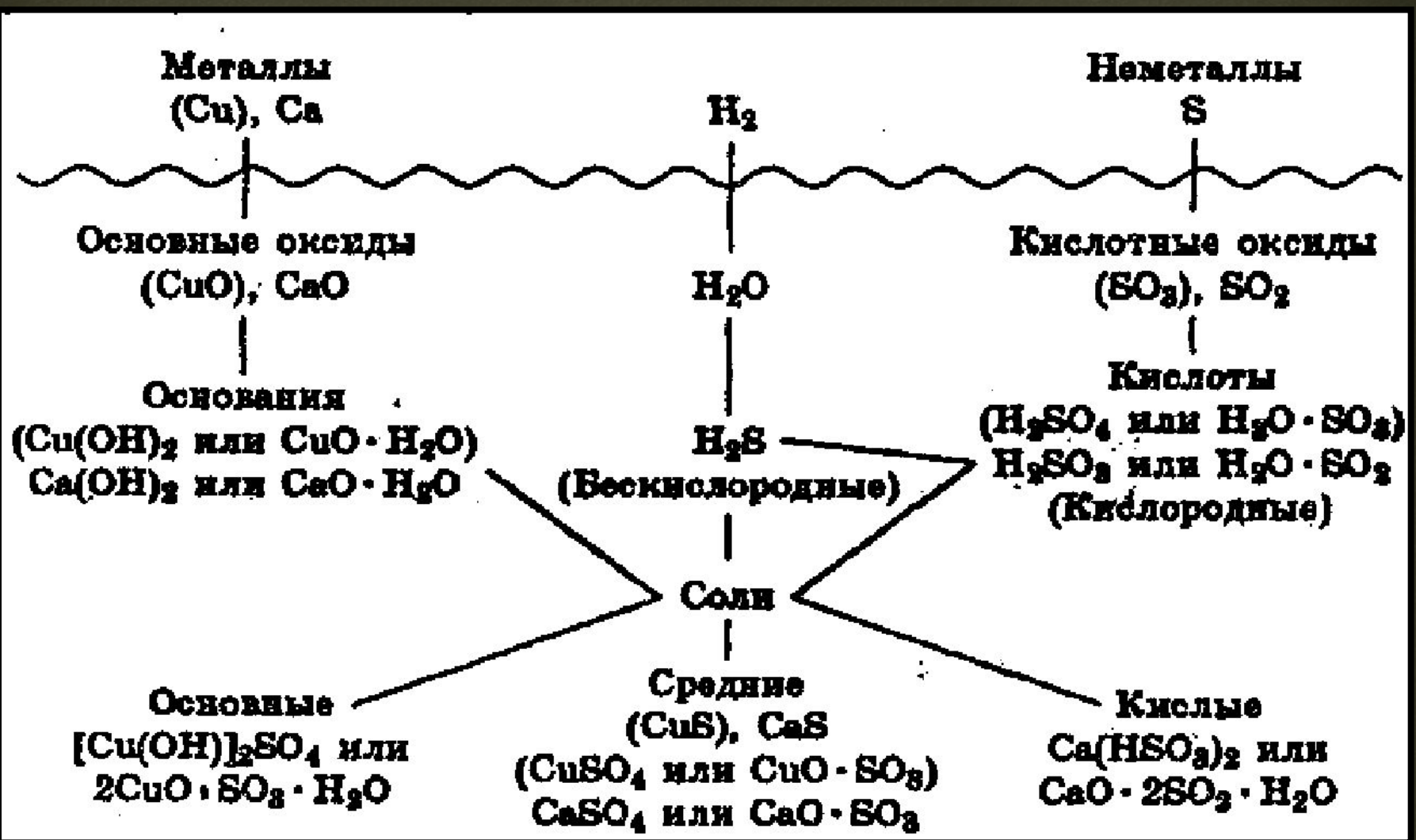


# Тема: важнейшие классы неорганических веществ, их свойства и способы получения.



- Оксиды
- Основания
- Кислоты
- Соли





# ОКСИДЫ

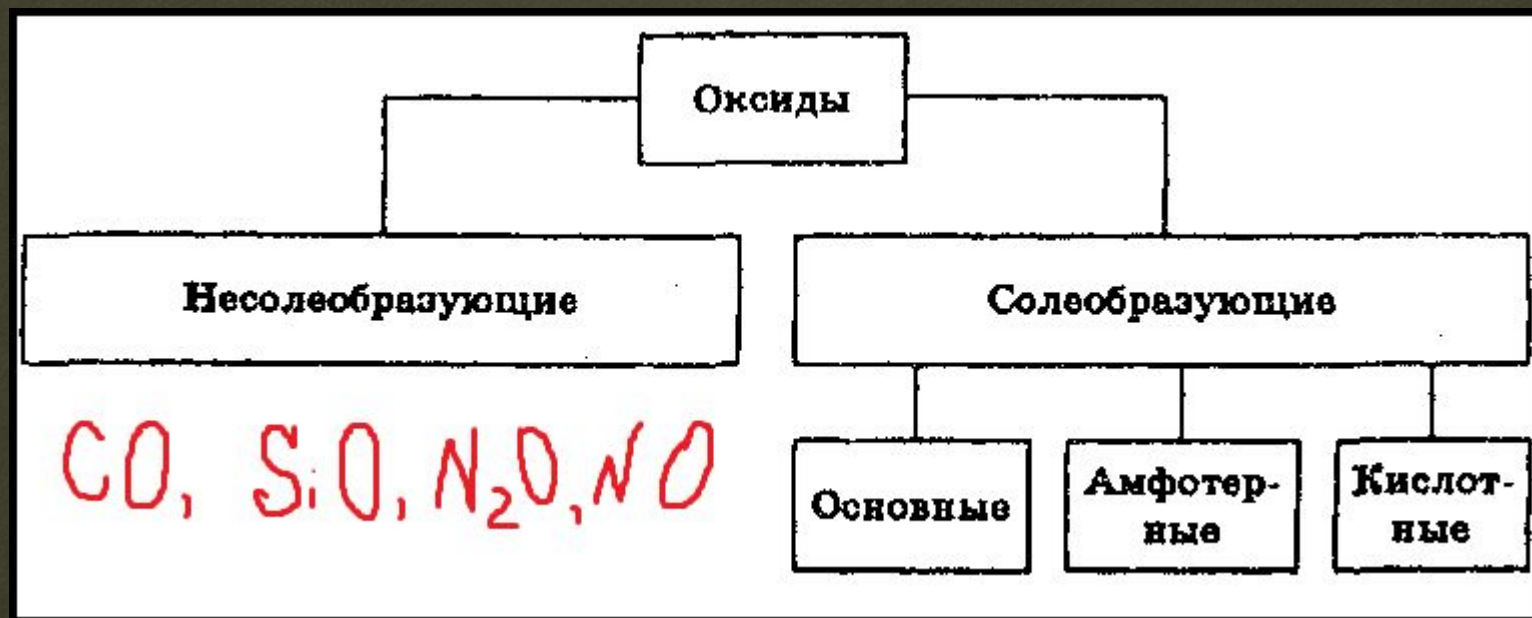
Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

## □ Номенклатура

<i>Название</i> <i>оксида</i>	=	<i>«Оксид»</i> +	<i>Название</i> <i>элемента</i> <i>(в род. пад.)</i>	+	<i>Валентность</i> <i>элемента</i> <i>(римскими</i> <i>цифрами)</i>
----------------------------------	---	------------------	--	---	--

# ОКСИДЫ

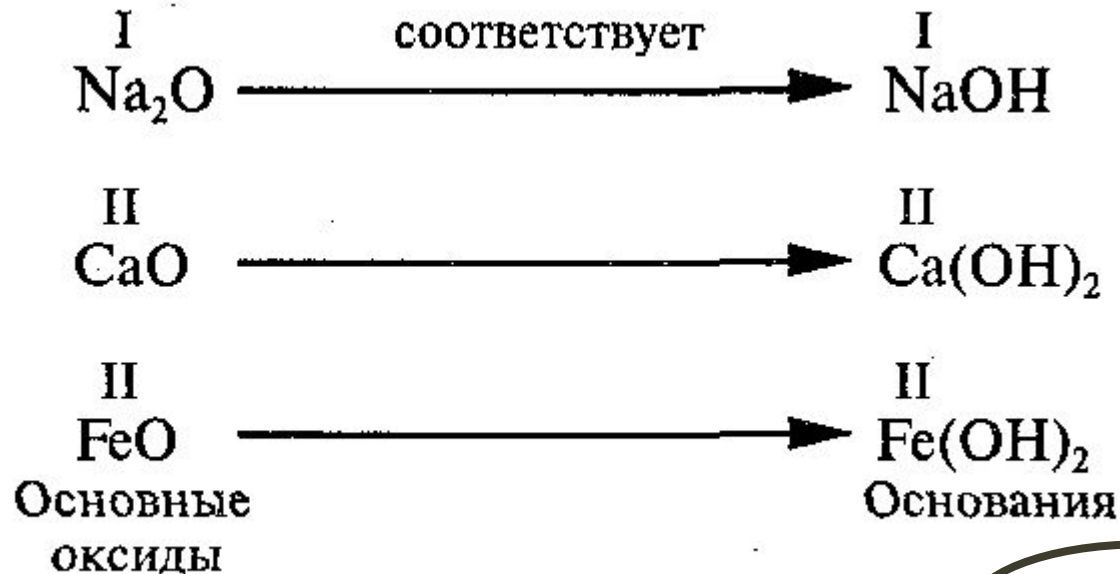
## Классификация



# Оксиды



- Основныe оксиды – это оксиды, гидраты которых являются основаниями.

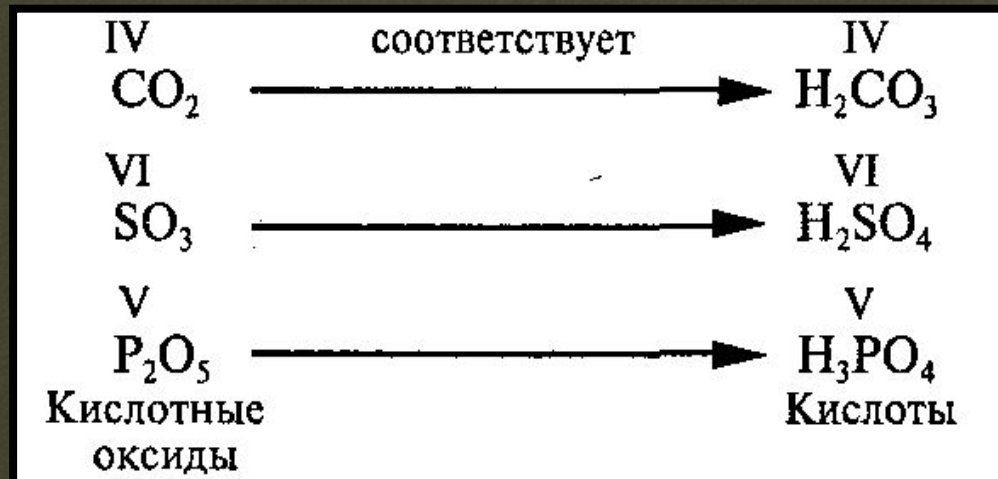


Все основныe оксиды являются оксидами металлов.

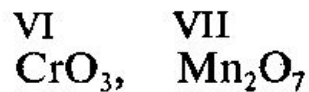
# Оксиды



- Кислотные оксиды – это оксиды, гидраты которых являются кислотами.



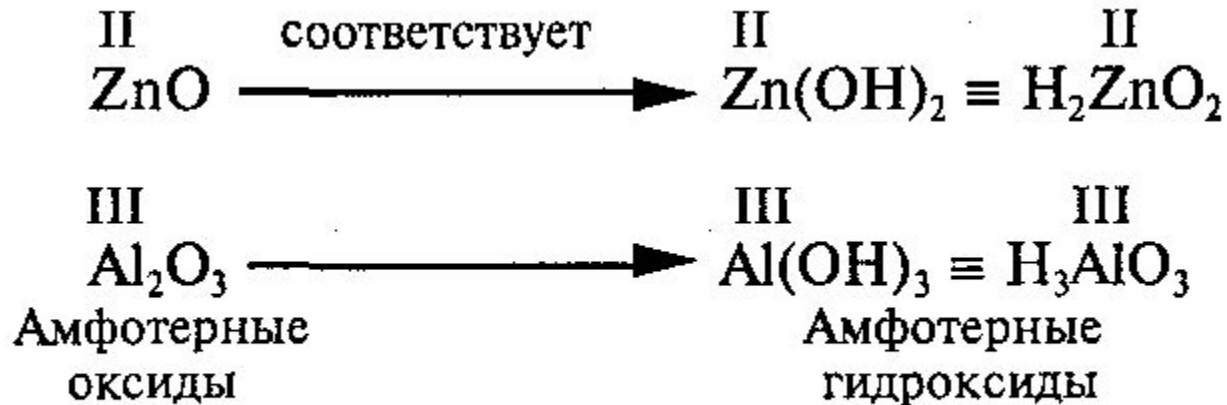
Большинство кислотных оксидов являются оксидами неметаллов. Кислотными оксидами являются также оксиды некоторых металлов с высокой валентностью. Например:



# Оксиды



- Амфотерные оксиды – это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды.



Все амфотерные оксиды являются **оксидами металлов.**



# ОКСИДЫ



Валентность металла	Характер оксидов
I	Основные $\text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}, \text{Cu}_2\text{O}$
II	Основные $\text{CaO}, \text{BaO}, \text{FeO}$ Исключения: (амфотерные) $\text{BeO}, \text{ZnO}, \text{PbO}, \text{SnO}$
III-IV	Амфотерные $\overset{\text{III}}{\text{Al}_2\text{O}_3}, \overset{\text{III}}{\text{Cr}_2\text{O}_3}, \overset{\text{III}}{\text{Fe}_2\text{O}_3}, \overset{\text{IV}}{\text{PbO}_2}, \overset{\text{IV}}{\text{SnO}_2}$
V,VI,VII	Кислотные $\overset{\text{V}}{\text{Sb}_2\text{O}_5}, \overset{\text{VI}}{\text{CrO}_3}, \overset{\text{VII}}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$

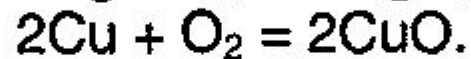
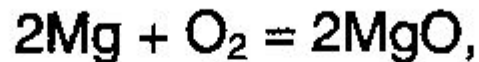
# Оксиды



## □ Получение и свойства основных оксидов

Получение:

1. Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:

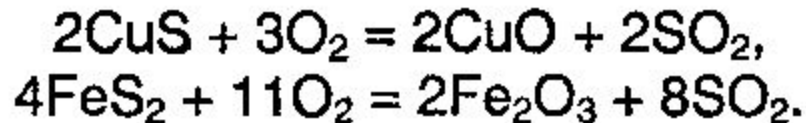


Этот метод практически неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды, поэтому оксиды  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  крайне труднодоступны.

# Оксиды

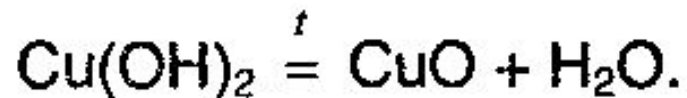


## 2. Обжиг сульфидов:



Метод неприменим для сульфидов активных металлов, окисляющихся до сульфатов.

## 3. Разложение гидроксидов:



Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

# Оксиды



4. Разложение солей кислородсодержащих кислот:



# Оксиды



Свойства основных оксидов:

Физические свойства:

Большинство основных оксидов представляет собой *твердые кристаллические вещества* ионного характера, в узлах кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с оксид-ионами  $O^{2-}$ , поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.

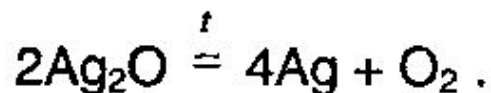
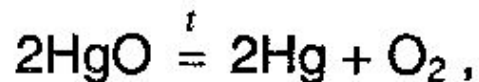
# Оксиды



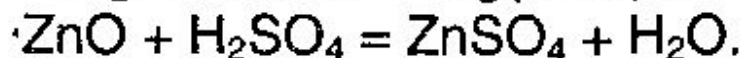
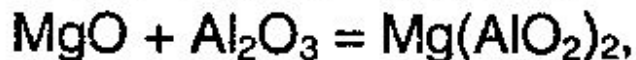
Свойства основных оксидов:

Химические свойства:

Большинство основных оксидов не распадается при нагревании, исключение составляют оксиды ртути и благородных металлов:



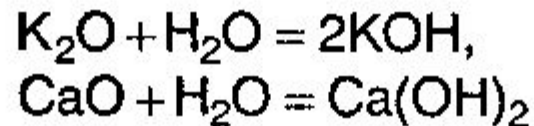
Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами:



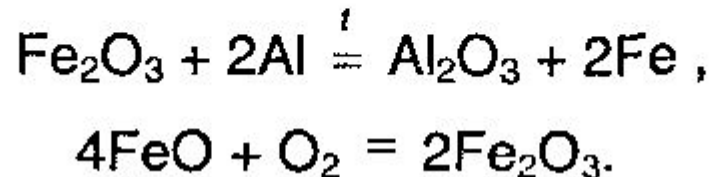
# Оксиды



Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:



Как и другие типы оксидов, основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:



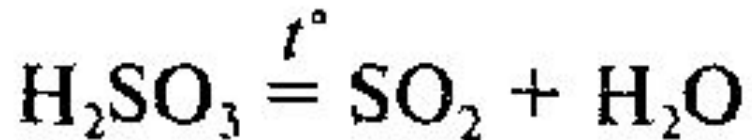
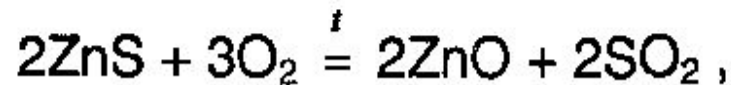
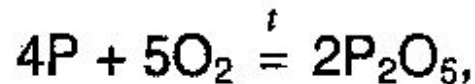
# Оксиды



- Получение и свойства основных оксидов

Получение:

Методами аналогичными методам получения основных оксидов:





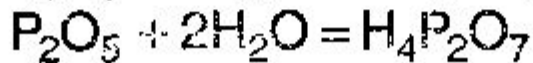
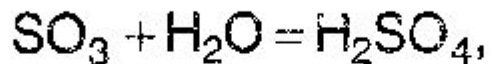
# Оксиды



Свойства кислотных оксидов:

Химические свойства:

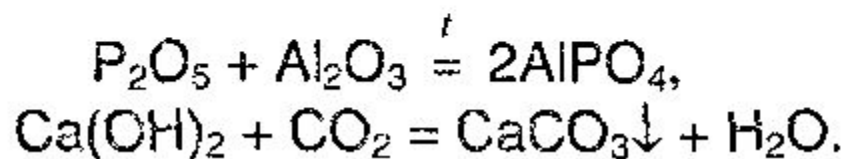
Большинство кислотных оксидов непосредственно взаимодействует с водой с образованием кислот:



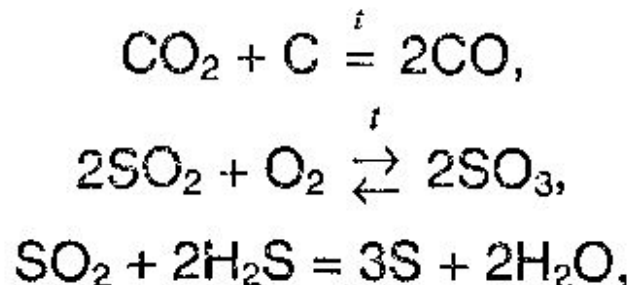
# Оксиды



Наиболее типичными для кислотных оксидов являются их реакции с основными (см. выше) и амфотерными оксидами, с щелочами:



Выше упоминалось, что кислотные оксиды могут вступать в многочисленные окислительно-восстановительные реакции, например:



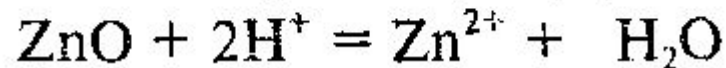
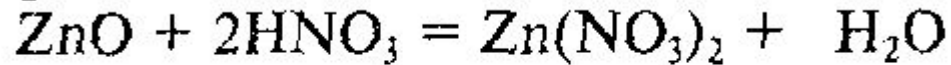
# Оксиды



## □ Химические свойства амфотерных оксидов

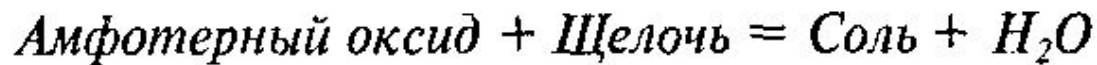
1. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей и воды.

*Амфотерный оксид + Кислота = Соль + H<sub>2</sub>O*

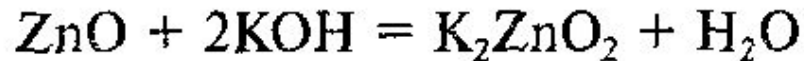


# Оксиды

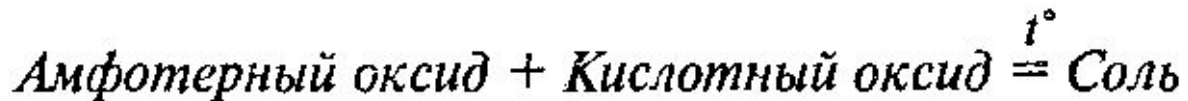
2. Амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей и воды.



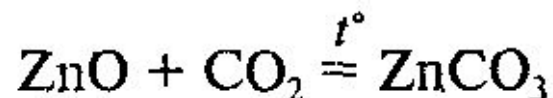
Например:



3. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей.



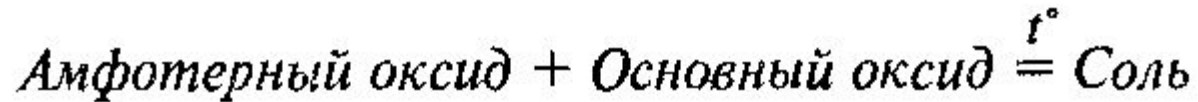
Например:



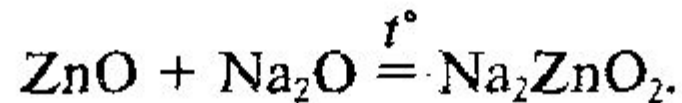
# Оксиды



4. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей.



Например:



# Основания



**Основания** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксидных групп — OH. Общая формула оснований:



где  $y$  — число гидроксидных групп, равное валентности металла Me.

Примеры оснований: NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Co(OH)<sub>3</sub>

## □ Номенклатура

<i>Название</i>	<i>Название</i>	<i>Валентность</i>
<i>основания = «Гидроксид»</i>	<i>металла</i>	<i>+ металла</i>
<i>+ металл</i>	<i>(в род. пад.)</i>	

# Основания



## □ Классификация

По кислотности:

- Однокислотные **NaOH, KOH, LiOH**
- Двухкислотные **Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>**
- Трехкислотные **Ni(OH)<sub>3</sub>, Bi(OH)<sub>3</sub>**

По растворимости в воде:

- Растворимые (щелочи)
- Нерастворимые

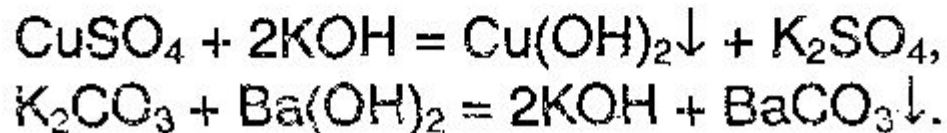
# Основания



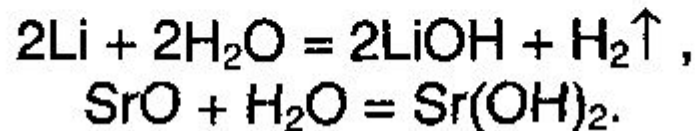
## Получение и свойства оснований

Получение:

Общим методом получения оснований является реакция обмена, с помощью которой могут быть получены как нерастворимые, так и растворимые основания:



Щелочи могут быть также получены взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов



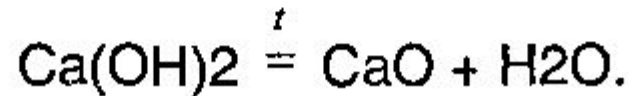


# Основания

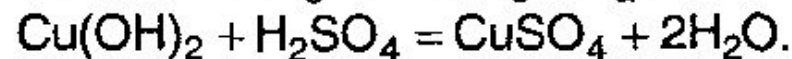
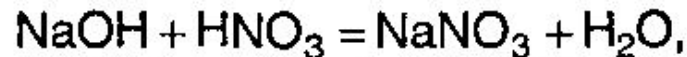


## Химические свойства:

Все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



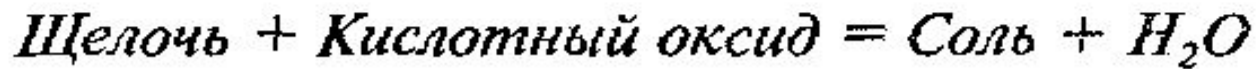
Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами — реакция нейтрализации. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:



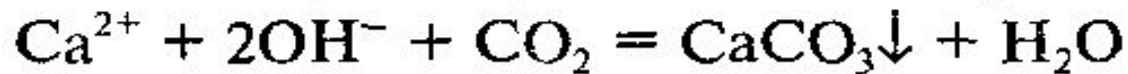
# Основания



3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды.



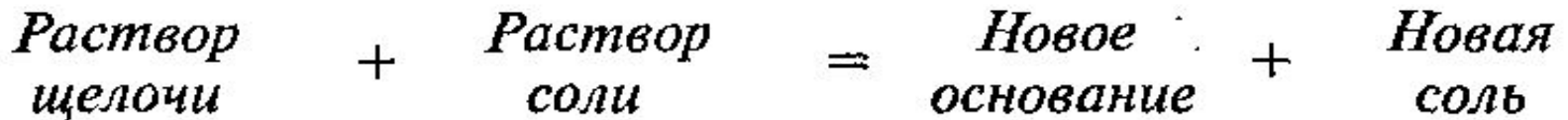
Например:



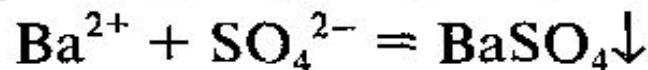
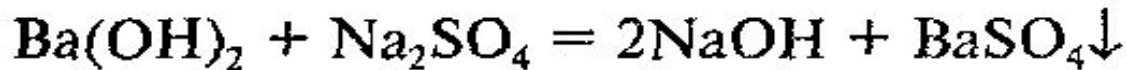
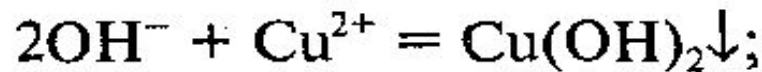
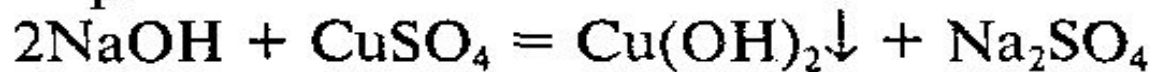
# Основания



4. Растворы щелочей взаимодействуют с растворами солей, если в результате образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль:



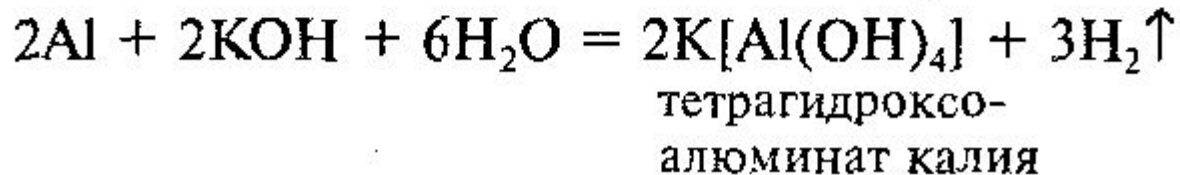
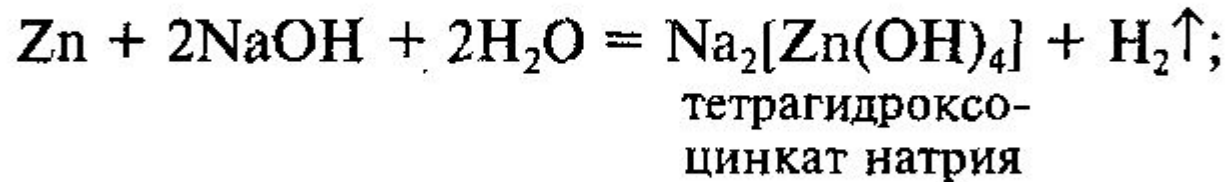
Например:



# Основания



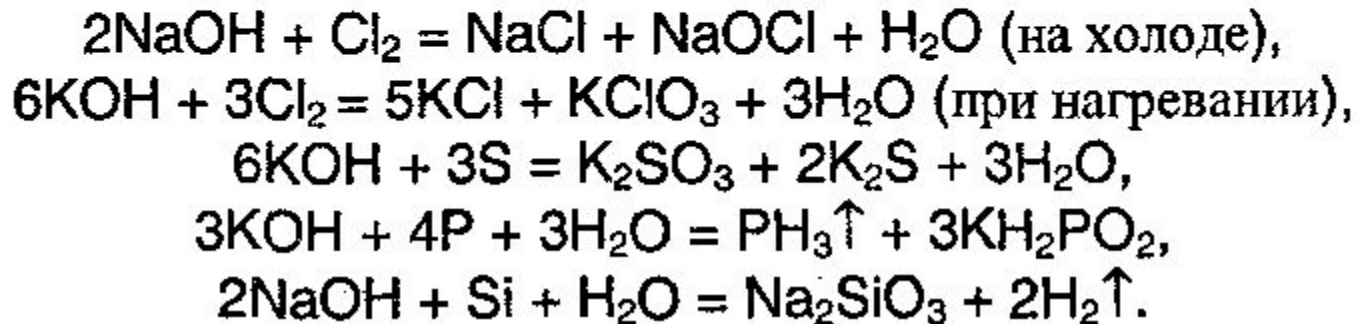
Растворы щелочей взаимодействуют с металлами, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды (Zn, Al и др.).



# Основания



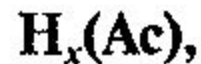
Необходимо особенно подчеркнуть *способность растворов щелочей реагировать с некоторыми неметаллами* (галогенами, серой, белым фосфором, кремнием):



# Кислоты



**Кислоты** — это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла. Общая формула кислот:



где Ac — кислотный остаток (от англ. *acid* — кислота);  $x$  — число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

Примеры кислот:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$

# Кислоты



## Кислоты

### а) Бескислородные кислоты

*Название бескислородной кислоты = Название элемента + соединительная гласная «-о-» + «водородная кислота»*

*Название кислотного остатка бескислородной кислоты = Название элемента + окончание «-ид».*

# Кислоты



## Формулы и названия бескислородных кислот и кислотных остатков

HF	Фтороводородная кислота	-F	Фторид
HCl	Хлороводородная кислота	-Cl	Хлорид
HBr	Бромоводородная кислота	-Br	Бромид
HI	Йодоводородная кислота	-I	Йодид
H <sub>2</sub> S	Сероводородная кислота	=S	Сульфид
HCN	Циановодородная кислота	-CN	Цианид



# Кислоты



## б) Оксокислоты.

Обычно названия кислородных кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления неметалла равна номеру группы. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*, *-оватистая*:

$\text{HClO}_4$  – хлорная кислота

$\text{HClO}_3$  – хлорноватая кислота

$\text{HClO}_2$  – хлористая кислота

$\text{HClO}$  – хлорноватистая кислота

$\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота

$\text{H}_3\text{AsO}_4$  – мышьяковая кислота

$\text{HNO}_3$  – азотная кислота

$\text{HNO}_2$  – азотистая кислота

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная кислота

$\text{H}_2\text{SO}_3$  – сернистая кислота

## Формулы и названия кислородсодержащих кислот и кислотных остатков

$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угольная кислота	$= \text{CO}_3$	Карбона́т
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Кре́мниевая кислота	$= \text{SiO}_3$	Силика́т
$\text{HNO}_3$	Азо́тная кислота	$- \text{NO}_3$	Нитра́т
$\text{HNO}_2$	Азо́тистая кислота	$- \text{NO}_2$	Нитри́т
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фо́сфорная кислота	$\equiv \text{PO}_4$	Фосфа́т
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фо́сфористая кислота	$\equiv \text{PO}_3$	Фосфи́т
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Се́рная кислота	$= \text{SO}_4$	Сульфáт
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Се́рнистая кислота	$= \text{SO}_3$	Сульфи́т
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хро́мовая кислота	$= \text{CrO}_4$	Хрома́т
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихро́мовая кислота	$= \text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихрома́т
$\text{HClO}$	Хлорновáтистая кислота	$- \text{ClO}$	Гипохлори́т
$\text{HClO}_2$	Хло́ристая кислота	$- \text{ClO}_2$	Хлори́т
$\text{HClO}_3$	Хлорновáтая кислота	$- \text{ClO}_3$	Хлора́т
$\text{HClO}_4$	Хло́рная кислота	$- \text{ClO}_4$	Перхлора́т
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцо́вистая кислота	$= \text{MnO}_4$	Манганáт
$\text{HMnO}_4$	Марганцо́вая кислота	$- \text{MnO}_4$	Перманганáт

# Кислоты



## □ Классификация

По содержанию атомов кислорода в молекуле:

- **бескислородные**, молекулы которых не содержат атомов кислорода:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и др.;
- **кислородсодержащие**, молекулы которых содержат атомы кислорода:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и др.

По основности:

- **одноосновные**, молекулы которых содержат один атом водорода:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCN}$  и др.;
- **двухосновные**, молекулы которых содержат два атома водорода:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и др.;
- **трехосновные**, молекулы которых содержат три атома водорода:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  и др.;
- **четырёхосновные**:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  и др.

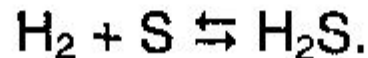
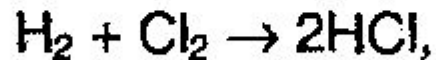
# Кислоты



## □ Получение и свойства кислот

Получение:

1. Бескислородные кислоты могут быть получены *при непосредственном соединении неметаллов с водородом*

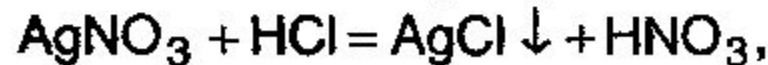
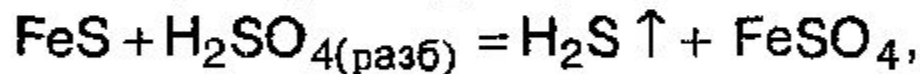
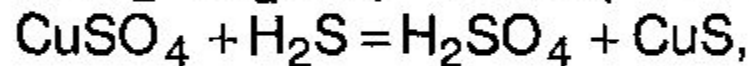
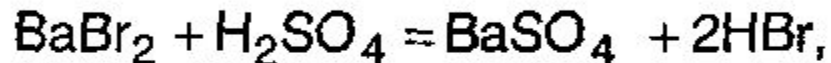


2. Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены *при взаимодействии кислотных оксидов с водой*

# Кислоты



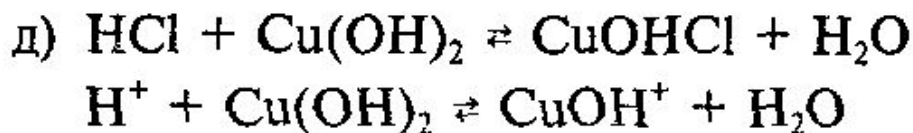
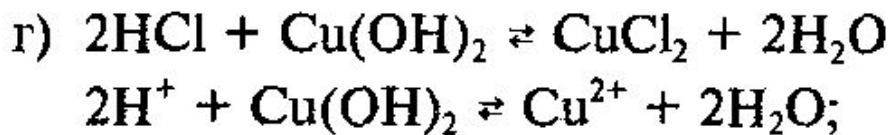
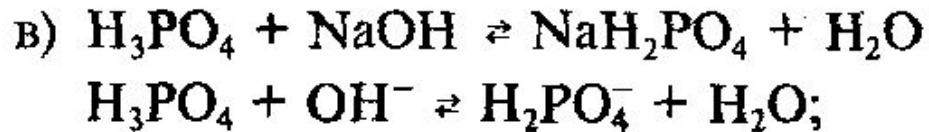
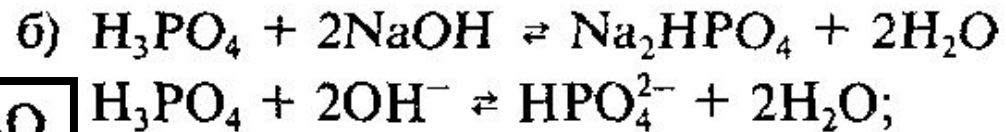
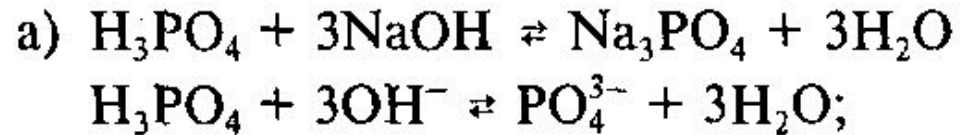
3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить *по реакциям обмена* между солями и другими кислотами:



# Кислоты

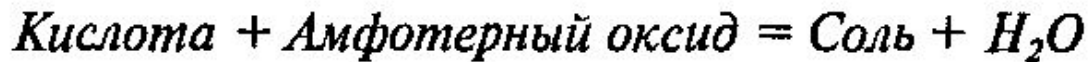
## Химические свойства кислот:

Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).

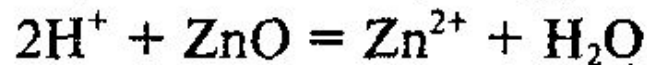
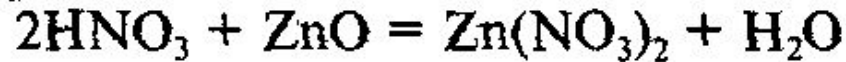


# Кислоты

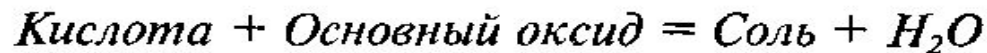
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды.



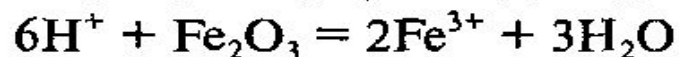
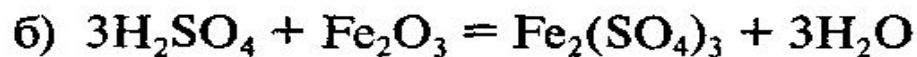
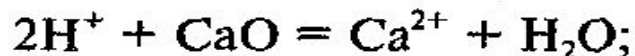
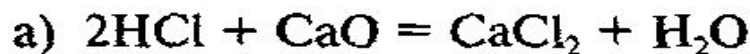
Например:



3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды.



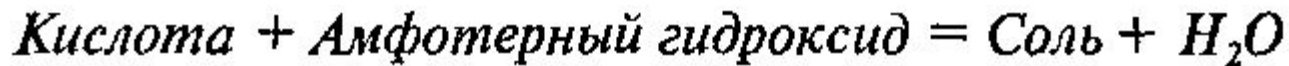
Например:



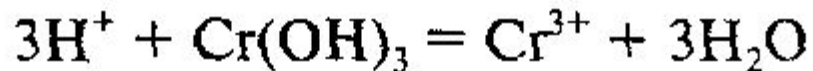
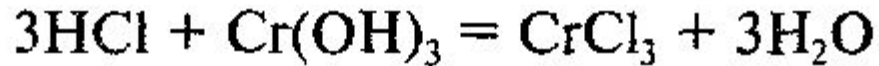
# Кислоты



Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды.



Например:



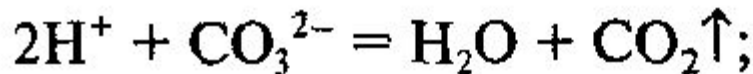
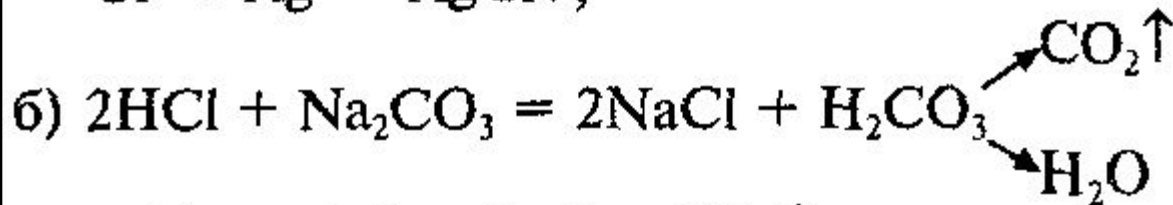
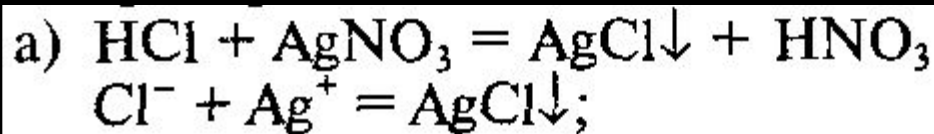


# Кислоты



Кислоты взаимодействуют с некоторыми нормальными солями с образованием новой соли и новой кислоты. Эти реакции возможны в том случае, если в результате их образуется нерастворимая соль или более слабая кислота, чем исходная.

*Кислота + Соль = Соль + Кислота*

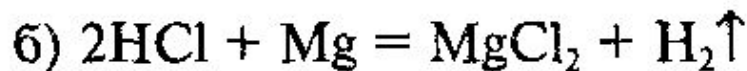
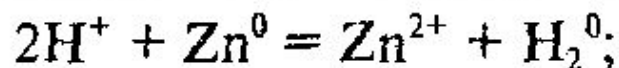
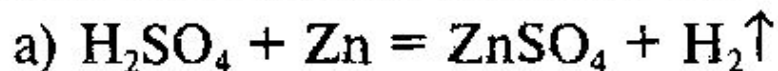


# Кислоты



Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла.

Разбавленная серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , хлороводородная кислота  $\text{HCl}$  и другие взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода. В результате реакции образуются соль и газообразный водород. Например:

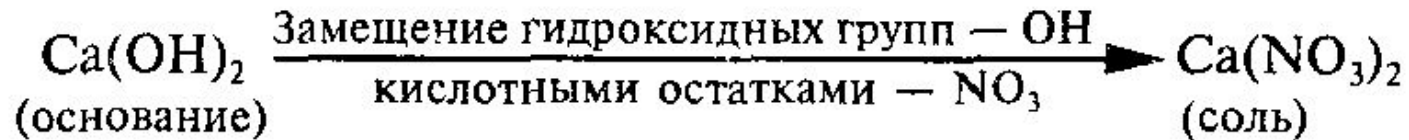
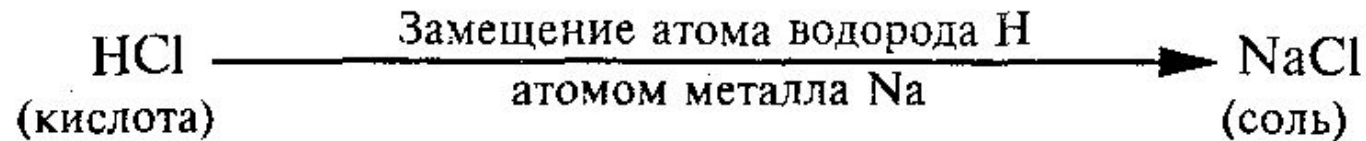


Указанные кислоты не взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений правее водорода. Например:  $\text{Ag} + \text{HCl} \neq$ .

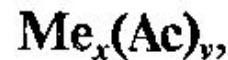
# Соли



**Соли** — это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксидных групп в молекулах оснований кислотными остатками. Например:



Состав нормальных солей выражается общей формулой:



где  $x$  — число атомов металла;  $y$  — число кислотных остатков.

# Соли



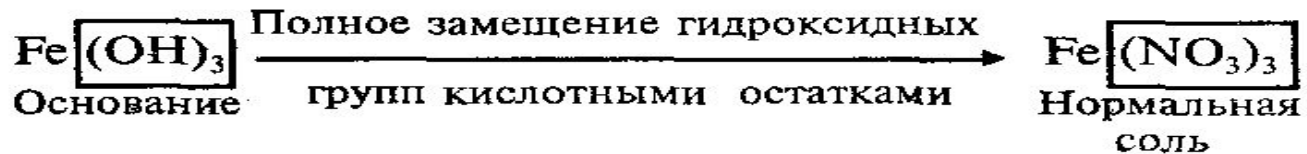
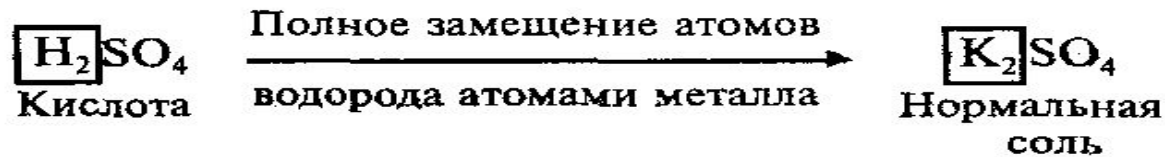
## □ Классификация

- Нормальные (средние) соли
- Кислые соли
- Основные соли

# Соли



Нормальные (средние) соли — это продукты *полного замещения* атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, или продукты *полного замещения* гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками. Например:

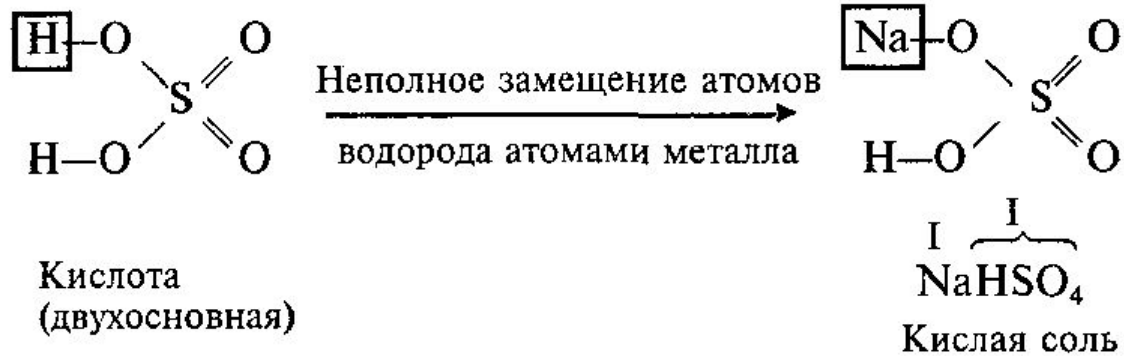


Номенклатура:

Название нормальной соли	=	Название кислотного остатка	+	Название металла (в род. пад.)	+	Название металла
--------------------------------	---	-----------------------------------	---	--------------------------------------	---	---------------------

# Соли

Кислые соли — это продукты *неполного замещения* атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла. Например:



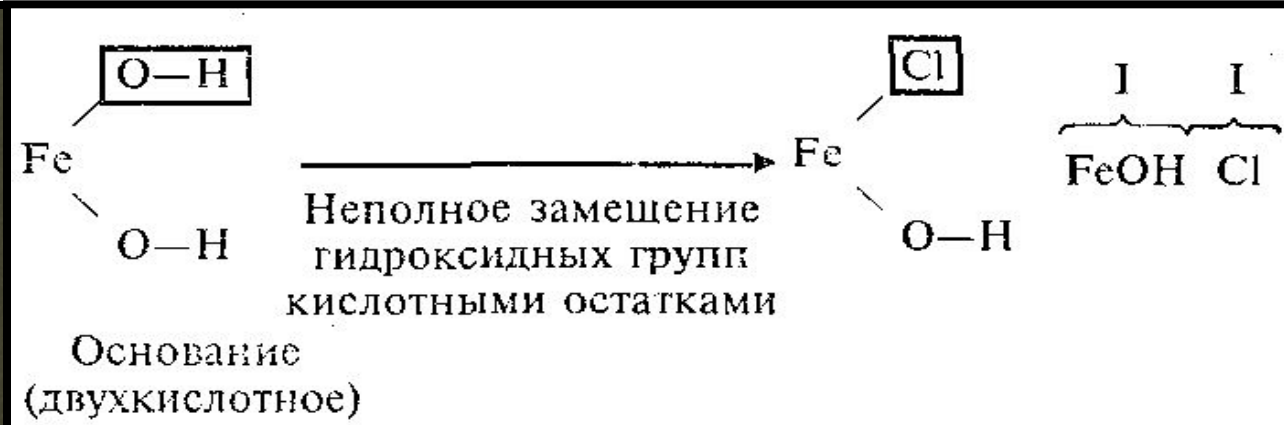
Номенклатура:

Название кислой соли	«Гидро» = или «дигидро»	Название + кислотного остатка	Название + металла (в род. пад.)	Валент- + ность металла
----------------------------	-------------------------------	-------------------------------------	--	-------------------------------

# Соли



Основные соли — это продукты *неполного замещения* гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например:



Номенклатура:

Название основной соли = «Гидроксо-» или «дигидроксо-» + название кислотного остатка + название металла (в род. пад.) + валентность металла

# Соли



## Получение и свойства солей

Получение:

### Основные способы получения солей

	Неметалл	Кислотный оксид	Кислота	Соль
Металл	Соль (10)	—	Соль + ... (8)	Соль + металл (9)
Основный оксид	—	Соль (4)	Соль + вода (3)	—
Основание	—	Соль + вода (2)	Соль + вода (1)	Соль + основание (5)
Соль	—	—	Соль + кислота (6)	Соль + соль (7)



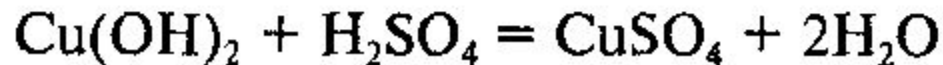
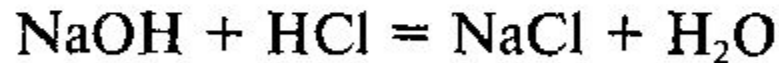
# Соли



1. Взаимодействие оснований с кислотами:

*Основание + Кислота = Соль + Вода*

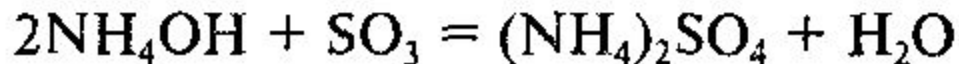
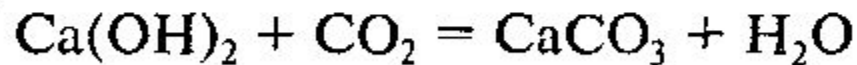
Например:



2. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:

*Основание + Кислотный оксид = Соль + Вода*

Например:



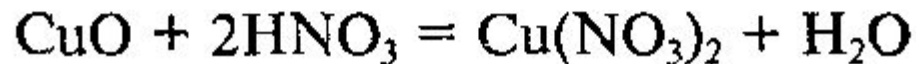
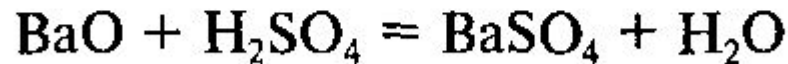
# Соли



3. Взаимодействие основных оксидов с кислотами:

*Основный оксид + Кислота = Соль + Вода*

Например:



4. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами:

*Основный оксид + Кислотный оксид = Соль*

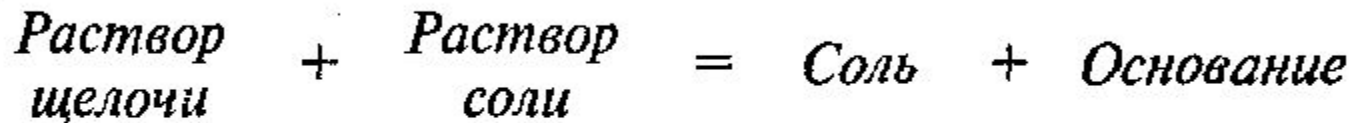
Например:



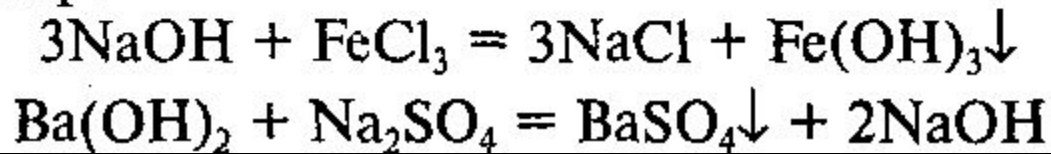
# Соли



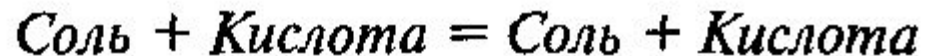
5. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с солями:



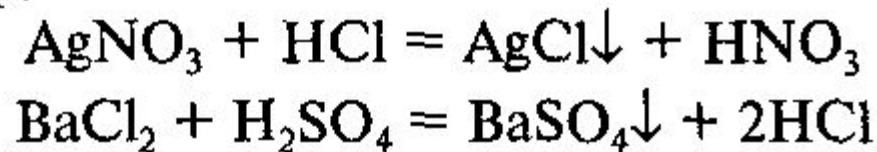
Например:



6. Взаимодействие солей с кислотами:



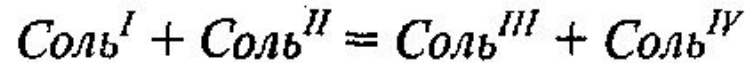
Например:



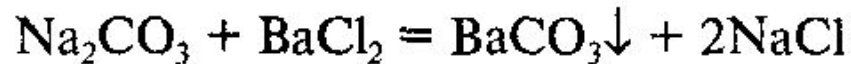
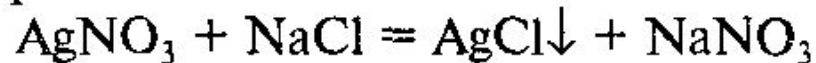
# Соли



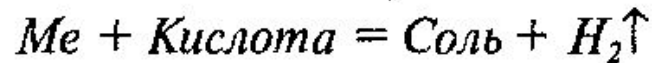
7. Взаимодействие двух солей между собой:



Например:

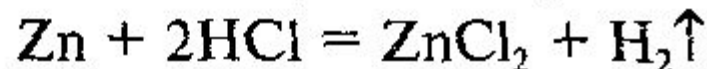
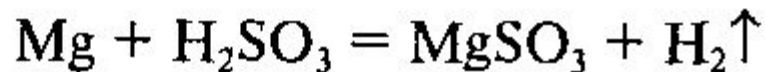


8. Взаимодействие металлов с кислотами:



Водород выделяется при взаимодействии металлов со всеми кислотами, кроме азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  и концентрированной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Например:



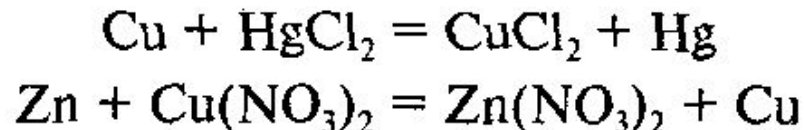
# Соли



9. Взаимодействие металлов с растворами солей:



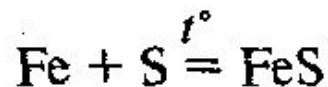
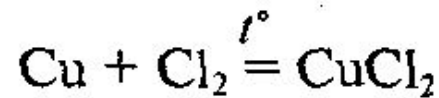
Me(1) должен быть более активным металлом, чем Me(2).  
Например:



10. Взаимодействие металлов с неметаллами



Например:

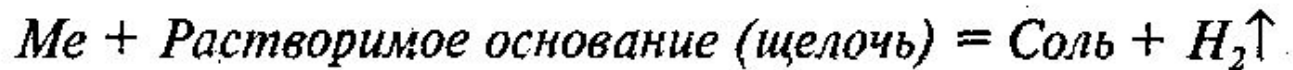


# Соли

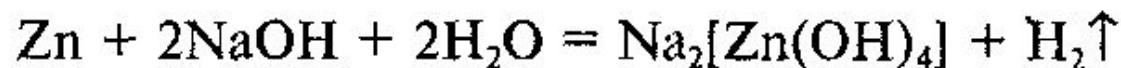


Частные способы получения солей:

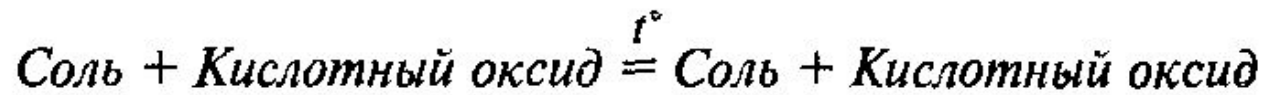
1. Взаимодействие металлов, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными, с растворимыми основаниями (щелочами):



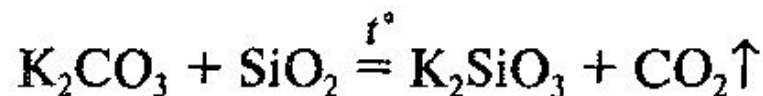
Например:



2. Сплавление солей с некоторыми кислотными оксидами:



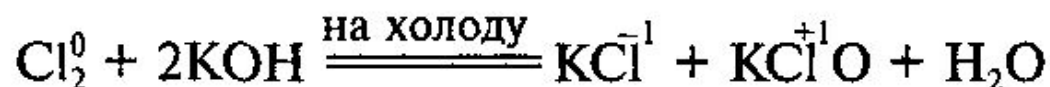
Например:



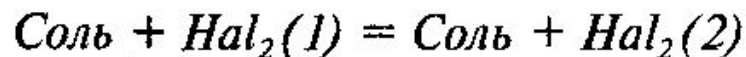
# Соли



3. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с галогенами:

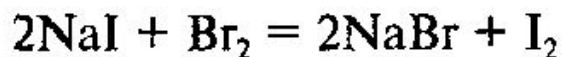
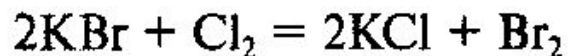


4. Взаимодействие галогенидов с галогенами:



$\text{Hal}_2(1)$  — более активный, чем  $\text{Hal}_2(2)$ .

Окислительная активность галогенов уменьшается в ряду:  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ .



# Соли



## Химические свойства:

1. Растворимые соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

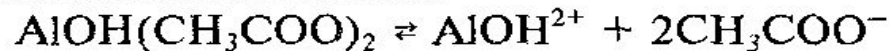
а) средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



б) кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы:



в) основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков:

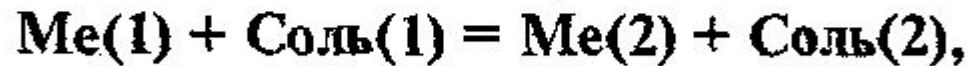




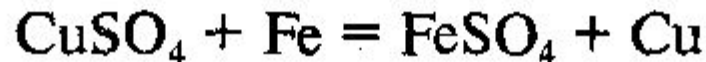
# Соли



2. Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений.



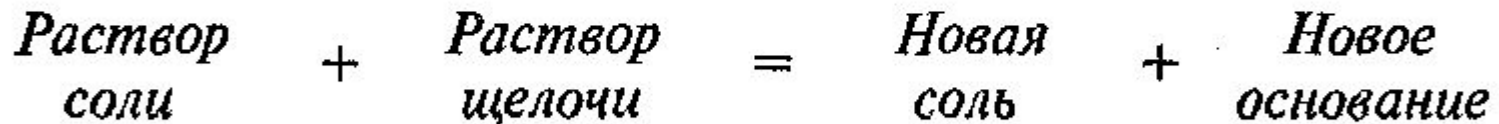
где Me(1) — более активный металл, чем Me(2).



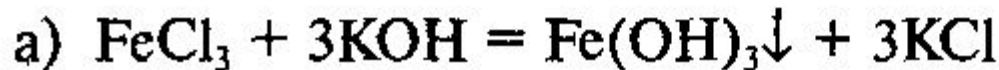
# Соли



3. Растворы солей взаимодействуют со щелочами с образованием новой соли и нового основания. Реакция возможна, если образующееся основание или образующаяся соль выпадают в осадок.



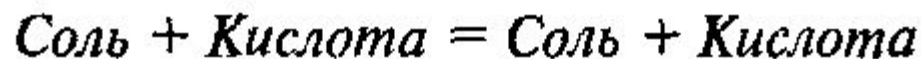
Например:



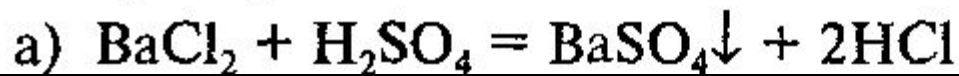
# Соли



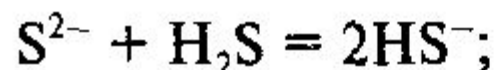
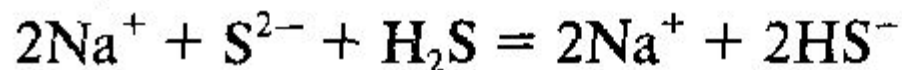
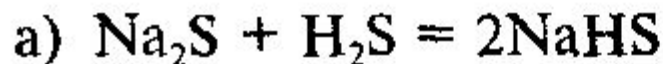
4. Соли взаимодействуют с кислотами с образованием новой более слабой кислоты или новой нерастворимой соли.



Например:



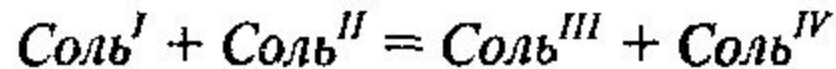
При взаимодействии соли с кислотой, образующей данную соль, получается кислая соль (это возможно в том случае, если соль образована многоосновной кислотой). Например:



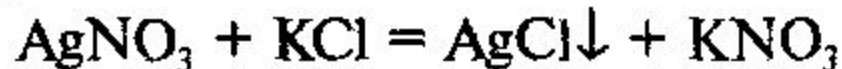
# Соли



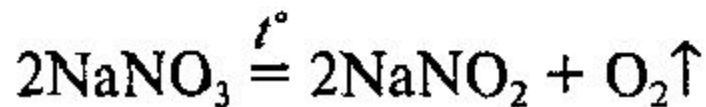
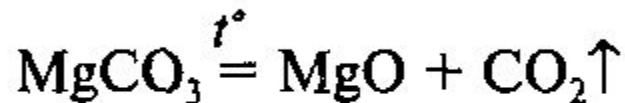
5. Соли могут взаимодействовать между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок.



Например:



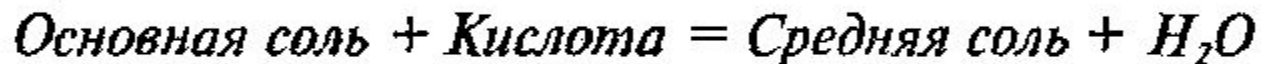
6. Многие соли разлагаются при нагревании.



# Соли



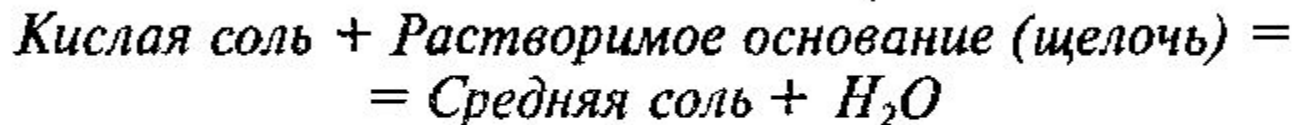
7. Основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средних солей и воды.



Например:



8. Кислые соли взаимодействуют с растворимыми основаниями (щелочами) с образованием средних солей и воды.



Например:



*Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений*

