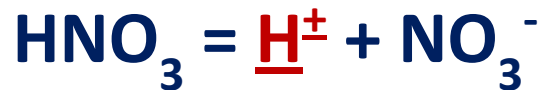


**СВОЙСТВА
КИСЛОТ
В СВЕТЕ ТЕОРИИ
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕС
КОЙ
ДИССОЦИИАЦИИ**

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	а) кислородсодержащие	H_3PO_4, HNO_3
	б) безкислородные	H_2S, HCl, HBr
Основность	а) одноосновные	HCl, HNO_3
	б) двухосновные	H_2S, H_2SO_4
	в) трёхосновные	H_3PO_4
Растворимость в воде	а) растворимые	H_2SO_4, H_2S, HNO_3
	б) нерастворимые	H_2SiO_3
Летучесть	а) летучие	H_2S, HCl, HNO_3
	б) нелетучие	$H_2SO_4, H_2SiO_3, H_3PO_4$
Степень электролитической диссоциации	а) сильные	H_2SO_4, HCl, HNO_3
	б) слабые	H_2S, H_2SO_3, H_2CO_3
Стабильность	а) стабильные	H_2SO_4, H_3PO_4, HCl
	б) нестабильные	$H_2SO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3$

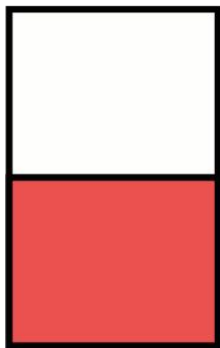
Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются **ионы водорода**

1. Диссоциация

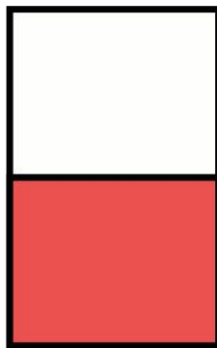


Действие кислот на индикаторы

лакмус



метилоранж



фенолфталеин



<https://youtu.be/WwRoMDBtxVc>

2. Реакция с

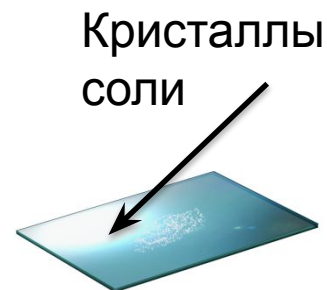
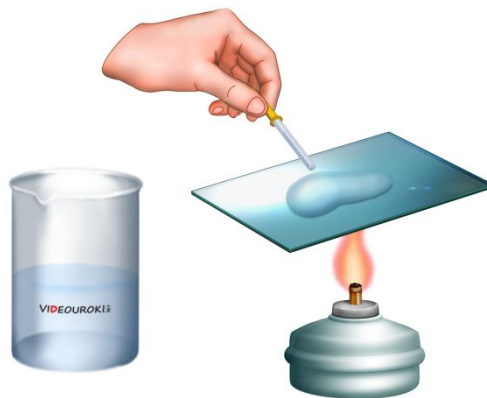
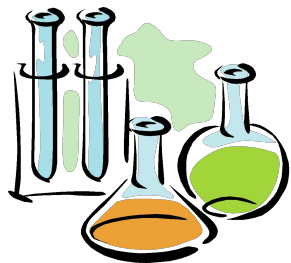
основаниями

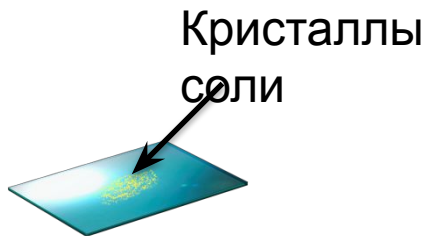
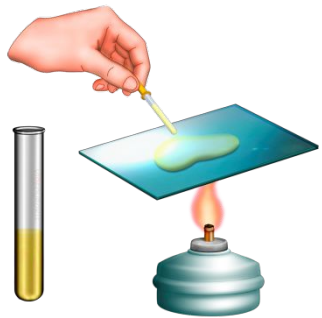
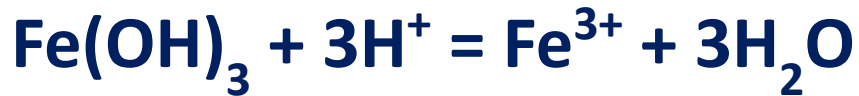
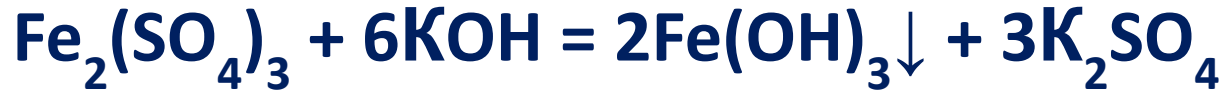
Кислота + основание = соль +

вода

**Реакция
обмена**



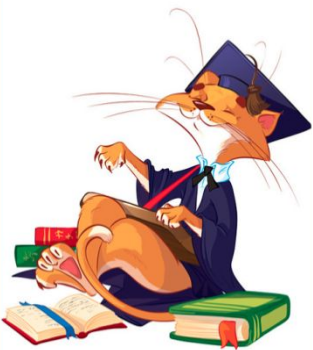
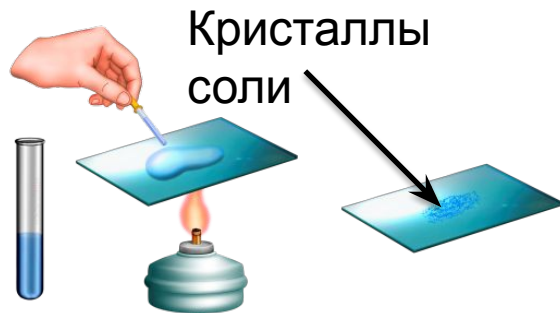
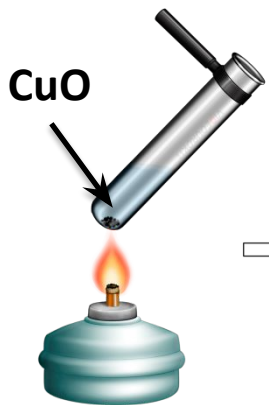
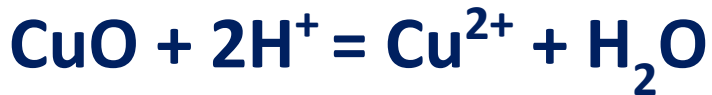




3. Реакция с оксидами металлов

Кислота + оксид металла = соль + вода

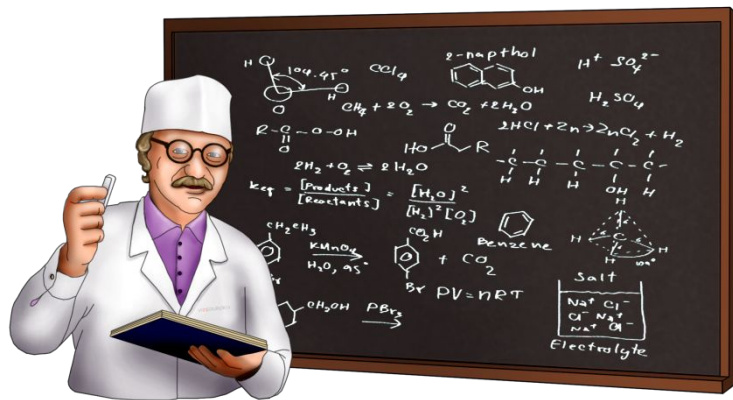
Реакция обмена



4. Реакции с металлами

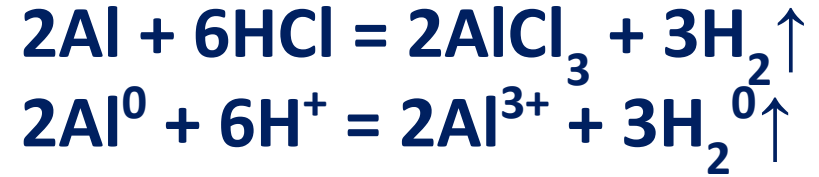
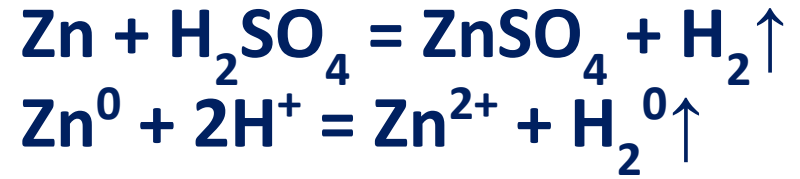
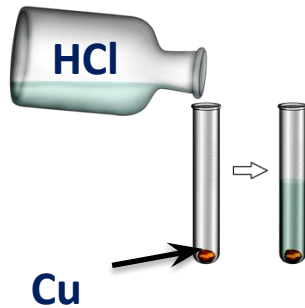
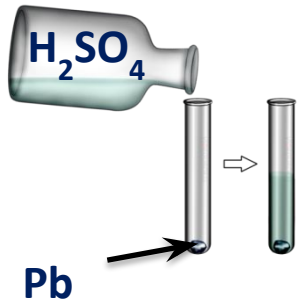
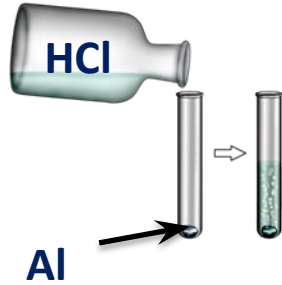
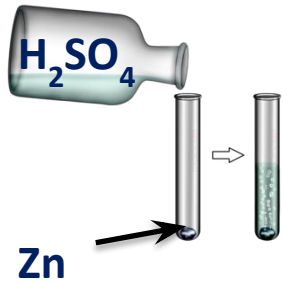
Кислота + металл = соль + вода

Реакции замещения



Для этих реакций необходимы

- ✓ **Условия:** металл должен находиться в ряду напряжений до водорода;
- ✓ Должна получиться растворимая соль;
- ✓ Нерастворимые кислоты не вступают в реакцию с металлами;
- ✓ Концентрированный раствор серной и растворы азотной кислоты иначе реагируют с металлами.



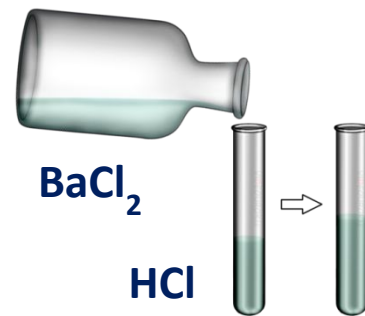
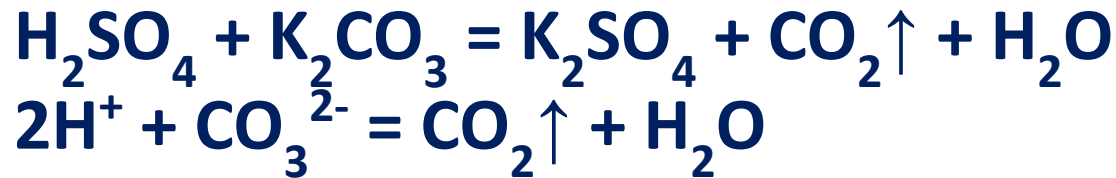
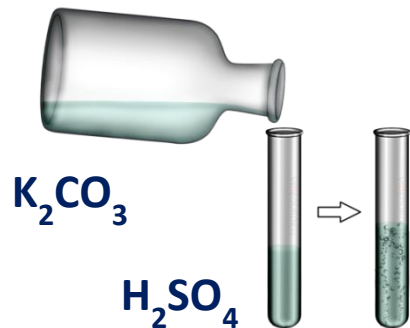
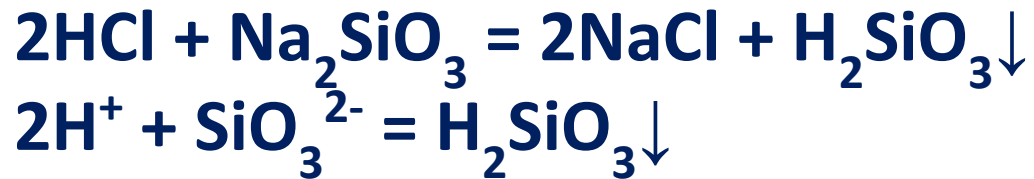
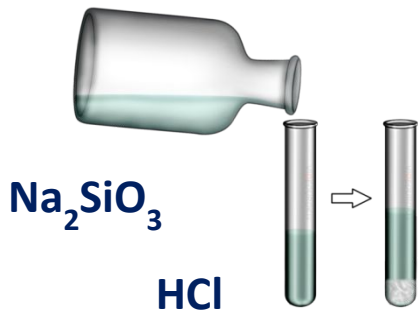
5. Реакция с

солями

Кислота + соль = новая кислота + новая соль

Реакция обмена

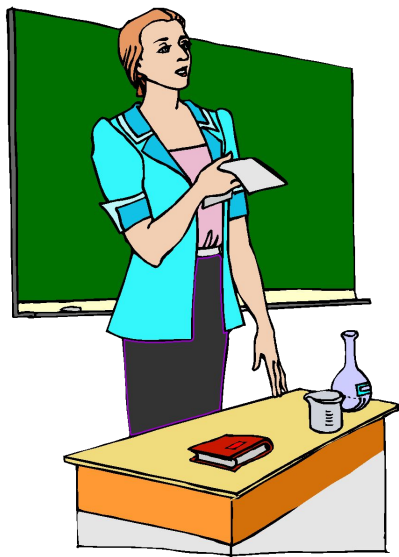
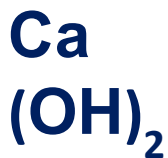




**СВОЙСТВА
ОСНОВАНИЙ
В СВЕТЕ ТЕОРИИ
ЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ
ДИССОЦИАЦИИ**



Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов выступают катионы металла (или аммония), а в качестве анионов – гидроксид-ионы.



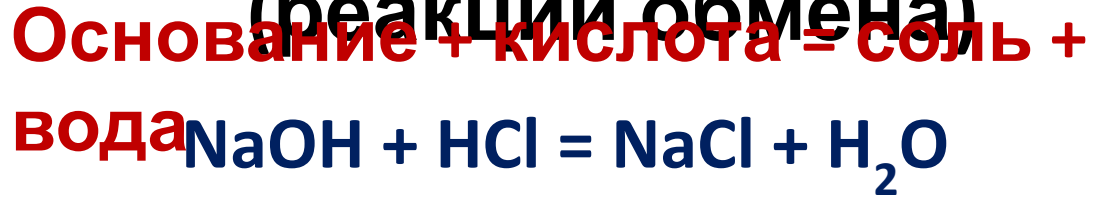
1. Диссоциация ОСНОВАНИЙ $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в растворах щелочей
Лакмус		
Метилоранж		
Фенолфталеин		

<https://youtu.be/WwRoMDBtxVc>

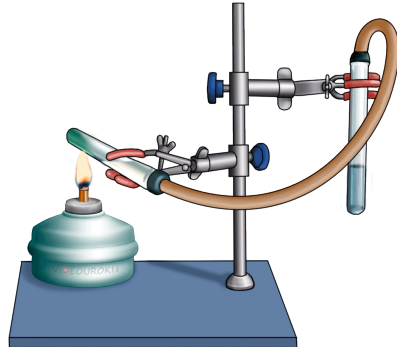
2. Реакции оснований с кислотами

(реакции обмена)



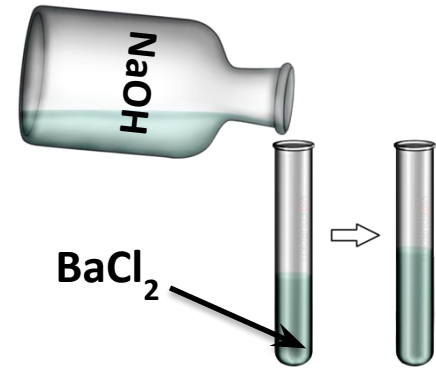
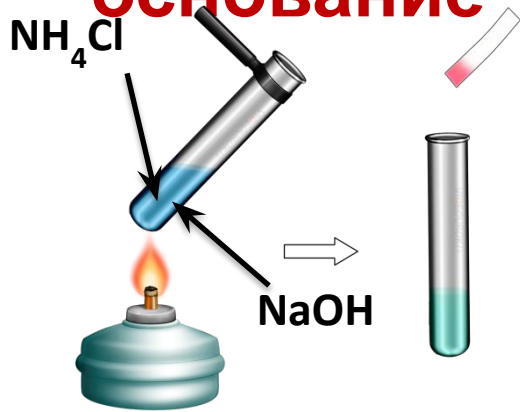
3. Реакции оснований с оксидами неметаллов

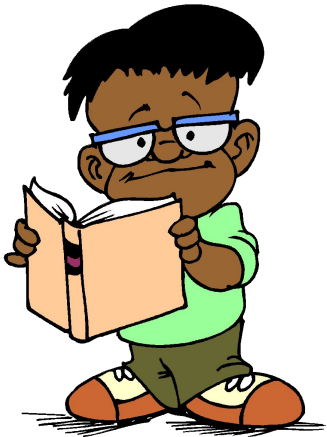
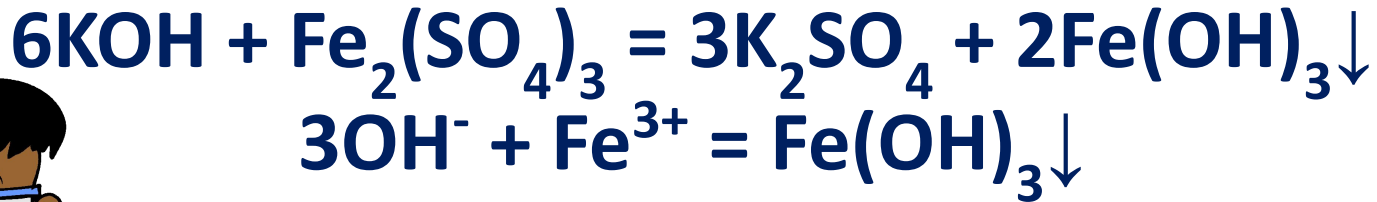
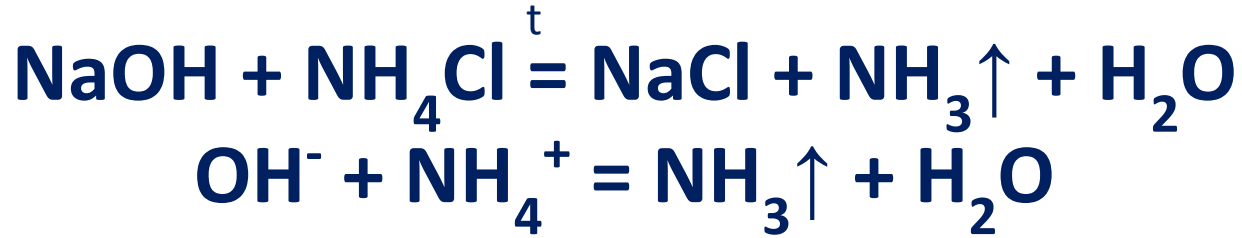
Основание + (оксид неметалла) = соль + вода

$$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$$


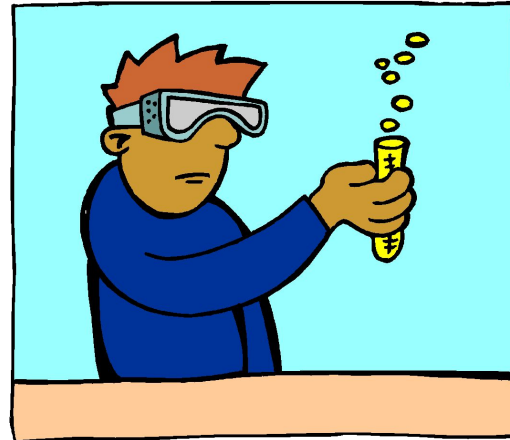
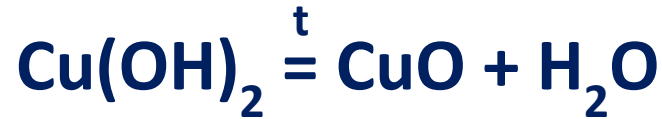
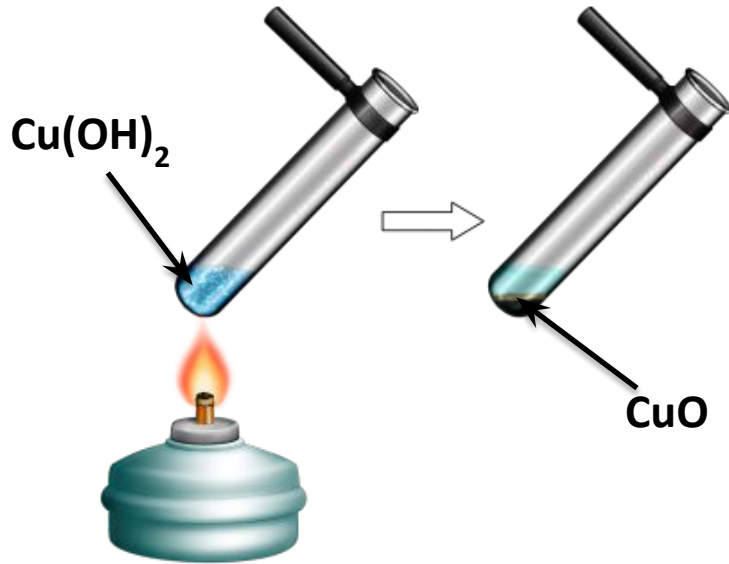
4. Реакции оснований с солями

Основание + соль = новое основание + соль (реакция обмена)





5. Разложение нерастворимых оснований



Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	KOH, Ca(OH)₂
	Бескислородные	Аммиак NH₃ , F⁻
Кислотность (число групп OH⁻ в составе или число присоединяемых H⁺)	Однокислотные	KOH, NaOH, NH₃ ,
	Двухкислотные	Ca(OH)₂, Mg(OH)₂
	Трёхкислотные	Al(OH)₃, Ti(OH)₃
Растворимость в воде	Растворимые	NaOH, Ba(OH)₂, H₃C—NH₂ ,
	Нерастворимые	Cr(OH)₂, Mn(OH)₂

Амфотерность — это способность некоторых соединений проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от условий.

Неорганические амфотерные соединения — оксиды и гидроксиды алюминия, цинка, хрома, бериллия, германия, олова, свинца и некоторых других.

Взаимодействие амфотерных оксидов со

В реакции между оксидом алюминия и гидроксидом натрия образуются алюминат натрия и вода:



В ионном виде:



Взаимодействие амфотерных гидроксидов со

При взаимодействии гидроксида цинка с гидроксидом натрия образуются цинкат натрия и вода:



В ионном виде:

