

**Основные  
классы  
неорганических  
соединений**

# Вещества

## Простые вещества

образованы  
атомами одного химического  
элемента *сера (S), железо (Fe),  
золото (Au)*

**Металлы (Me)**

**Неметаллы (неMe)**

## Сложные вещества

образованы  
атомами разных химических элементов  
*поваренная соль (NaCl), вода (H<sub>2</sub>O), углекислый  
газ (CO<sub>2</sub>), серная кислота (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)*

**Органические**  
(соединения  
углерода за  
исключением  
простейших)

## Неорганические (минеральные)

**Оксиды**

**Основания**

**Кислоты**

**Соли**

# ОКСИДЫ

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

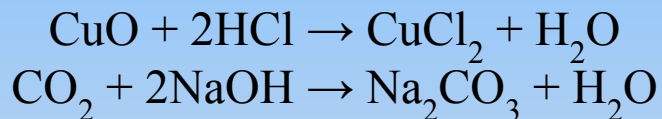
- $\text{SiO}_2$
- $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- $\text{CO}_2$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeO}$



# Оксиды

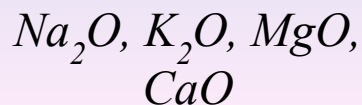
## Солеобразующие

В результате химических реакций образуют соли



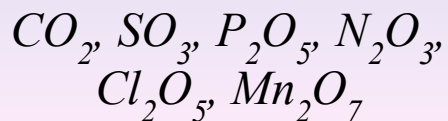
### Основные

соответствуют основаниям



### Кислотные

соответствуют кислотам



## Несолеобразующие

Не реагируют с кислотами и основаниями, не образуют солей  
*CO, N<sub>2</sub>O, NO, SiO*

### Амфотерные

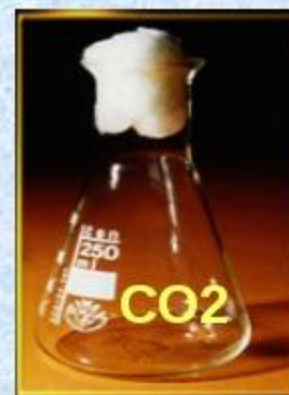
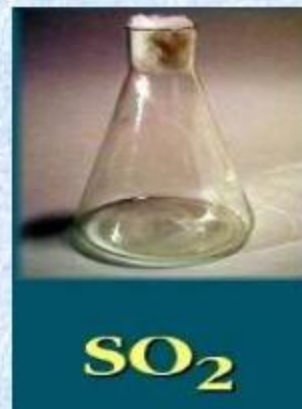
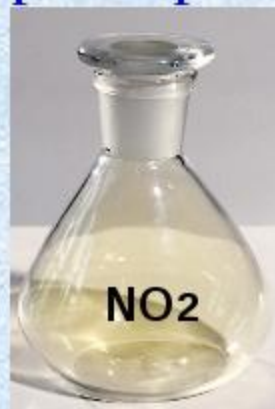
в состав входит элемент с амфотерными свойствами (проявляющий и основные и кислотные свойства в зависимости от условий)



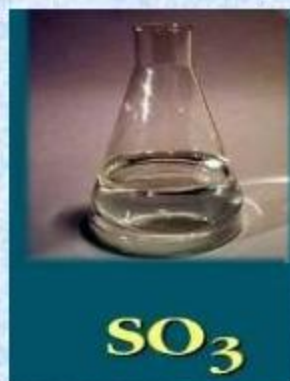
# Физические свойства оксидов

**Оксиды** существуют в трех агрегатных состояниях и по цвету самые разнообразные:

**Газообразные**



**Жидкие**



**Твердые**



# ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ АЗОТА

Название	Формула	Агрегатное состояние (н.у.)	Отношение к воде	Запах, особые свойства	Цвет
Оксид азота (I)	$N_2^{+1}O$	газ	плохо растворим	резкий сладковатый	—
Оксид азота (II)	$N^{+2}O$	газ	плохо растворим		—
Оксид азота (III)	$N_2^{+3}O_3$	жидкость	взаимодействие		синий
Оксид азота (IV)	$N^{+4}O_2$	газ	взаимодействие	резкий, удушливый	бурый
Оксид азота (V)	$N_2^{+5}O_5$	твердое вещество	взаимодействие		белый

# Оксиды

## Растворимость в воде:

- все кислотные оксиды, кроме  $\text{SiO}_2$ , растворимы в воде
- из основных оксидов растворимы оксиды щелочных ( $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ) и щелочноземельных ( $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$ ) металлов
- амфотерные оксиды в воде не растворяются

# Получение оксидов

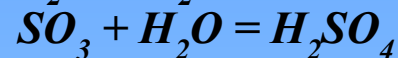
<u>Окисление кислородом</u>	простых веществ	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
	сложных веществ	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
<u>Разложение</u>	нагреванием солей	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
	нагреванием оснований	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
	нагреванием кислородсодержащих кислот	$\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
	нагреванием высших оксидов	$4\text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
<u>Окисление низших оксидов</u>	$4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	
<u>Вытеснение летучего оксида менее летучим</u>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$	





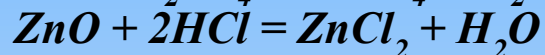
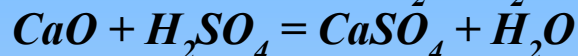
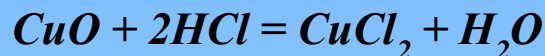
## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ:

- Основные оксиды взаимодействуют с водой, образуя щёлочи, большинство кислотных оксидов при взаимодействии с водой образуют кислоты:



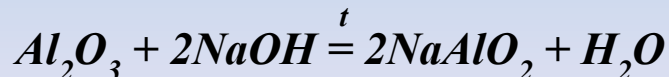
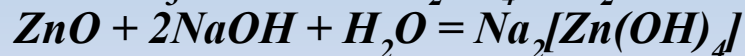
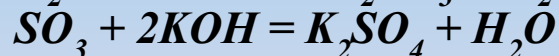
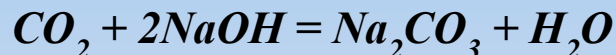
**Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют!**

- Основные и амфотерные оксиды при взаимодействии с кислотами образуют соль и воду:



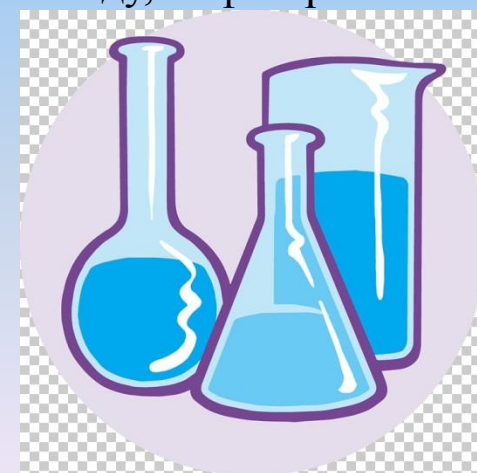
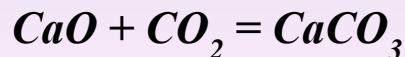
**Кислотные оксиды с кислотами не взаимодействуют!**

- Кислотные оксиды при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду, амфотерные оксиды - комплексную соль:



**Основные оксиды с основаниями не взаимодействуют!**

- Основные и кислотные оксиды при взаимодействии образуют соли:



# ОСНОВАНИЯ

Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами.



$\text{Fe}(\underline{\text{OH}})_3$  – гидроксид железа (III)

$\text{Ba}(\underline{\text{OH}})_2$  – гидроксид бария

# Основания

Растворимые

(щелочи)

$\text{NaOH}$   
 $\text{KOH}$   
 $\text{Ba(OH)}_2$   
 $\text{LiOH}$

Нерастворимые

$\text{Cu(OH)}_2$   
 $\text{Al(OH)}_3$   
 $\text{Ni(OH)}_2$   
 $\text{Fe(OH)}_2$   
 $\text{Fe(OH)}_3$

# Основания

```
graph TD; A(Основания) --> B(Сильные); A --> C(Слабые);
```

## Сильные

*NaOH гидроксид натрия*

*KOH гидроксид калия*

*LiOH гидроксид лития*

*Ba(OH)<sub>2</sub> гидроксид бария*

*Ca(OH)<sub>2</sub> гидроксид кальция*

## Слабые

*Mg(OH)<sub>2</sub> гидроксид магния*

*Fe(OH)<sub>2</sub> гидроксид железа (II)*

*Zn(OH)<sub>2</sub> гидроксид цинка*

*NH<sub>4</sub>OH гидроксид аммония*

*Fe(OH)<sub>3</sub> гидроксид железа (III)*

# Физические свойства оснований:

**Щёлочи** - твёрдые белые кристаллические вещества (за исключением  $\text{NH}_4\text{OH}$  - прозрачная жидкость), хорошо растворимые в воде. Растворение, как правило, сопровождается выделением тепла. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, едкие. Разъедают кожу, ткань.

**Нерастворимые основания** - твёрдые вещества, имеющие разнообразную окраску



$\text{Ba}(\text{OH})_2$



$\text{Ca}(\text{OH})_2$



$\text{LiOH}$



$\text{NaOH}$



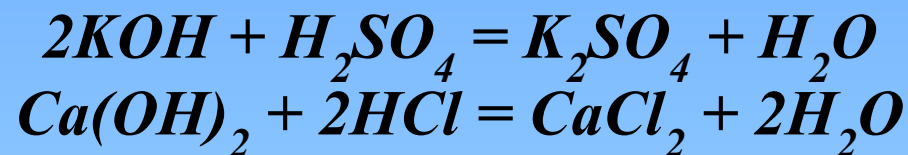
$\text{Cu}(\text{OH})_2$



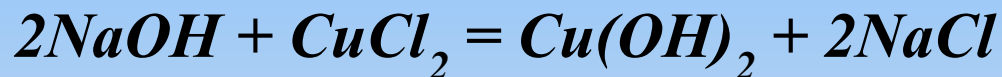
$\text{Co}(\text{OH})_2$

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ:

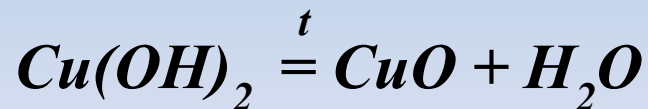
- Реагируют с кислотами с образованием соли и воды:



- Взаимодействуют с солями:



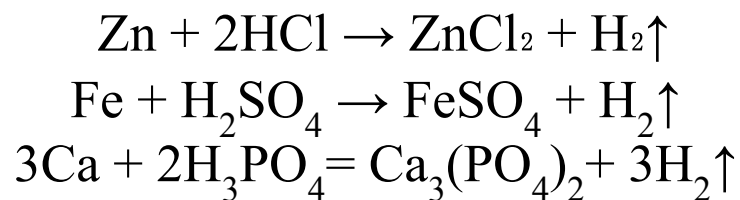
- Нерастворимые основания разлагаются при нагревании:



**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка



**Атомы водорода в кислоте способны замещаться на металл с образованием солей**



# Кислоты

(по наличию атомов кислорода)

Кислородсодержащие



Бескислородные





# Кислоты

(по числу атомов водорода в молекуле,  
способных замещаться на металл)

Одноосновные



Двухосновные



Трёхосновные  
и т.д.  
(многоосновные)



## Классификация кислот на сильные и слабые кислоты

Сильные кислоты	Слабые кислоты
$\text{HI}$ иодоводородная	$\text{HF}$ фтороводородная
$\text{HBr}$ бромоводородная	$\text{H}_3\text{PO}_4$ фосфорная
$\text{HCl}$ хлороводородная	$\text{H}_2\text{SO}_3$ сернистая
$\text{H}_2\text{SO}_4$ серная	$\text{H}_2\text{S}$ сероводородная
$\text{HNO}_3$ азотная	$\text{H}_2\text{CO}_3$ угольная
	$\text{H}_2\text{SiO}_3$ кремниевая

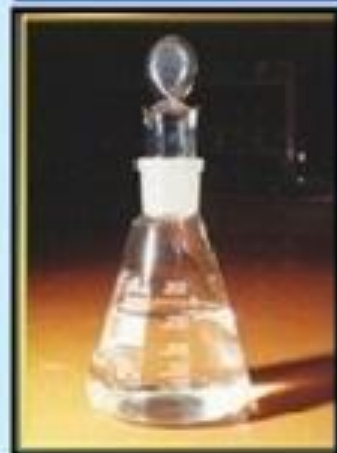
	Кислота	Кислотный остаток	Название солей	Примеры
Высшие кислоты	Азотная $\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	нитрат <u>ы</u>	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая $\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3^{2-}$	силикат <u>ы</u>	$\text{Na}_2\text{SiO}_3$ силикат натрия
	Угольная $\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат <u>ы</u>	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ карбонат натрия
	Фосфорная $\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4^{3-}$	фосфат <u>ы</u>	$\text{AlPO}_4$ фосфат алюминия
	Серная $\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат <u>ы</u>	$\text{PbSO}_4$ сульфат свинца
Бескислородные кислоты	Бромоводородная $\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	бромид <u>ы</u>	$\text{NaBr}$ бромид натрия
	Иодоводородная $\text{HI}$	$\text{I}^-$	иодид <u>ы</u>	$\text{KI}$ иодид калия
	Сероводородная $\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-}$	сульфид <u>ы</u>	$\text{FeS}$ сульфид железа (II)
	Соляная $\text{HCl}$ (хлороводородная)	$\text{Cl}^-$	хлорид <u>ы</u>	$\text{NH}_4\text{Cl}$ хлорид аммония
	Фтороводородная $\text{HF}$	$\text{F}^-$	фторид <u>ы</u>	$\text{CaF}_2$ фторид кальция
Более низкая степ. ок.	Сернистая кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3^{2-}$	сульфит <u>ы</u>	$\text{K}_2\text{SO}_3$ сульфит калия
	Азотистая $\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	нитрит <u>ы</u>	$\text{KNO}_2$ нитрит калия

# Физические свойства КИСЛОТ



Жидкие  
 $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$

Твердые  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$



Растворимые  
в воде  
 $\text{HCl}$

Нерастворимые  
в воде  
 $\text{H}_2\text{SiO}_3$

$\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  в свободном виде не существуют

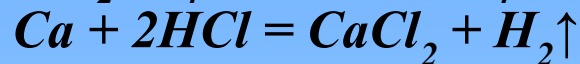
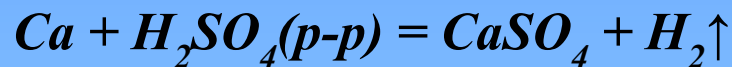
кислоты – едкие вещества.

Разрушают ткани, раздражают кожу, слизистые оболочки

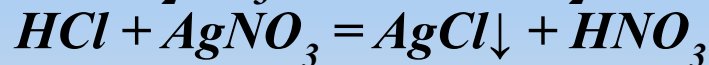
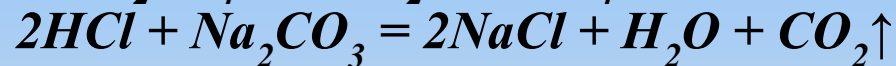
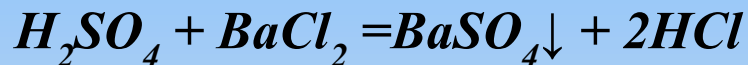


## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ:

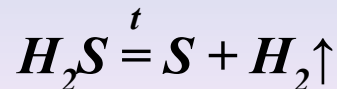
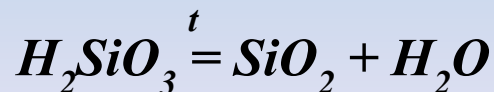
- Взаимодействуют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:



- Взаимодействуют с солями:



- При нагревании кислоты разлагаются:



Наличие кислот и щелочей в растворе можно установить с помощью *индикаторов* - веществ, обратимо изменяющих цвет в зависимости от среды раствора



Индикаторы	ЦВЕТ ИНДИКАТОРА В СРЕДЕ		
	НЕЙТРАЛЬНОЙ	КИСЛОЙ	ЩЕЛОЧНОЙ
<b>ЛАКМУС</b>	<b>ФИОЛЕТОВЫЙ</b>	<b>КРАСНЫЙ</b>	<b>СИНИЙ</b>
<b>ФЕНОЛ-ФТАЛЕИН</b>	<b>БЕСЦВЕТНЫЙ</b>	<b>БЕСЦВЕТНЫЙ</b>	<b>МАЛИНОВЫЙ</b>
<b>МЕТИЛОВЫЙ ОРАНЖЕВЫЙ</b>	<b>ОРАНЖЕВЫЙ</b>	<b>РОЗОВЫЙ</b>	<b>ЖЕЛТЫЙ</b>

**Соли** – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка



Ион  
металла

Кислотный  
остаток



Ион  
металла

Кислотный  
остаток



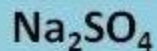


# Классификация

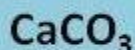
## Соли

### Средние

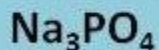
Все атомы водорода в молекулах кислоты замещены на атомы металла



сульфат натрия



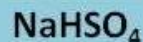
карбонат кальция



фосфат натрия

### Кислые

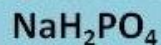
Атомы водорода в кислоте замещены атомами металла частично



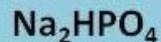
гидросульфат натрия



гидрокарбонат кальция



дигидрофосфат натрия



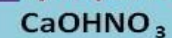
гидрофосфат натрия

### Основные

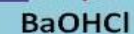
Гидроксогруппы основания (ОН) частично замещены кислотными остатками



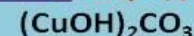
гидроксосульфат алюминия



гидроксонитрат кальция



гидроксохлорид бария



гидроксокарбонат меди (II)

малахит

# Составление формул солей

Порядок действий	Пример
1. Записать химические знаки металла и кислотного остатка, указать валентность	$\begin{array}{cc} \text{II} & \text{I} \\ \text{Mg} & \text{NO}_3 \end{array}$
2. Найти наименьшее общее кратное	$\text{II} * \text{I} = 2$
3. Разделить полученное число на валентность каждого элемента	$\begin{array}{l} 2 : \text{II} = 1 \\ 2 : \text{I} = 2 \end{array}$
4. Полученная формула	$\begin{array}{cc} \text{II} & \text{I} \\ \text{Mg} & (\text{NO}_3)_2 \end{array}$

# Физические свойства

Соли – кристаллические вещества, бесцветные и окрашенные

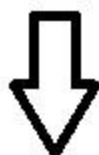
По растворимости в воде  
(смотри таблицу растворимости):



**Растворимые**



Поваренная соль



**Малорастворимые**



Безводный гипс

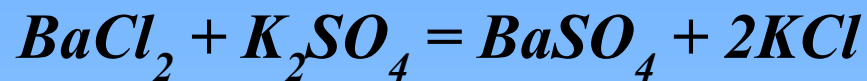
**Нерастворимые**



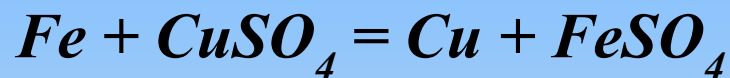
Мел, мрамор, известняк

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ:

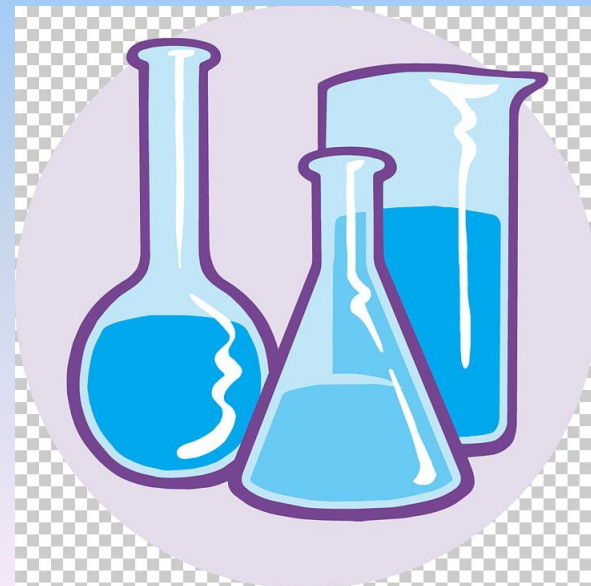
- Взаимодействуют с другими солями:



- Взаимодействуют с металлами:



- Разлагаются под действием температуры:

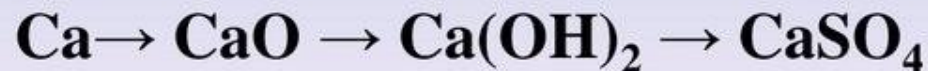


# Генетическая связь между классами неорганических веществ

Между оксидами, кислотами, основаниями и солями имеется глубокая связь. Зная свойства веществ, можно легко перейти от одного класса соединений к другому.

*Генетическим* называется ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их *генезис*

*Например:*



# Генетический ряд металла

❖ Металл



❖ Основной  
ОКСИД



❖ Основание



❖ Соль

Na



$\text{Na}_2\text{O}$



$\text{NaOH}$



$\text{NaCl}$

# Генетический ряд неметалла

