

**Общие понятия  
неорганической химии.**

**Химические свойства  
основных классов  
неорганических веществ**

# План лекции

1. Классификация и номенклатура неорганических веществ.
2. Оксиды, их классификация, получение, свойства.
3. Кислоты, их классификация, получение, свойства.  
Кислоты-окислители.
4. Основания, их классификация, получение, свойства.
5. Соли, их классификация.

# Классификация веществ по строению и типу химической связи. 1

Отчетливые границы между данными классами отсутствуют

Молекулярные вещества:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{CO})_5$

- Атомы соединены ковалентными связями в молекулы.
- Между молекулами – ван-дер-ваальсовы взаимодействия и водородные связи.

Ковалентные атомные вещества:  $\text{C}$ ,  $\text{SiO}_2$

- Атомы соединены ковалентными связями в бесконечные сетки или трехмерные структуры.
- Образуются при небольшом различии электроотрицательности атомов.
- Число ближайших соседей атома равно его нормальной валентности.



# Классификация веществ по строению и типу химической связи. 2

Солеобразные (ионные) вещества:  $KNO_3$ ,  $NH_4Cl$

- Тип связи – ионный с вкладом ковалентного.
- Каждый ион окружен большим количеством противоположно заряженных ионов ( $4 \div 12$ ).
- Ионы могут быть образованы как одним атомом ( $K^+$ ,  $I^-$ ), так и группой атомов (молекулярные ионы:  $NH_4^+$ ,  $ClO_4^-$ ).

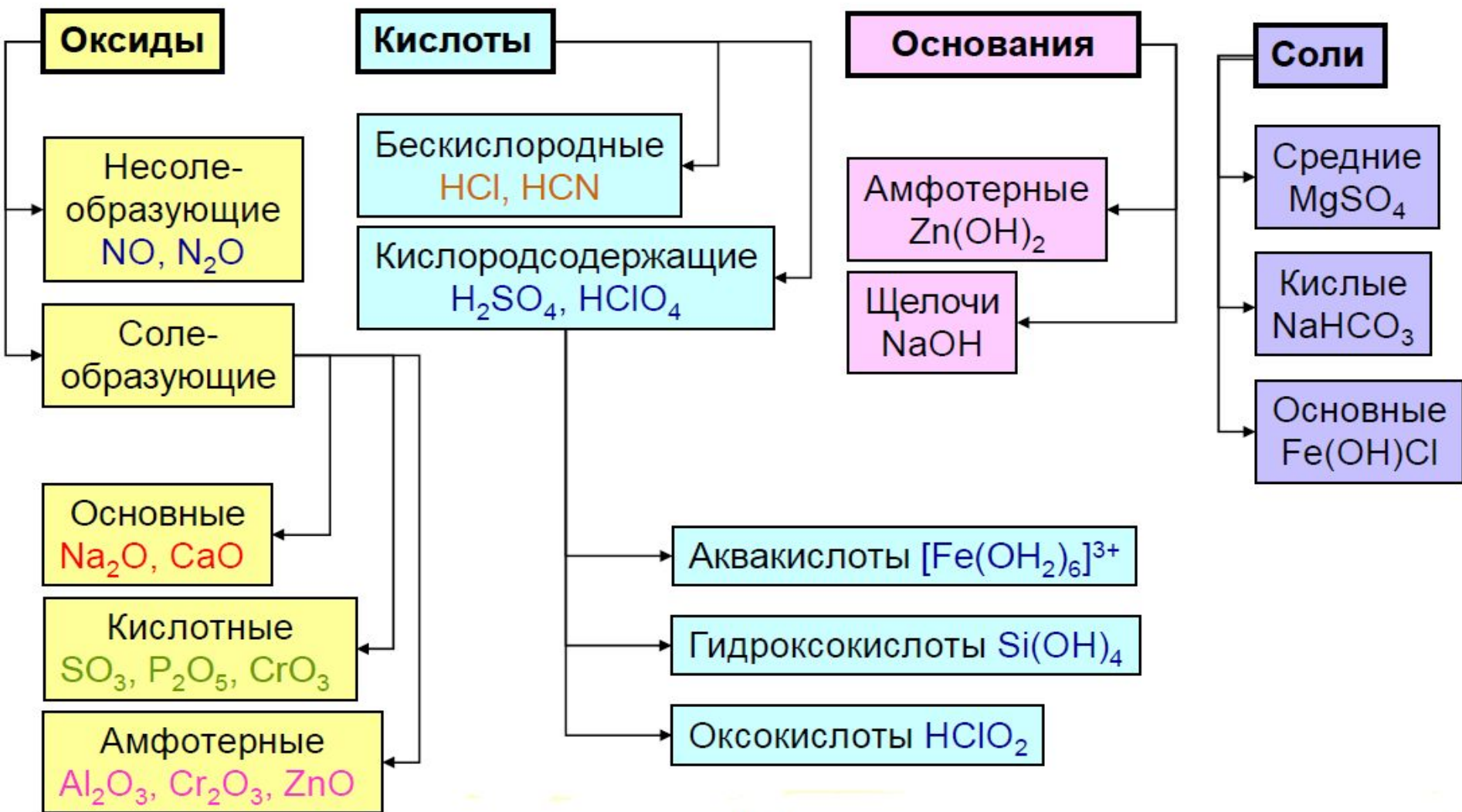
Газовая фаза	-	молекулы $PCl_5$
Кристалл	-	ионы $PCl_4^+$ , $PCl_6^-$

Одно и то же вещество в различных агрегатных состояниях может иметь разный тип связи.

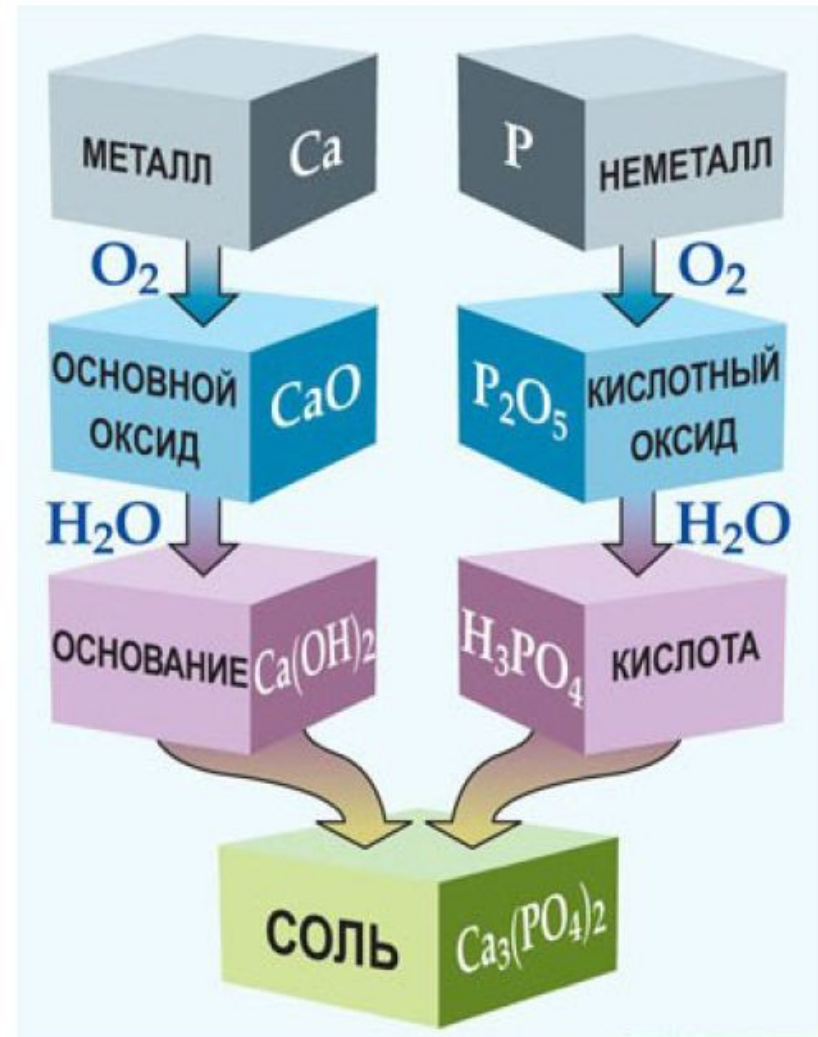
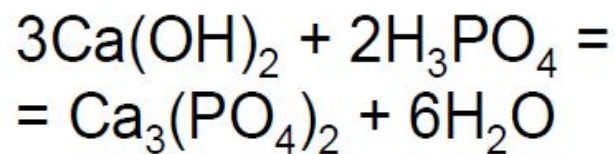
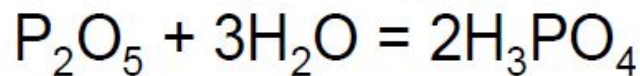
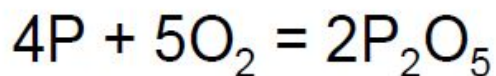
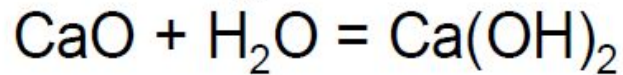
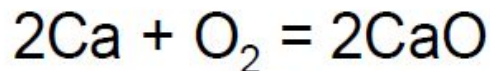
Вещества с металлическим типом связи:

- Металлы и соединения металлом друг с другом (интерметаллиды).
- Некоторые соединения металлов с неметаллами.
- Большинство имеет сложную стехиометрию ( $Fe_7Mo_6$ ,  $Li_8MgSi_6$ ).
- Число ближайших соседей каждого атома обычно превосходит его типичную валентность (до 16).

# Главная классификация сложных неорганических соединений



# Основные классы неорганических соединений





# Оксиды

Соединения, образованные атомами двух элементов, один из которых - кислород в степени окисления (-2)

Такие соединения кислород образует с металлами и менее электроотрицательными, чем кислород, неметаллами.

$\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$  - дифторид кислорода

$\overset{+1}{\text{O}}_2\text{F}_2$  - дифторид дикислорода

К оксидам **не относят** соединения, в которых атомы кислорода связаны друг с другом химической связью.

$\text{H}_2\text{O}_2$  - пероксид (перекись) водорода  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$

$\text{Na}_2\text{O}_2$  - пероксид натрия

$\text{KO}_2$  - надпероксид (супероксид) калия  $\text{K}^+[\text{O}=\ddot{\text{O}}]^-$

$\text{KO}_3$  - озонид калия  $\text{K}^+[\text{O}=\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}]^-$

# Оксиды: классификация по типу химической связи

## Молекулярного строения – оксиды неметаллов:

$\text{SO}_2$	оксид серы (IV), диоксид серы
$\text{SO}_3$	оксид серы (VI), триоксид серы, серный ангидрид
$\text{P}_2\text{O}_5$	оксид фосфора (V), фосфорный ангидрид
$\text{H}_2\text{O}$	оксид водорода, вода
$\text{CO}$	оксид углерода (II)
$\text{CO}_2$	оксид углерода (IV), диоксид углерода
$\text{NO}_2$	оксид азота (IV), диоксид азота
$\text{N}_2\text{O}$	оксид азота (I), закись азота

## Солеобразные (ионные) – оксиды металлов:

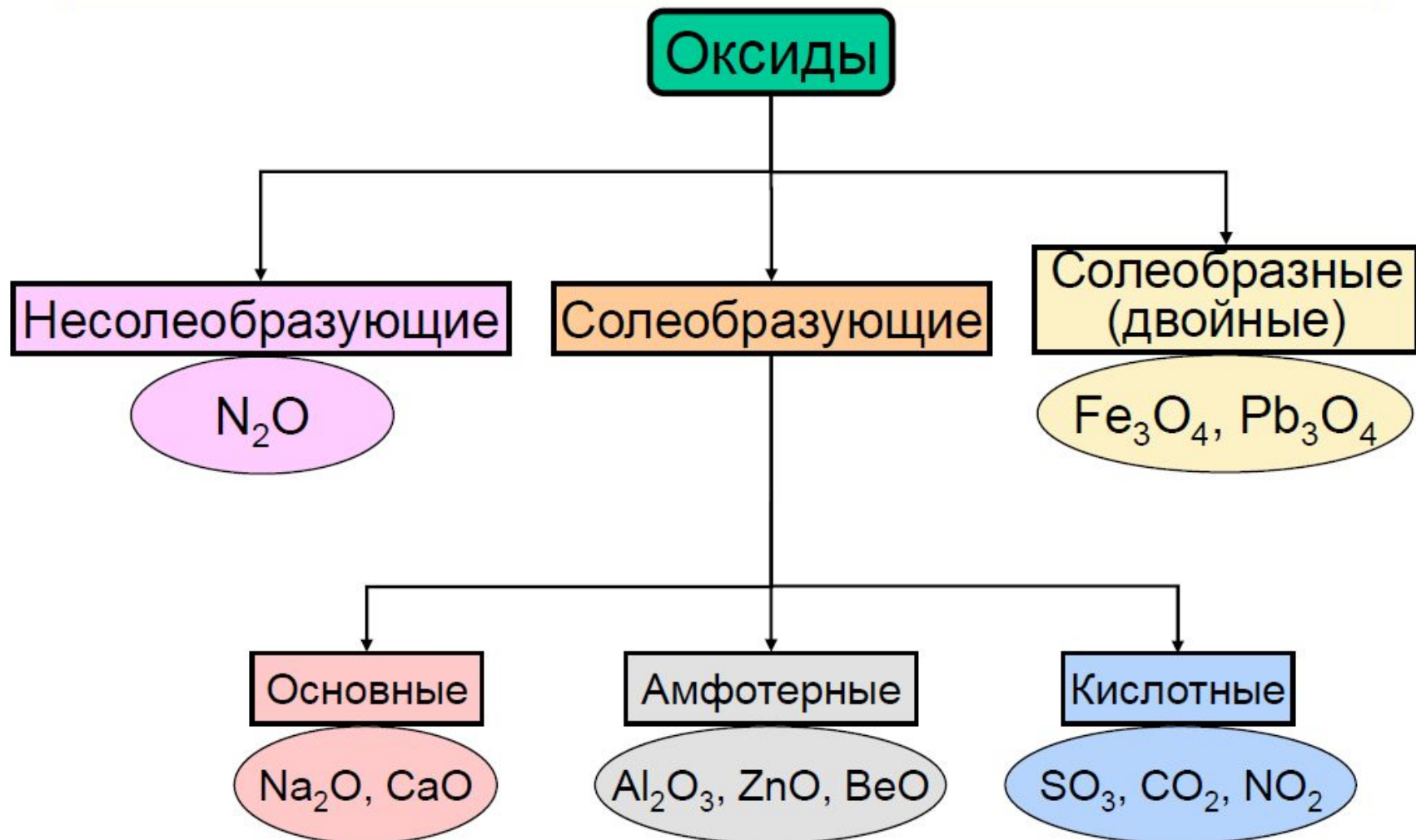
$\text{K}_2\text{O}$	оксид калия
$\text{BaO}$	оксид бария

## Ковалентные атомные:

$\text{SiO}_2$	оксид кремния
$\text{B}_2\text{O}_3$	оксид бора

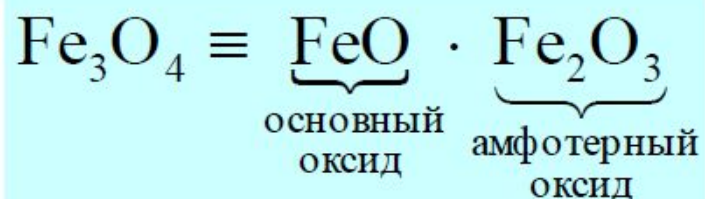


# Оксиды: классификация по химическим свойствам



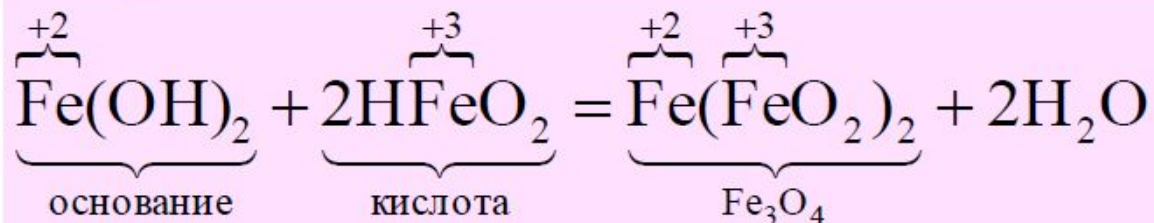
# Двойные оксиды

Оксиды, в которых металлы проявляют **несколько** степеней окисления.



В данном соединении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  проявляет свойства кислотного оксида

Формальный процесс образования двойной соли из основания и кислоты



Кислота  $\text{HFeO}_2$  в природе не существует!

# Изменение свойств оксидов в периодах

С увеличением порядкового номера происходит усиление кислотных свойств высших оксидов и увеличение кислотного характера высших гидроксидов.



$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
основный оксид	основный оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
$\text{NaOH}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$
сильное основание	слабое основание	амфотерное основание	очень слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота



# Изменение СВОЙСТВ ОКСИДОВ в группах



<b>BeO</b>	амфотер- ный
<b>MgO</b>	основный
<b>CaO</b>	основный
<b>SrO</b>	основный
<b>BaO</b>	основный
<b>RaO</b>	основный

В главных подгруппах периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз основные свойства высших оксидов усиливаются.

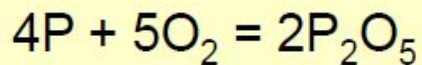
## Изменение свойств оксидов в зависимости от степени окисления элемента

С увеличением степени окисления **усиливаются кислотные** свойства оксида и **ослабевают основные** свойства.

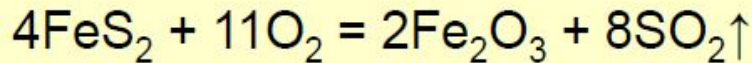
<b>MnO</b>	<b>Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>MnO<sub>2</sub></b>	<b>MnO<sub>3</sub></b>	<b>Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>
<b>+2</b>	<b>+3</b>	<b>+4</b>	<b>+6</b>	<b>+7</b>
<b>основный</b>	<b>амфотерный с преобладанием основных свойств</b>	<b>амфотерный с преобладанием кислотных свойств</b>	<b>кислотный</b>	<b>кислотный</b>

# Получение оксидов

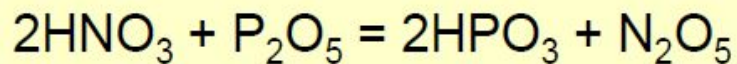
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:



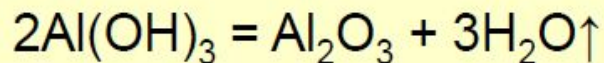
2. Горение бинарных соединений в кислороде:



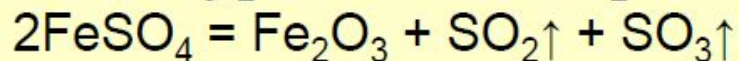
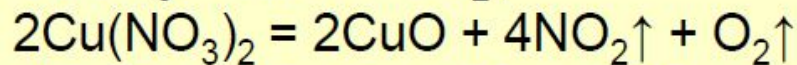
3. Действие водоотнимающих веществ на кислоты:



4. Термическое разложение гидроксидов:



5. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот:



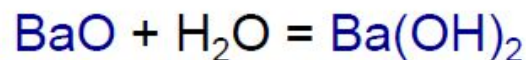


# Химические свойства ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

Основные оксиды - это оксиды типичных металлов:

- ☐ Всех щелочных металлов (Li - Fr) (Na<sub>2</sub>O)
- ☐ Всех щелочноземельных (Ca -Ra) и Mg (MgO, BaO)
- ☐ Переходных металлов в низших степенях окисления (MnO, FeO)

основный оксид + вода = основание  
(щелочь)



основный оксид + кислота = соль + вода



основный оксид + кислотный оксид = соль



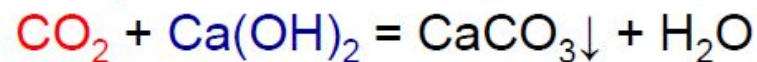
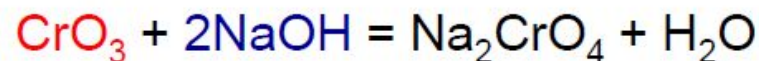
# Химические свойства КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

**Кислотные оксиды** - это оксиды:

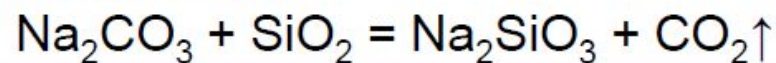
- Большинство неметаллов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ )
- Переходных металлов в высших степенях окисления ( $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ )

**кислотный оксид** + вода = кислота  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

**кислотный оксид** + основание = соль + вода



соль + **кислотный оксид** = соль + **кислотный оксид**

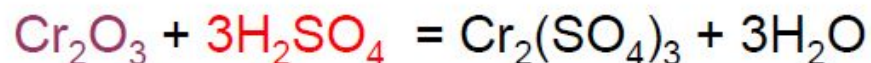


# Химические свойства амфотерных оксидов

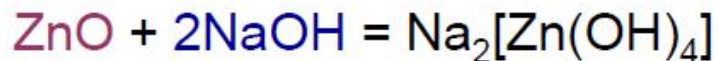
- ❑ Оксиды Al и некоторых переходных металлов (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO)
- ❑ Вода (H<sub>2</sub>O)

❖ Могут вступать в реакции, типичные как для кислотных, так и для основных оксидов.

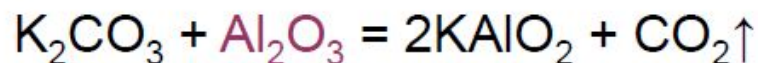
амфотерный оксид + сильная кислота = соль + вода



амфотерный оксид + сильное основание = соль + вода



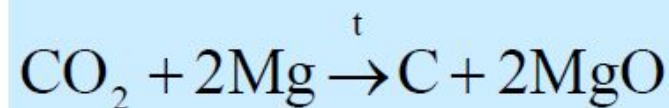
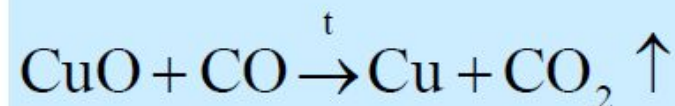
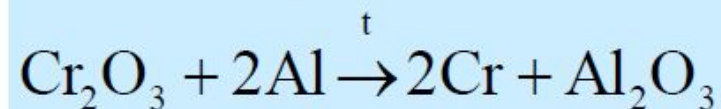
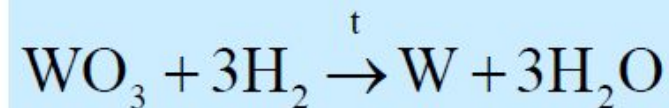
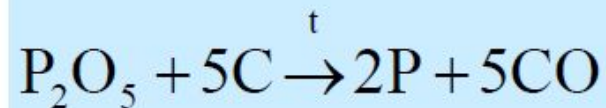
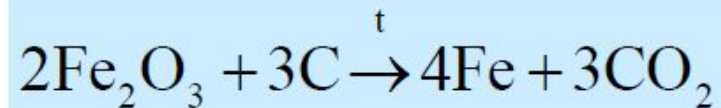
соль + амфотерный оксид = соль + летучий оксид





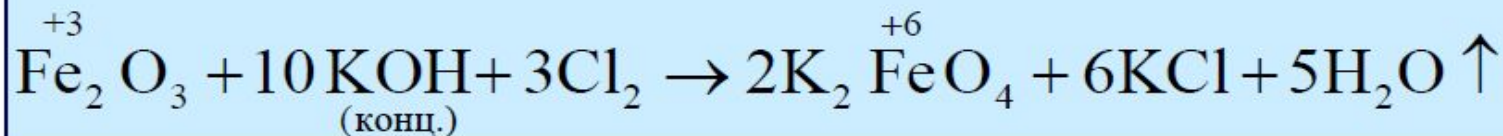
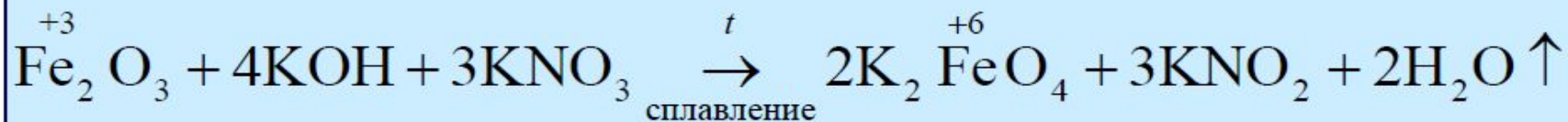
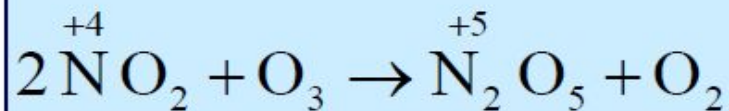
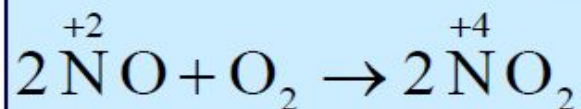
# Восстановление оксидов

Восстановители (**C, CO, H<sub>2</sub>,...**, активные металлы **Mg, Al,...**) при нагревании отнимают кислород у многих оксидов и восстанавливают их до простых веществ.



# Окисление оксидов

Оксиды элементов, проявляющих **переменную** степень окисления (**Cr, Pb, Fe, N,...**), могут участвовать в реакциях, приводящих к повышению степени окисления данного элемента.



# Классификация кислот. 1

## По содержанию кислорода в кислотном остатке:

- Кислородсодержащие (оксокислоты)  $H_n E_m O_p$
  - Бескислородные  $H_n X$
- X - галоген, халькоген или неорганический радикал типа CN, NCS

HF	плавиковая
HCl	соляная
H <sub>2</sub> S	сероводородная
HCN	синильная

По основности: числу атомов водорода, способных отщепляться при диссоциации или замещаться на катионы металла при взаимодействии с основанием или металлом.

- Одноосновные  $HNO_3, HCl$
- Многоосновные  $H_2SO_4$  (двух-),  $H_3PO_4$  (трех-)



# Классификация кислот. 2

По силе: степени диссоциации в растворе.

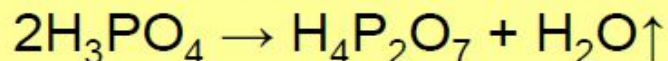
Для оксокислот состава  $H_mЭO_p$  справедлива качественная оценка:

$m - p = 0$	очень слабая	$HClO$
$m - p = 1$	слабая	$HClO_2$
$m - p = 2$	сильная	$HClO_3$
$m - p = 3$	очень сильная	$HClO_4$

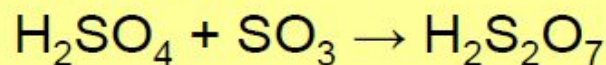
По соотношению воды и оксида:

- орто-кислоты  $H_3PO_4$   $v(H_2O):v(P_2O_5) = 3:1$
- мета-кислоты  $HPO_3, HNO_3, H_2SO_4$   $v(H_2O):v(P_2O_5) = 1:1$
- пиро-кислоты

получаются из орто-кислот в результате отщепления воды при нагревании:

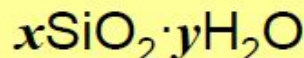


или растворением кислотного оксида в кислоте:



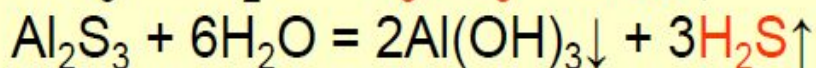
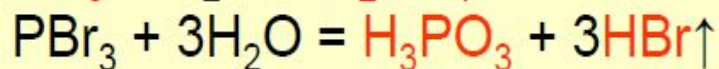
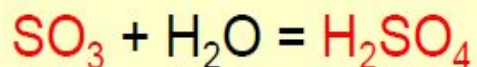
- кислоты

переменного состава

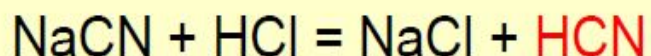


# Получение кислот

1. Реакции кислотных оксидов или других бинарных соединений с водой:



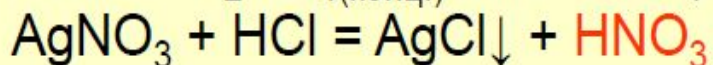
2. Взаимодействие соли с другой кислотой:



вытеснение более сильной кислотой

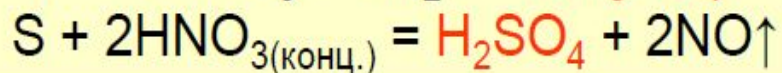


вытеснение менее летучей кислотой



образование осадка

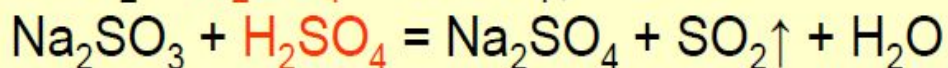
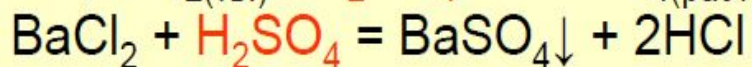
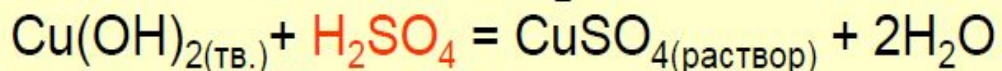
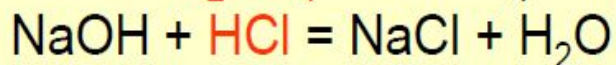
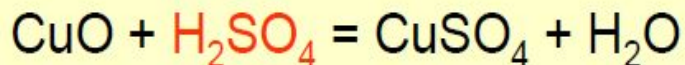
3. Окисление неметаллов азотной кислотой:





# Общие химические свойства кислот

## 1. Реакции обмена:



с основным оксидом

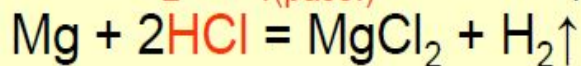
с растворимым основанием

с нерастворимым основанием

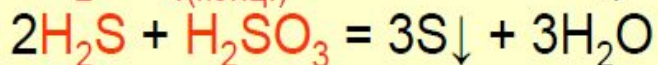
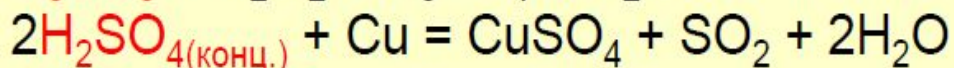
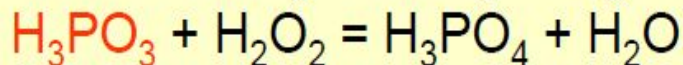
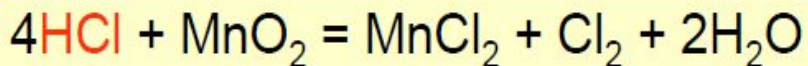
с солью с выпадением осадка

с солью с выделением газа

## 2. Реакции с металлами с выделением водорода:



## 3. Окислительно-восстановительные реакции:



кислота-восстановитель

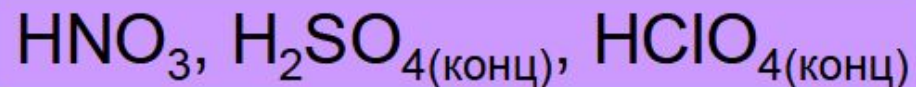
кислота-восстановитель

кислота-окислитель

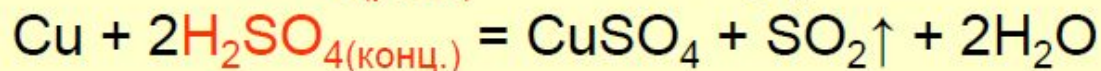
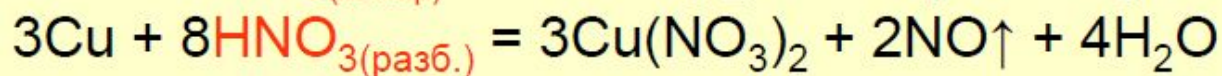
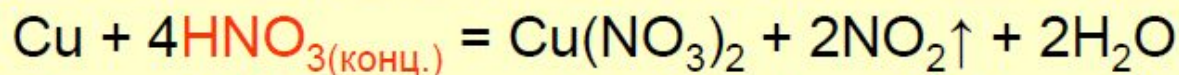
одна кислота-восстановитель,  
другая-окислитель



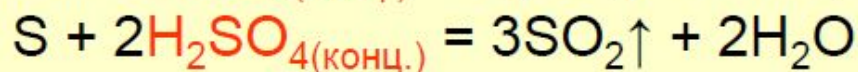
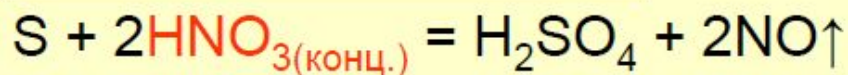
# Химические свойства кислот-окислителей



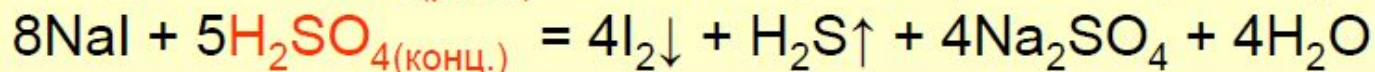
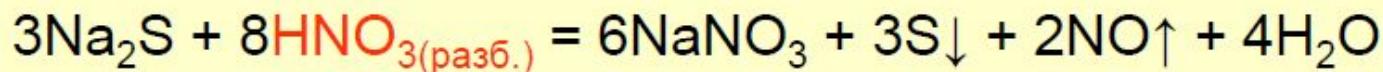
## 1. Реакции с металлами (без выделения водорода):



## 2. Реакции с неметаллами:



## 3. Реакции с солями-восстановителями:

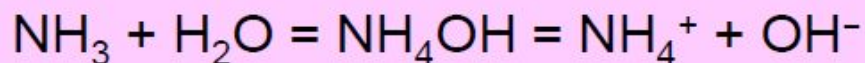
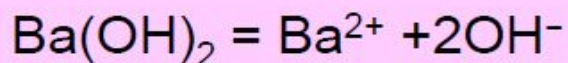


# Гидроксиды (основания)

Неорганические гидроксиды – соединения, содержащие **ОН-группы** и атомы металла общей формулы  $M^{+n}(OH)^{-n}$  ( $n$  – степень окисления)

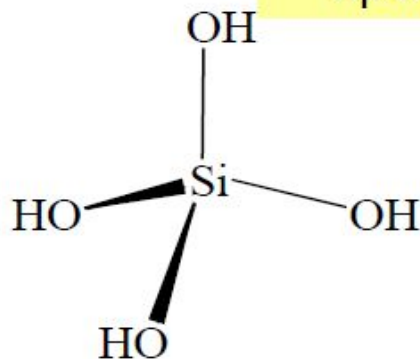
В гидроксиде аммония  $NH_4OH$  роль катиона металла играет ион аммония  $NH_4^+$ .

В водных растворах диссоциируют на ионы металла и гидроксид-ионы  $OH^-$



Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов являются **основаниями**.

Гидроксиды ряда переходных и некоторых непереходных металлов в высших степенях окисления проявляют **кислотные свойства**.

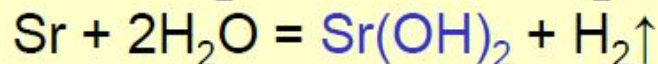
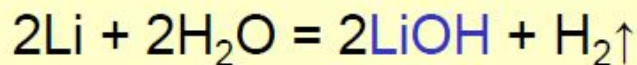


$Si(OH)_4 \Rightarrow H_4SiO_4$   
Ортокремниевая  
кислота  
(оксокислота)

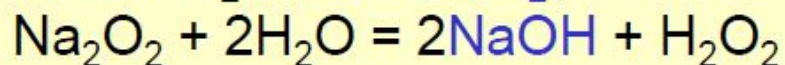
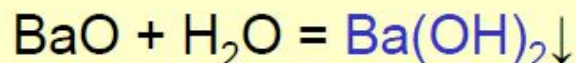


# Получение оснований

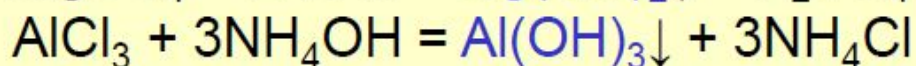
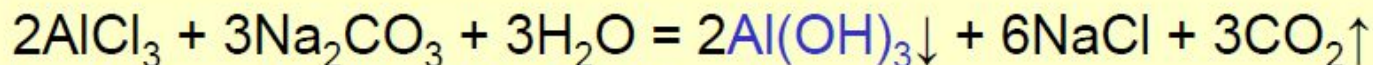
1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



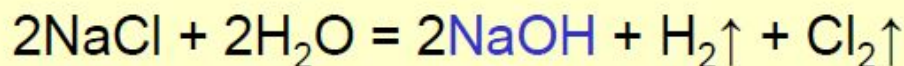
2. Растворение оксидов и пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:



3. Осаждение из растворов солей:



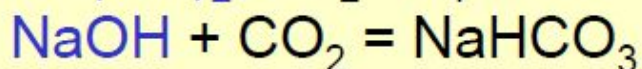
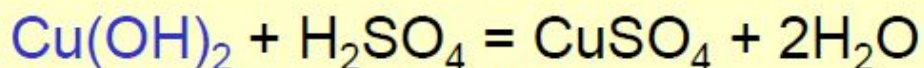
4. Электролиз водных растворов солей:



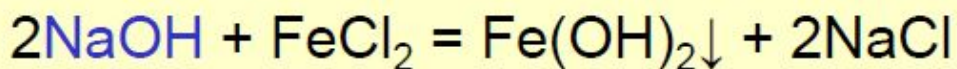


# Химические свойства оснований

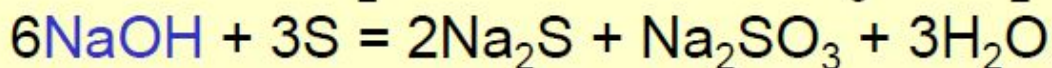
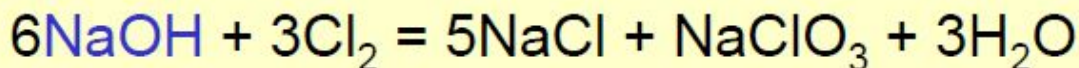
## 1. Реакции с кислотами и кислотными оксидами:



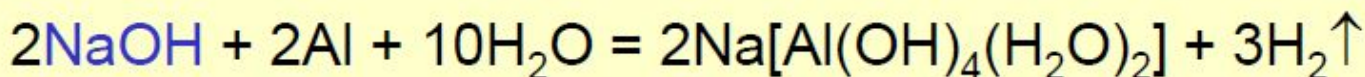
## 2. Обменные реакции щелочей с солями:



## 3. Реакции щелочей с неметаллами:



## 4. Реакции щелочей с металлами:



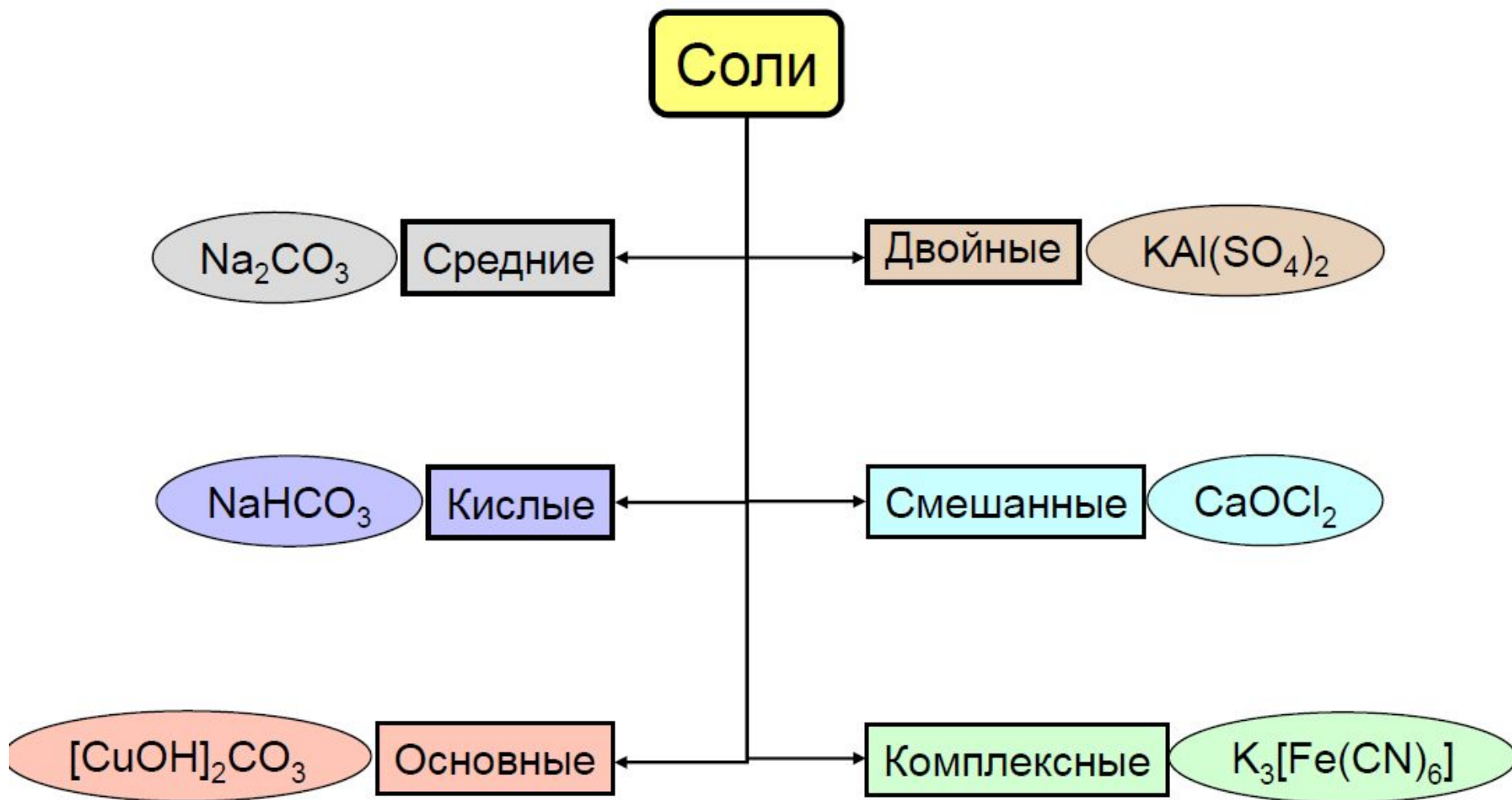
## 5. Термическое разложение нерастворимых оснований:



# Соли

- Общепринятого понятия «соль» в настоящее время не существует.
- Соли могут рассматриваться как:
  - ✓ продукты замещения атомов водорода Н кислоты на атомы металлов или группы атомов ( $\text{NH}_4$  и др.)
  - ✓ продукты замещения групп ОН основания на атомы или группы атомов кислотного остатка (Cl,  $\text{SO}_4$  и др.)
- С точки зрения электролитической теории соли это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или другие катионы ( $\text{UO}_2^{2+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , и др) и анионы кислотного остатка.

# Классификация солей





# Выводы

Основные понятия неорганической химии:  
кислота, основание, окислитель, восстановитель.

Основные классы неорганических соединений –  
оксиды, кислоты, основания, соли

Химические свойства неорганических веществ  
определяются кислотно-основными и окислительно-  
восстановительными закономерностями.

Типичные неорганические реакции:

