

Основные классы неорганических соединений



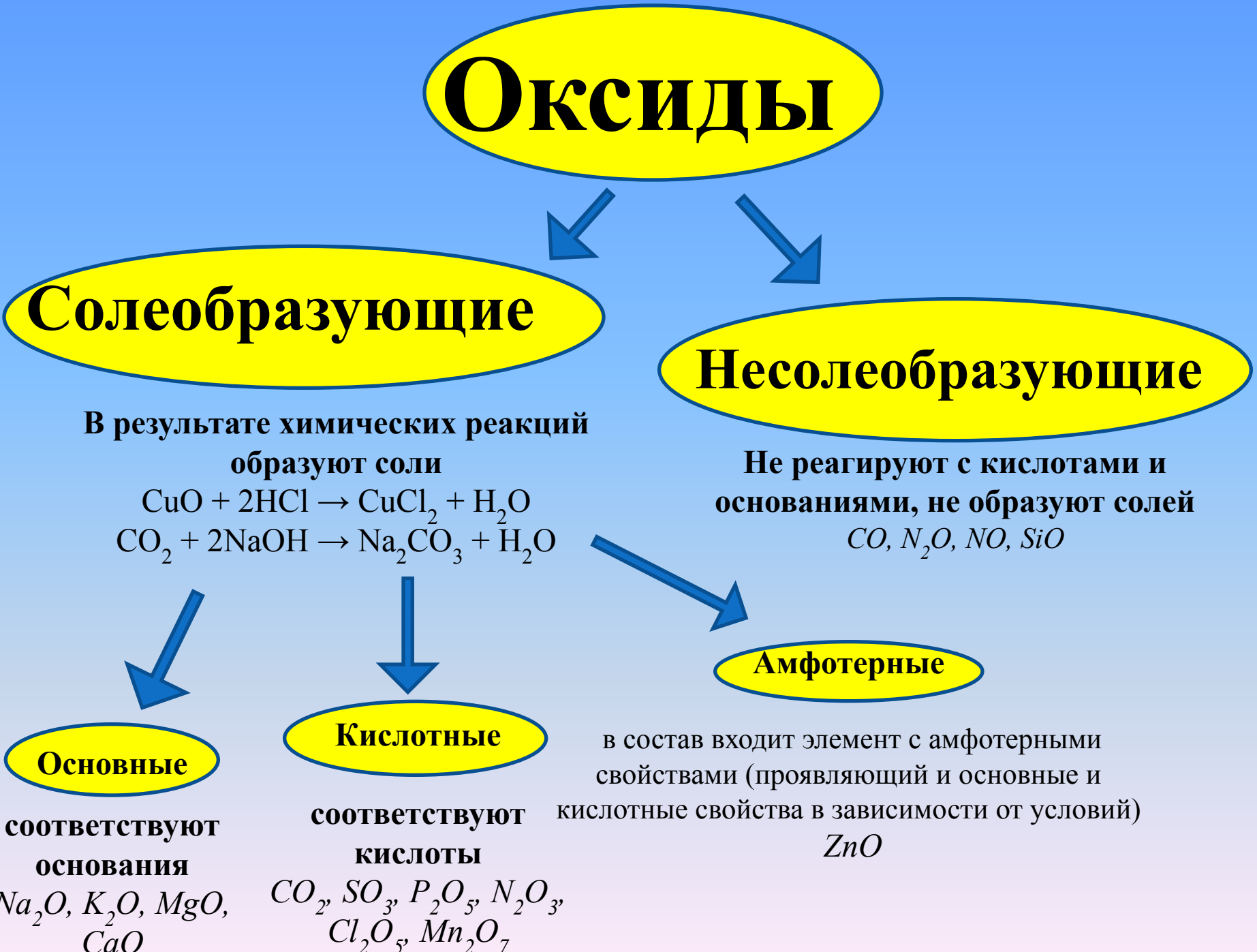
ОКСИДЫ

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

- SiO_2
- Cl_2O_7
- CO_2
- H_2O
- FeO



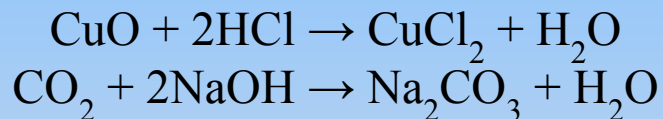
Оксиды



```
graph TD; A([Оксиды]) --> B([Солеобразующие]); A --> C([Несолеобразующие]); B --> D([Основные]); B --> E([Кислотные]); C --> F([Амфотерные]);
```

Солеобразующие

В результате химических реакций образуют соли



Основные

соответствуют
основания
 Na_2O , K_2O , MgO ,
 CaO

Кислотные

соответствуют
кислоты
 CO_2 , SO_3 , P_2O_5 , N_2O_3 ,
 Cl_2O_5 , Mn_2O_7

Несолеобразующие

Не реагируют с кислотами и основаниями, не образуют солей
 CO , N_2O , NO , SiO

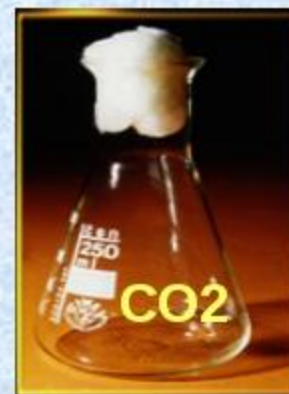
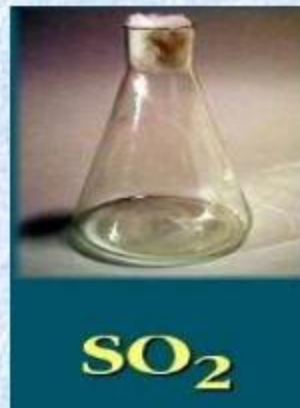
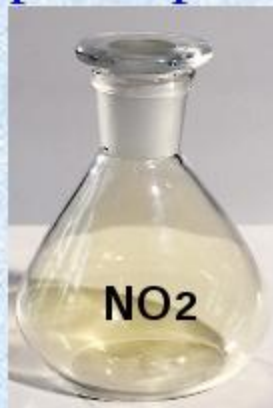
Амфотерные

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

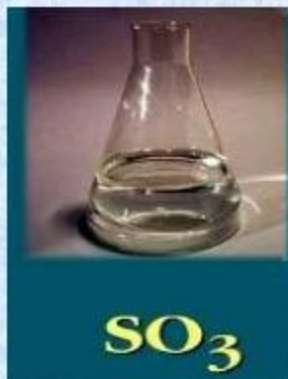
Физические свойства оксидов

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 SiO_2 , растворимы в воде
- из основных оксидов растворимы оксиды щелочных (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) и щелочноземельных (CaO , SrO , BaO) металлов
- амфотерные оксиды в воде не растворяются

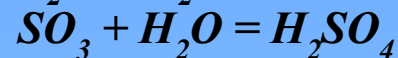
Получение оксидов

<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>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$	



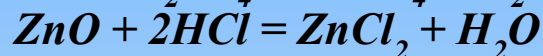
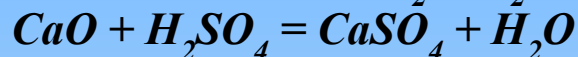
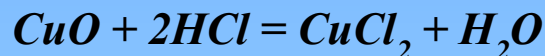
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ:

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



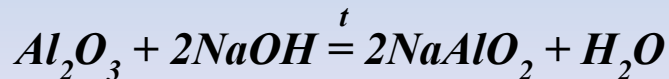
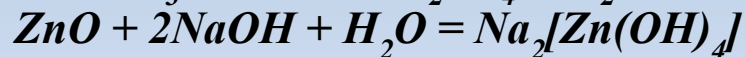
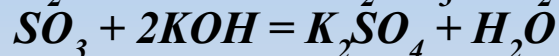
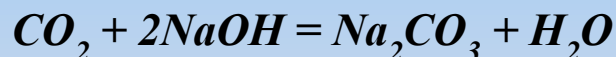
Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют!

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



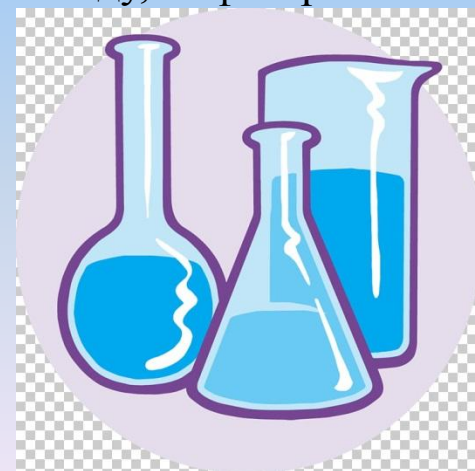
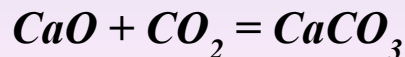
Кислотные оксиды с кислотами не взаимодействуют!

- 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.



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

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

Основания

Растворимые

(щелочи)

NaOH
 KOH
 Ba(OH)_2
 LiOH

Нерастворимые

Cu(OH)_2
 Al(OH)_3
 Ni(OH)_2
 Fe(OH)_2
 Fe(OH)_3

Основания

```
graph TD; A([Основания]) --> B([Сильные]); A --> C([Слабые]); B --- D["NaOH гидроксид натрия  
KOH гидроксид калия  
LiOH гидроксид лития  
Ba(OH)2 гидроксид бария  
Ca(OH)2 гидроксид кальция"]; C --- E["Mg(OH)2 гидроксид магния  
Fe(OH)2 гидроксид железа (II)  
Zn(OH)2 гидроксид цинка  
NH4OH гидроксид аммония  
Fe(OH)3 гидроксид железа (III)"];
```

Сильные

NaOH гидроксид натрия
KOH гидроксид калия
LiOH гидроксид лития
Ba(OH)₂ гидроксид бария
Ca(OH)₂ гидроксид кальция

Слабые

Mg(OH)₂ гидроксид магния
Fe(OH)₂ гидроксид железа (II)
Zn(OH)₂ гидроксид цинка
NH₄OH гидроксид аммония
Fe(OH)₃ гидроксид железа (III)

Физические свойства оснований:

Щёлочи - твёрдые белые кристаллические вещества (за исключением NH_4OH - 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



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



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



LiOH



NaOH



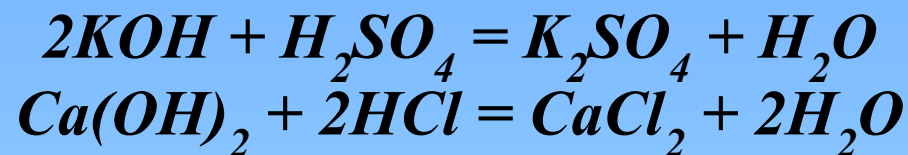
$\text{Cu}(\text{OH})_2$



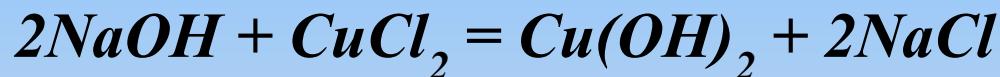
$\text{Co}(\text{OH})_2$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ:

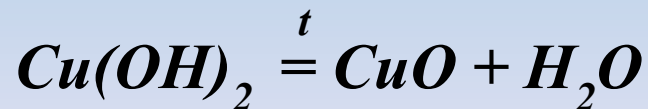
- Реагируют с кислотами с образованием соли и воды:



- Взаимодействуют с солями:



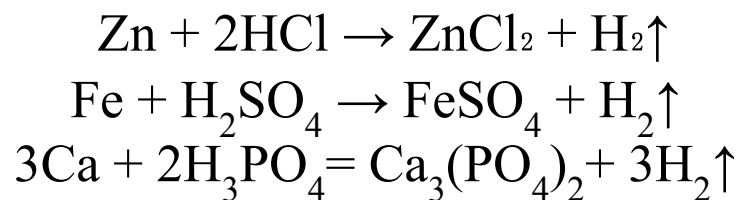
- Нерастворимые основания разлагаются при нагревании:



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
HI иодоводородная	HF фтороводородная
HBr бромоводородная	H ₃ PO ₄ фосфорная
HCl хлороводородная	H ₂ SO ₃ сернистая
H ₂ SO ₄ серная	H ₂ S сероводородная
HNO ₃ азотная	H ₂ CO ₃ угольная
	H ₂ SiO ₃ кремниевая

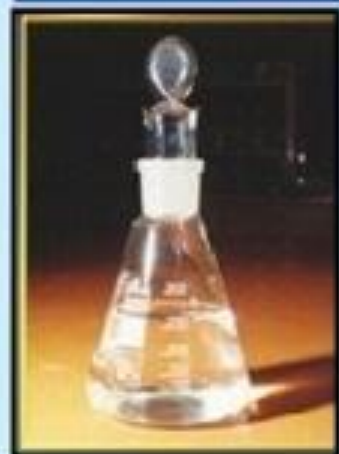
	Кислота	Кислотный остаток	Название солей	Примеры
Высшие кислоты	Азотная HNO_3	NO_3^-	нитрат <u>ы</u>	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силикат <u>ы</u>	Na_2SiO_3 силикат натрия
	Угольная H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбон <u>а</u> ты	Na_2CO_3 карбонат натрия
	Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфат <u>ы</u>	AlPO_4 фосфат алюминия
	Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфат <u>ы</u>	PbSO_4 сульфат свинца
Бескислородные кислоты	Бромоводородная HBr	Br^-	бромид <u>ы</u>	NaBr бромид натрия
	Иодоводородная HI	I^-	иодид <u>ы</u>	KI иодид калия
	Сероводородная H_2S	S^{2-}	сульфид <u>ы</u>	FeS сульфид железа (II)
	Соляная HCl (хлороводородная)	Cl^-	хлорид <u>ы</u>	NH_4Cl хлорид аммония
	Фтороводородная HF	F^-	фторид <u>ы</u>	CaF_2 фторид кальция
Более низкая степ. ок.	Сернистая кислота H_2SO_3	SO_3^{2-}	сульфит <u>ы</u>	K_2SO_3 сульфит калия
	Азотистая HNO_2	NO_2^-	нитрит <u>ы</u>	KNO_2 нитрит калия

Физические свойства КИСЛОТ

Жидкие
 HCl , H_2SO_4 , HNO_3



Твердые
 H_3PO_4 , H_2SiO_3



Растворимые
в воде
 HCl

Нерастворимые
в воде
 H_2SiO_3

H_2CO_3 , H_2SO_3 в свободном виде не существуют

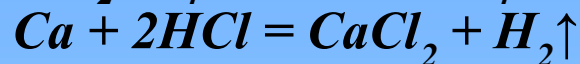
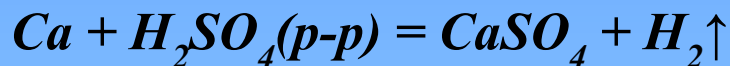
кислоты – едкие вещества.

Разрушают ткани, раздражают кожу, слизистые оболочки

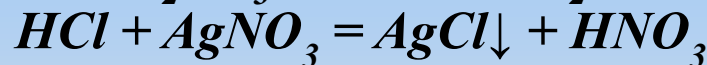
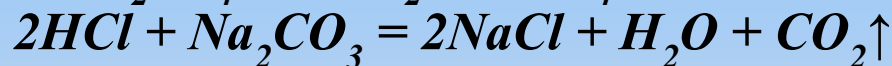
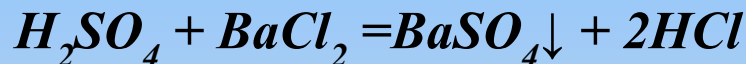


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ:

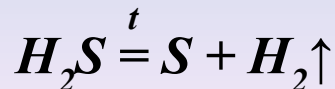
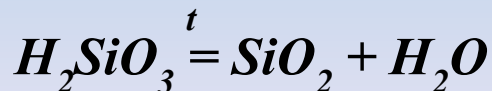
- Взаимодействуют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:



- 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
ЛАКМУС	ФИОЛЕТОВЫЙ	КРАСНЫЙ	СИНИЙ
ФЕНОЛ-ФТАЛЕИН	БЕСЦВЕТНЫЙ	БЕСЦВЕТНЫЙ	МАЛИНОВЫЙ
МЕТИЛОВЫЙ ОРАНЖЕВЫЙ	ОРАНЖЕВЫЙ	РОЗОВЫЙ	ЖЕЛТЫЙ

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



Ион
металла

Кислотный
остаток



Ион
металла

Кислотный
остаток

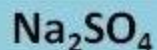


Классификация

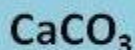
Соли

Средние

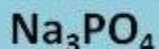
Все атомы водорода в молекулах кислоты замещены на атомы металла



сульфат натрия



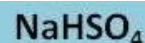
карбонат кальция



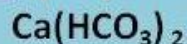
фосфат натрия

Кислые

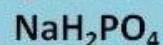
Атомы водорода в кислоте замещены атомами металла частично



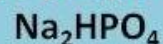
гидросульфат натрия



гидрокарбонат кальция



дигидрофосфат натрия



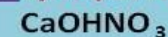
гидрофосфат натрия

Основные

Гидроксогруппы основания (ОН) частично замещены кислотными остатками



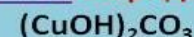
гидроксосульфат алюминия



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

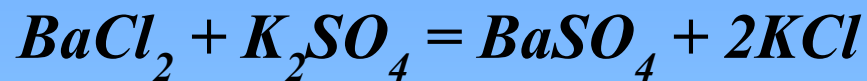
Нерастворимые



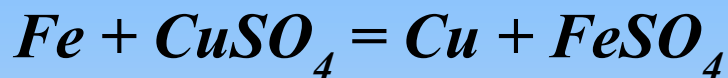
Мел, мрамор, известняк

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ:

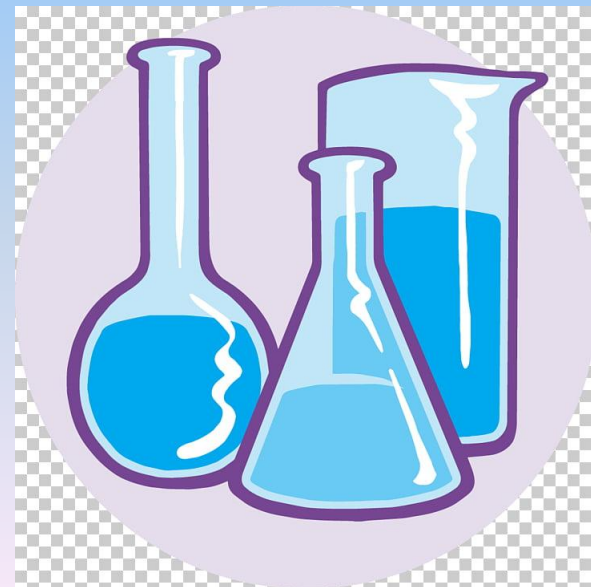
- Взаимодействуют с другими солями:



- Взаимодействуют с металлами:



- Разлагаются под действием температуры:

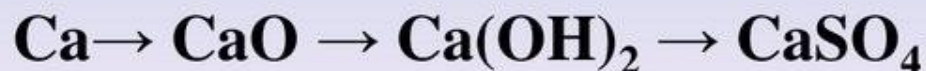


Генетическая связь между классами неорганических веществ

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



Na_2O



NaOH



NaCl

Генетический ряд неметалла

