид** железа (**II**)

**FeBr<sub>3</sub>** – бром**ид** железа (**III**)

# Названия солей кислородсодержащих кислот

- Называем **ион кислотного остатка** (в именительном падеже);

с суффиксами:

**-ат** для **высшей** степени окисления;

**-ит** для **низшей** степени окисления.;

- Называем **металл** (в родительном падеже).

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульф**ат** натрия

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  - сульф**ит** натрия

$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$  – нитр**ит** железа (II)

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  – нитр**ат** железа (III)



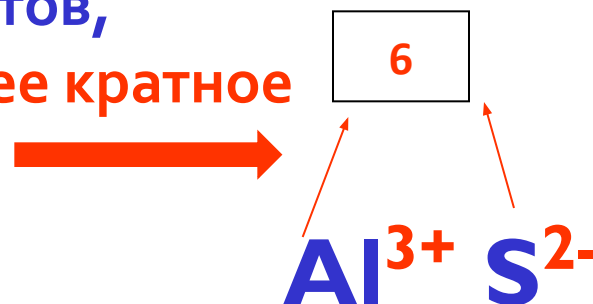
# Номенклатура солей

- $F^-$
- $Cl^-$
- $Br^-$
- $I^-$
- $S^{2-}$
- $SO_3^{2-}$
- $SO_4^{2-}$
- $CO_3^{2-}$
- $SiO_3^{2-}$
- $NO_3^-$
- $NO_2^-$
- $PO_4^{3-}$
- $PO_3^-$
- $ClO_4^-$

$NaF$	Фторид натрия
$NaCl$	Хлорид натрия
$NaBr$	Бромид натрия
$NaI$	Иодид натрия
$Na_2S$	Сульфид натрия
$Na_2SO_3$	Сульфит натрия
$Na_2SO_4$	Сульфат натрия
$Na_2CO_3$	Карбонат натрия
$Na_2SiO_3$	Силикат натрия
$NaNO_3$	Нитрат натрия
$NaNO_2$	Нитрит натрия
$Na_3PO_4$	Ортофосфат натрия
$NaPO_3$	Метафосфат натрия
$NaClO_4$	Хлорат натрия

# Алгоритм составления формулы соли бескислородной кислоты

Первое действие: записываем степени окисления элементов, находим **наименьшее общее кратное**

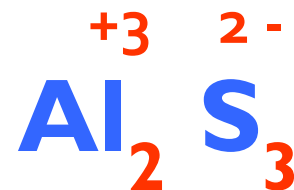


Второе действие: находим **индекс** алюминия

$$6 : 3 = 2$$

Третье действие: находим **индекс** серы

$$6 : 2 = 3$$



# Алгоритм составления формулы соли кислородсодержащей кислоты

Первое действие: находим  
наименьшее общее кратное

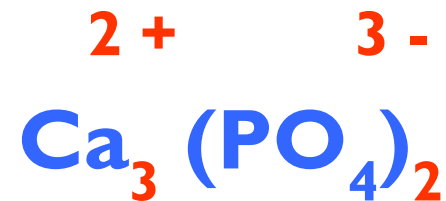


Второе действие: находим  
индекс кальция

$$6 : 2 = 3$$

Третье действие: находим  
индекс кислотного остатка

$$6 : 3 = 2$$



# Физические свойства

Соли – кристаллические вещества, в основном белого цвета. Соли железа – желто - коричневого цвета. Соли меди – зеленовато-голубого цвета.

По растворимости в воде соли делят  
(смотри таблицу растворимости):

Растворимы

е

$\text{NaCl}$

Поваренная  
соль

Малорастворимые

$\text{CaSO}_4$

Безводный  
гипс

Нерастворимые

$\text{CaCO}_3$

Мел, мрамор,  
известняк

# Типы солей

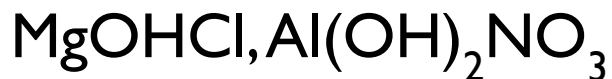
**Нормальные (средние)** - это соли, в которых все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на атомы металла.



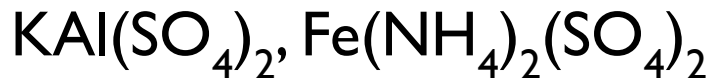
**Кислые** - это соли, в которых атомы водорода замещены только частично.



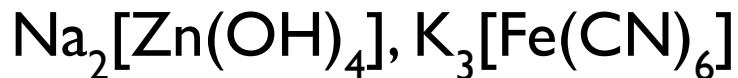
**Основные** - это соли, в которых группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.



**Двойные (смешанные)** - это соли, в которых содержится два разных катиона и один анион.

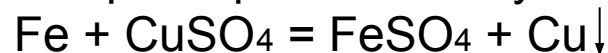


**Комплексные** - это соли, в состав которых входит комплексный ион.



# Химические свойства

- *Соли реагируют с металлами* (исключения активные металлы: Li, Na, K, Ca, Ba - которые при обычных условиях реагируют с водой):



- *Соли реагируют с кислотами:*

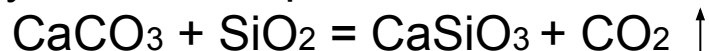


- Карбонаты, сульфиты *разлагаются при нагревании:*

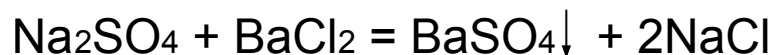


# Химические свойства

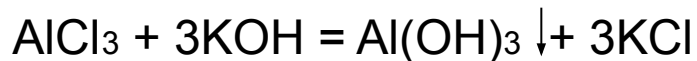
- Соли реагируют с некоторыми кислотными оксидами:



- Соли реагируют с другими солями с образованием новых нерастворимых солей:

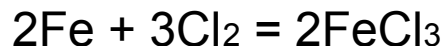


- Соли реагируют с растворимыми основаниями с образованием нерастворимого основания:



# Получение солей

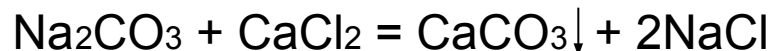
- Взаимодействие металлов и неметаллов:



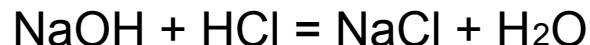
- Взаимодействие кислотных оксидов с основными и амфотерными оксидами:



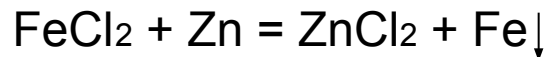
- Взаимодействие двух разных солей с образованием новой нерастворимой соли:



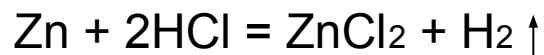
- Взаимодействие оснований и кислот:



- Взаимодействие более активного металла с солями:



- Действие кислот на металлы, стоящие в ряду напряжений металлов до  $\text{H}_2$  :





# Генетическая связь

**Связь между классами неорганических соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической.**

# Генетическая связь между классами неорганических соединений



**Генетическая связь отражается в генетических рядах.** В состав любого генетического ряда входят вещества различных классов неорганических соединений.

**Генетический ряд металла** показывает:

Металл → Основной оксид → Соль → Основание  
→ Новая соль.

**Уравнения реакций к генетическому кальция**

**Ca → CaO → Ca(OH)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub>:**



**Генетический ряд неметалла** отражает такие превращения:

Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль.

**Уравнения реакций к генетическому ряду углерода**  $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$ :

## Задание для самостоятельной подготовки

- Составить уравнения реакций к генетическому ряду углерода



генетический ряд калия



- Назвать все вещества.

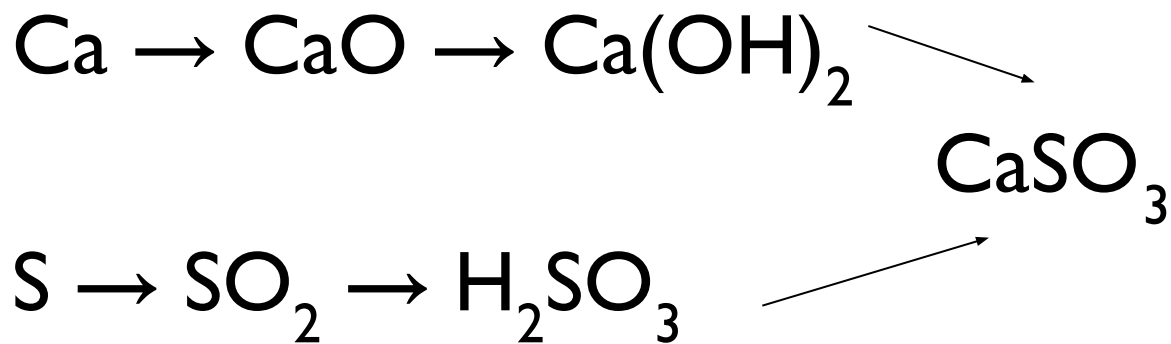
**СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!**





# Пример:

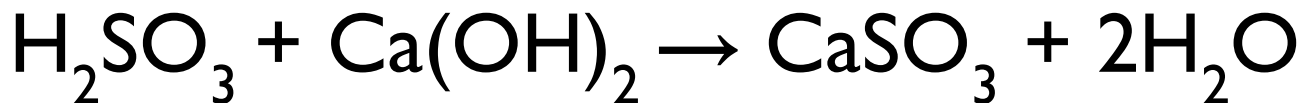
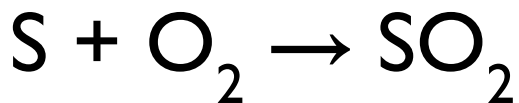
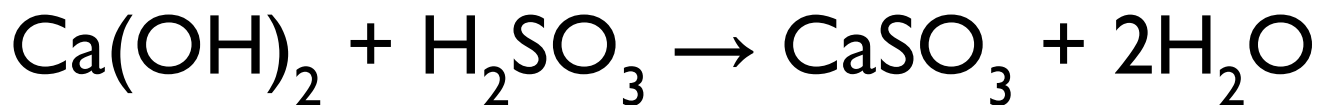
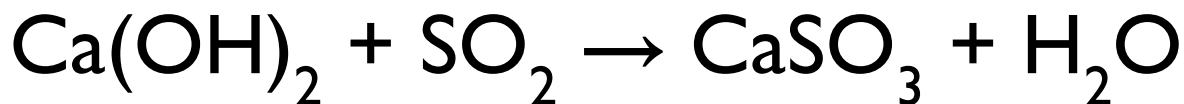
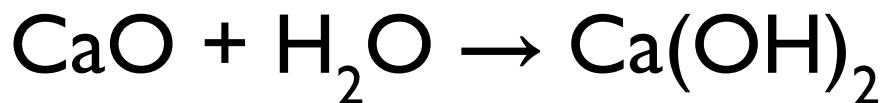
Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:





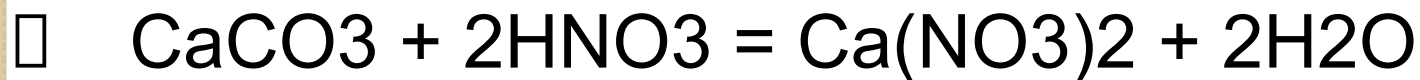
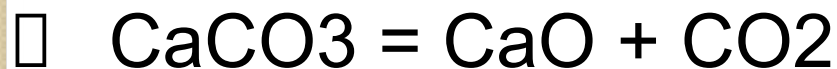
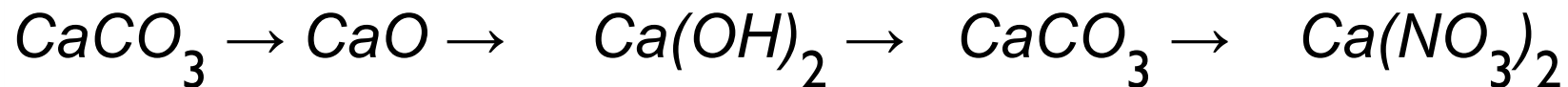
# Генетическая связь между классами неорганических соединений

Решение:



# Примеры :

Составьте уравнения реакций, схема которой дана ниже:



Генетический ряд алюминия.

Осуществите превращения:



***Для металлов можно выделить две разновидности рядов:***

1. Генетический ряд , в котором в качестве основания выступает щёлочь. Этот ряд можно представить с помощью следующих превращений:

металл-- основной оксид -- щёлочь -- соль,  
например

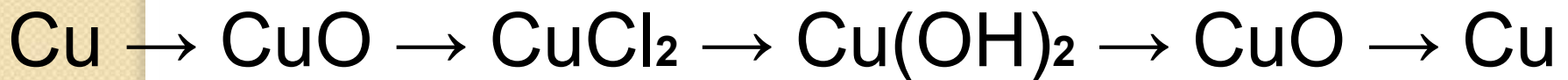
генетический ряд калия



2. Генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, тогда ряд можно представить цепочкой превращений:

металл--основный оксид--соль--нерастворимое основание--основный оксид--металл.

генетический ряд меди



*Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:*

1. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:

неметалл--кислотный оксид--растворимая кислота--соль.

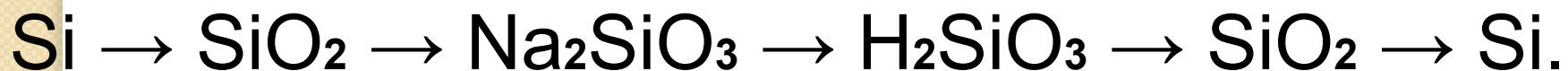
генетический ряд фосфора



2. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота :

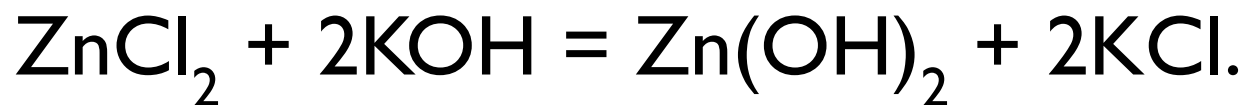
неметалл--кислотный оксид--соль--кислота--кислотный оксид--неметалл,

генетический ряд кремния



# Способы получения амфотерных гидроксидов

**Осаждение разбавленной щёлочью из растворов солей** соответствующего амфотерного элемента



Существует опасность, что щелочь окажется в избытке:





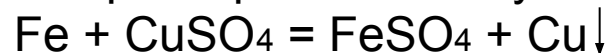
# Алгоритм составления формулы соли

*При составлении формулы соли необходимо:*

- *расставить заряды ионов металлов и заряды ионов кислотных остатков;*
- *по правилу креста расставить коэффициенты.*
- *Чётные коэффициенты сократить.*

# Химические свойства

- *Соли реагируют с металлами* (исключения активные металлы: Li, Na, K, Ca, Ba - которые при обычных условиях реагируют с водой):



- *Соли реагируют с кислотами:*



- Карбонаты, сульфиты *разлагаются при нагревании:*



- Некоторые соли способны реагировать с водой с образованием кристаллогидратов:



# Солеобразующие оксиды

- **Основными** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами.
- **Кислотными** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами.
- **Амфотерными оксидами**, называют оксиды которые проявляют свойства как кислот, так и оснований.