

# ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



# Классификация реакций в неорганической химии

Тип реакции	Схема реакции	Примеры реакций
Соединение	$A + B = AB$	1) $Ca^0 + Cl_2^0 = Ca^{2+}Cl_2^-$ (ОВР) 2) $CaO + CO_2 = CaCO_3$
Разложение	$AB = A + B$	1) $2Ag_2O = 4Ag + O_2$ (ОВР) 2) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
Обмен	$AB + CD = AD + CB$	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$
Замещение	$AB + C = CB + A$	$Zn + Pb(NO_3)_2 = Pb + Zn(NO_3)_2$ (ОВР)

# ОКСИДЫ (ОКИСЛЫ)

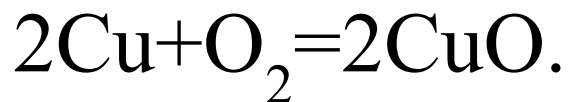
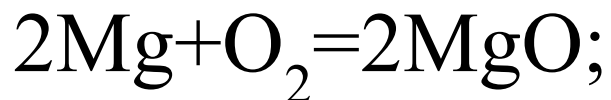
- *сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления, равной -2.*
- **Общая формула любого оксида -  $\text{ЭхОу}^{-2}$ .**
- **Различают *солеобразующие* (основные:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{FeO}$ ; амфотерные:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; кислотные:  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ) и *несолеобразующие*:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$  оксиды.**
- **Элементы с переменной степенью окисления образуют несколько оксидов ( $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ). В высшем оксиде, как правило, элемент находится в степени окисления, равной номеру группы.**

- По современной международной номенклатуре названия оксидов составляют следующим образом: слово «оксид», далее русское название элемента в родительном падеже, степень окисления элемента (если она переменна).
- Например:  $\text{FeO}$  – оксид железа (II),  $\text{P}_2\text{O}_5$  – оксид фосфора (V).

- **Основные оксиды** это те, которым соответствуют гидроксиды – основания. Основными называют оксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием соли и воды. Основные оксиды образуются только металлами в степени окисления +1, +2 (иногда +3), например: BaO, SrO, FeO, MnO, CrO, Li<sub>2</sub>O, Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ag<sub>2</sub>O.

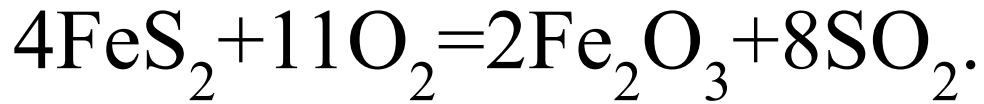
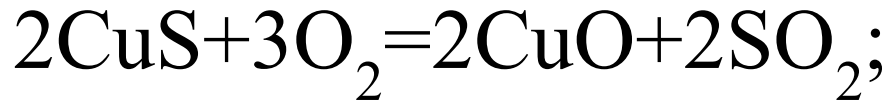
# Получение основных оксидов:

1) Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:

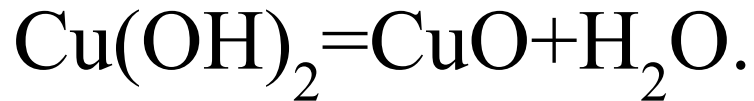


Этот метод практически неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды, поэтому оксиды  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  крайне труднодоступны.

2) Обжиг сульфидов:

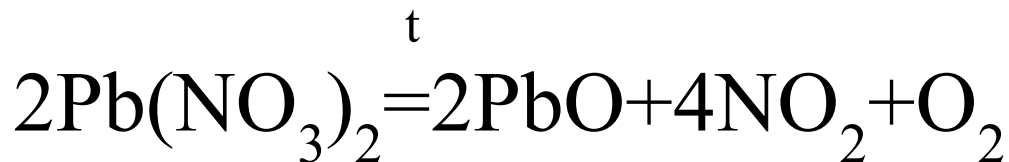
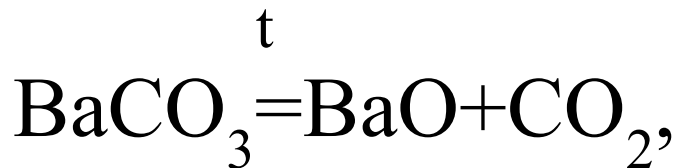


3) Разложение гидроксидов:



Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

4) Разложение солей некоторых кислородсодержащих кислот:



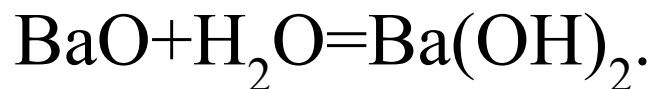
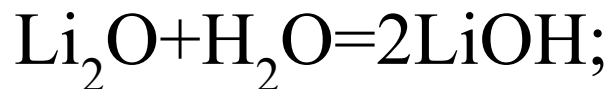
# Свойства основных оксидов

- Большинство основных оксидов представляет собой твердые кристаллические вещества ионного характера; в узлах кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с ионами  $O^{2-}$ , поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.
- Отметим одну характерную для оксидов особенность. Близость ионных радиусов многих ионов металлов приводит к тому, что в кристаллической решетке оксидов часть ионов одного металла может быть заменена на ионы другого металла. Это приводит к тому, что для оксидов часто не выполняется закон постоянства состава, и могут существовать смешанные оксиды переменного состава.



## 1) Отношение к воде.

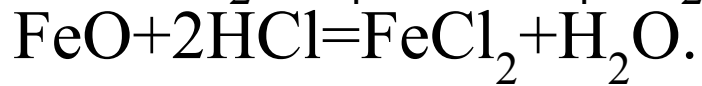
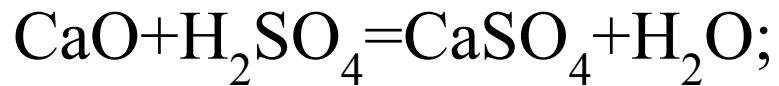
Процесс присоединения воды называется гидратацией, а образующееся вещество – гидроксидом. Из основных оксидов с водой взаимодействуют только оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra).



Большинство же основных оксидов в воде не растворяются и не взаимодействуют с ней.

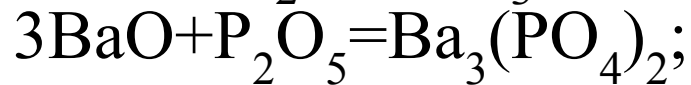
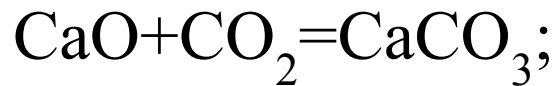
Соответствующие их гидроксиды получают косвенным путем – действием щелочей на соли

2) Отношение к кислотам.

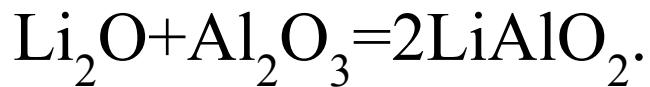


3) Отношение к кислотным и амфотерным оксидам.

Основные оксиды щелочных и щелочноземельных металлов при сплавлении взаимодействуют с твердыми кислотными и амфотерными оксидами, а также с газообразными кислотными оксидами при обычных условиях.



сплавление



сплавление

Основные оксиды менее активных металлов взаимодействуют только с твердыми кислотными оксидами при сплавлении.

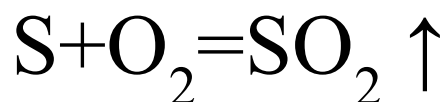
**Кислотные оксиды** - оксиды, которые при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду. Кислотным оксидам соответствуют гидроксиды – кислоты. Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов в различных степенях окисления, либо оксиды металлов в высокой степени окисления (+4 и выше).

Примеры:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ .

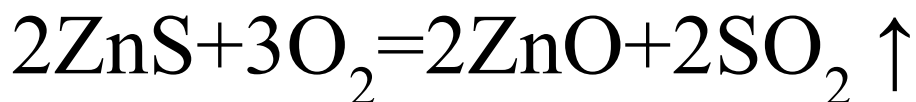
Химическая связь в кислотных оксидах – ковалентная полярная. При обычных условиях кислотные оксиды неметаллов могут быть газообразными ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ), жидкими ( $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ), твердыми ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ).

# Получение кислотных оксидов

1) Окисление неметаллов:



2) Окисление сульфидов:



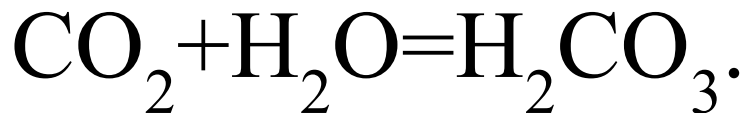
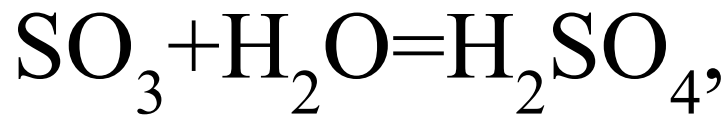
3) Вытеснение непрочных слабых кислот из их солей:



# Свойства кислотных оксидов

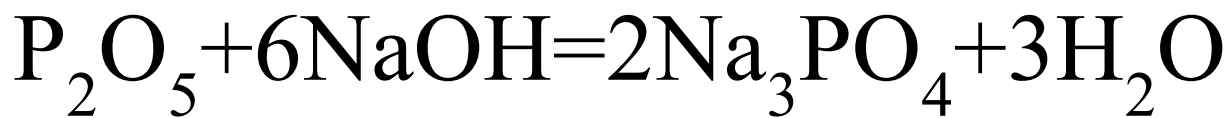
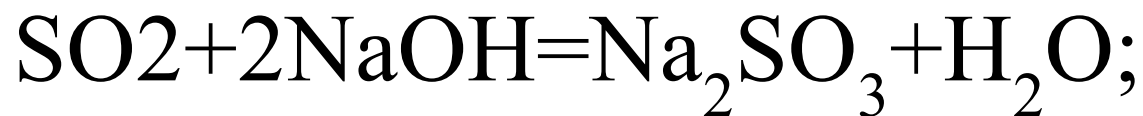
1) Отношение к воде.

Большинство кислотных оксидов растворяются в воде, вступая с ней в химическое взаимодействие и образуя кислоты:



2) Отношение к основаниям.

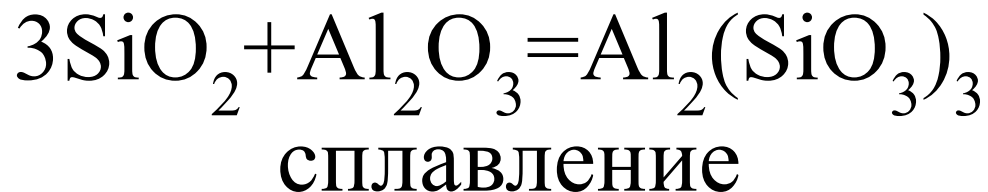
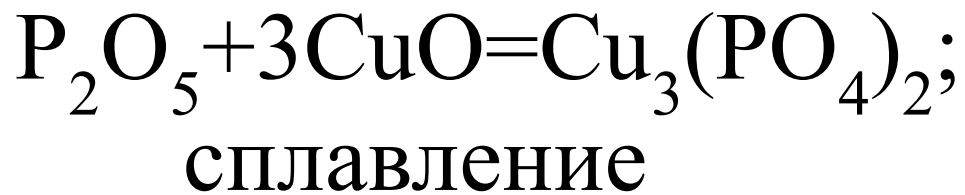
Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями – щелочами, образуя соль и воду.



сплавление

3) Отношение к основным и амфотерным оксидам.

Твердые кислотные оксиды взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами при сплавлении. Жидкие и газообразные оксиды взаимодействуют с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов при обычных условиях.

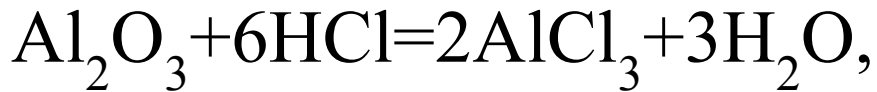


- **Амфотерные оксиды** взаимодействуют и с кислотами и со щелочами, проявляя свойства кислотных и основных оксидов. Им соответствуют амфотерные гидроксиды. Все они твердые вещества, нерастворимые в воде. Примеры амфотерных оксидов:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ .

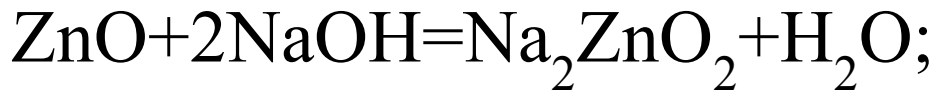


# Свойства амфотерных оксидов

Амфотерные оксиды реагируют с кислотами как основные:

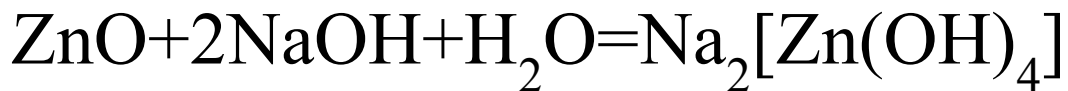


а со щелочами – как кислотные. Состав продуктов реакции зависит от условий. При сплавлении:



Цинкат натрия

В растворе щелочи образуется растворимая комплексная соль, содержащая гидроксокомплексный ион:



Тетрагидроксицинкат натрия

***Несолеобразующие оксиды*** – это оксиды неметаллов, которым не соответствуют гидроксиды и соли. Примеры:  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}$ .

Оксиды широко распространены в природе. Так вода – самый распространенный оксид покрывает 71% поверхности планеты. Оксид кремния (IV) в виде 400 разновидностей кварца составляет 12% от массы земной коры. Оксид углерода (IV) (углекислый газ) содержится в атмосфере - 0,03% по объему, а также в природных водах. Важнейшие руды: гематит, магнетит, бурый железняк состоят из различных оксидов железа. Бокситы содержат оксид алюминия, и т.д.

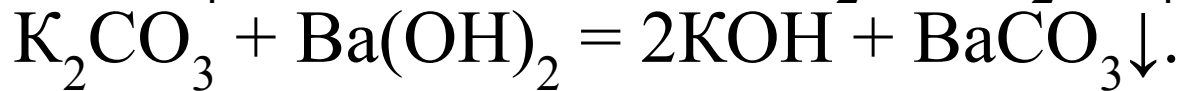
- **ОСНОВАНИЯ** – сложные вещества, в которых на атом металла приходится одна или несколько гидроксогрупп  $\text{OH}^-$ . Степень окисления атомов металла обычно +1, +2 (реже +3). Общая формула оснований  $\text{Me}(\text{OH})_x$ , где  $x$  – число гидроксогрупп – кислотность основания. ( $\text{MeOH}$  – однокислотное,  $\text{Me}(\text{OH})_2$  – двухкислотное,  $\text{Me}(\text{OH})_3$  – трехкислотное основание).
- Названия основаниям дают следующим образом: «гидроксид», затем русское название металла в родительном падеже, а в скобках римскими цифрами – степень окисления, если она переменная. Например:  $\text{KOH}$  – гидроксид калия,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  – гидроксид никеля(II).
- При обычных условиях основания – твердые вещества, кроме гидроксида аммония – водного раствора аммиака  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $\text{NH}_4^+$  – ион аммония, входящий в состав солей аммония).

- *Классификация оснований.* В зависимости от отношения к воде основания делятся на *растворимые (щелочи)* и *нерастворимые*. К растворимым основаниям - щелочам относятся только гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{FrOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ra}(\text{OH})_2$ ) а также водный раствор аммиака. Все остальные основания практически нерастворимы в воде.
- С точки зрения теории электролитической диссоциации основания – электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием в качестве анионов только гидроксид-ионов:
- $\text{Me}(\text{OH})_x \rightleftharpoons \text{Me}x^+ + x\text{OH}^-$ .
- Наличие в растворе ионов гидроксида определяют с помощью индикаторов: лакмуса (синий), фенолфталеина (малиновый), метилоранжа (желтый). Нерастворимые основания не меняют окраски индикаторов.

## • *Получение и свойства оснований*

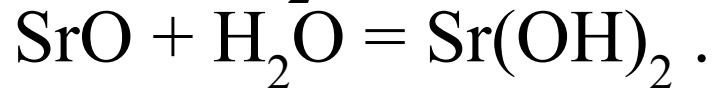
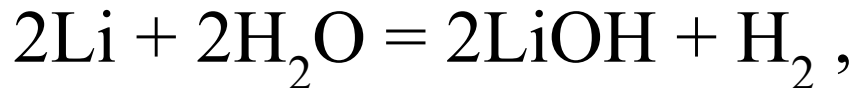
### а) получение оснований.

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



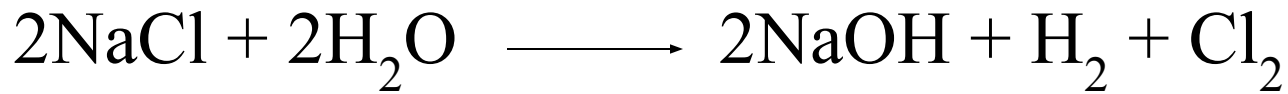
При получении этим методом растворимых оснований в осадок выпадает нерастворимая соль.

2) Щелочи могут быть также получены взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:



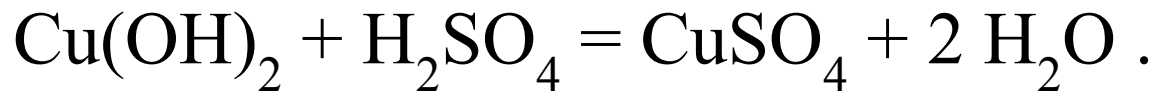
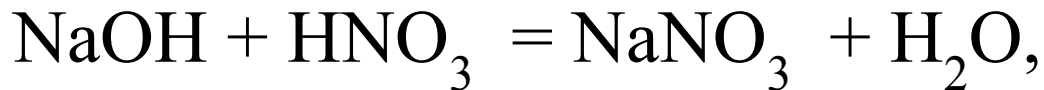
3) Щелочи в технике обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:

эл. ток



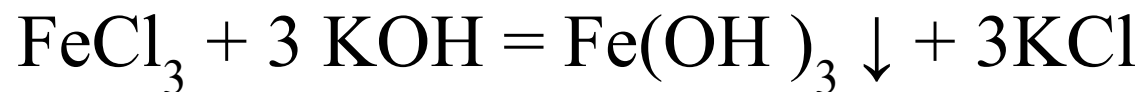
б) химические свойства оснований.

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

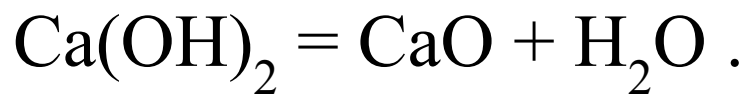
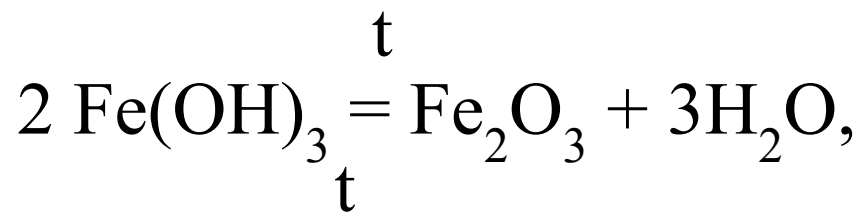


2) Выше было показано, как щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами.

3) При взаимодействии щелочей с растворимыми солями образуется новая соль и новое основание. Такая реакция идет до конца только в том случае, когда хотя бы одно из полученных веществ выпадает в осадок.



4) При нагревании большинство оснований, за исключением гидроксидов щелочных металлов, разлагаются на соответствующий оксид и воду:

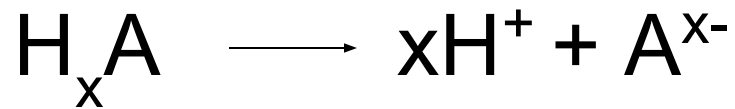


- **КИСЛОТЫ** – сложные вещества, молекулы которых состоят из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Состав кислот может быть выражен общей формулой  $H_xA$ , где  $A$  – кислотный остаток. Атомы водорода в кислотах способны замещаться или обмениваться на атомы металлов, при этом образуются соли.
- Если кислота содержит один такой атом водорода, то это одноосновная кислота ( $HCl$  - соляная,  $HNO_3$  - азотная,  $HClO$  - хлорноватистая,  $CH_3COOH$  - уксусная); два атома водорода - двухосновные кислоты:  $H_2SO_4$  – серная,  $H_2S$  - сероводородная; три атома водорода - трехосновные:  $H_3PO_4$  – ортофосфорная,  $H_3AsO_4$  – ортомышьяковая.



- В зависимости от состава кислотного остатка кислоты подразделяют на бескислородные ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ) и кислородсодержащие ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ). В молекулах кислородсодержащих кислот атомы водорода связаны через кислород с центральным атомом:  $\text{H} - \text{O} - \text{Э}$ . Названия бескислородных кислот образуются из корня русского названия неметалла, соединительной гласной *-о-* и слова «водородная» ( $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная).
- Названия кислородсодержащим кислотам дают так: если неметалл (реже металл), входящий в состав кислотного остатка, находится в высшей степени окисления, то к корню русского названия элемента добавляют суффиксы *-н-*, *-ев-*, или *-ов-* и далее окончание *-ая-* ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  – хромовая). Если степень окисления центрального атома ниже, то используется суффикс *-ист-* ( $\text{H}_2\text{SO}_3$  – сернистая). Если неметалл образует ряд кислот, используют и другие суффиксы ( $\text{HClO}$  – хлорноватистая,  $\text{HClO}_2$  – хлористая,  $\text{HClO}_3$  – хлорноватая,  $\text{HClO}_4$  – хлорная).

С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислоты – электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием в качестве катионов только ионов водорода:

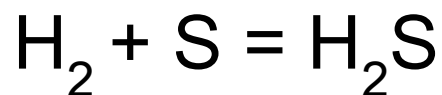
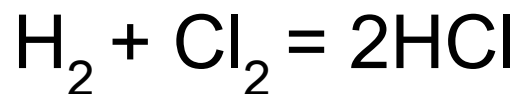


Наличием  $\text{H}^+$  - ионов обусловлено изменение окраски индикаторов в растворах кислот: лакмус (красный), метилоранж (розовый).

- ***Получение и свойства кислот***

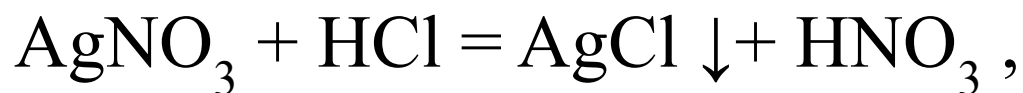
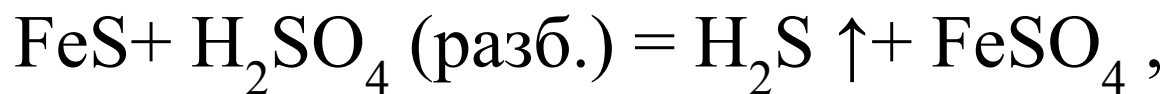
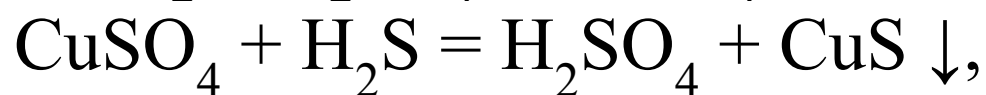
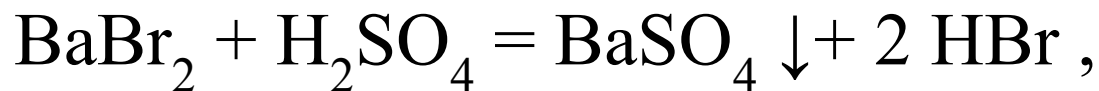
а) получение кислот.

1) Бескислородные кислоты могут быть получены при непосредственном соединении неметаллов с водородом и последующим растворением соответствующих газов в воде:

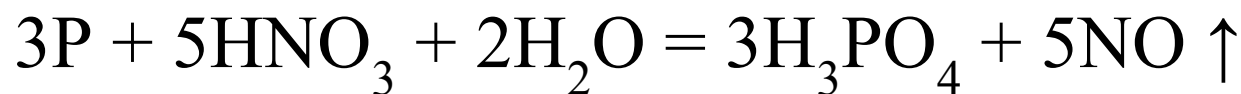


2) Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

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

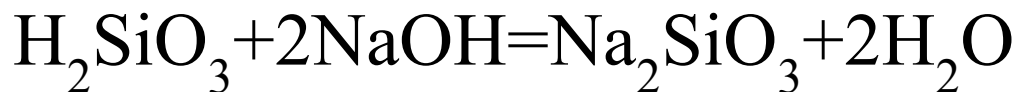


4) В ряде случаев для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции:



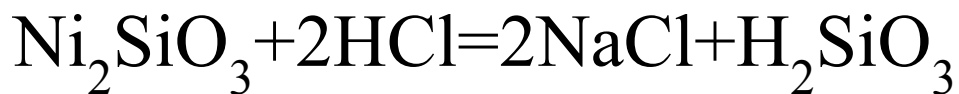
б) химические свойства кислот.

1) Кислоты взаимодействуют с основаниями и амфотерными гидроксидами. При этом практически нерастворимые кислоты ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) могут реагировать только с растворимыми щелочами.

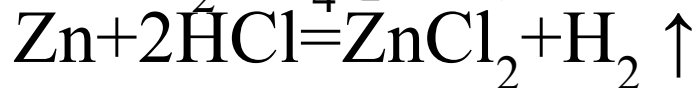
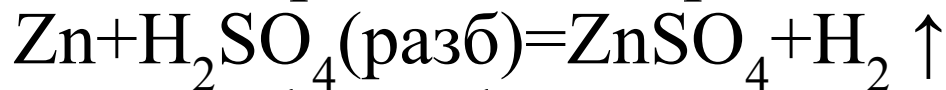


2) Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами рассмотрено выше.

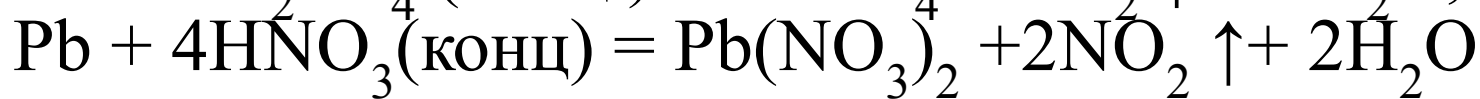
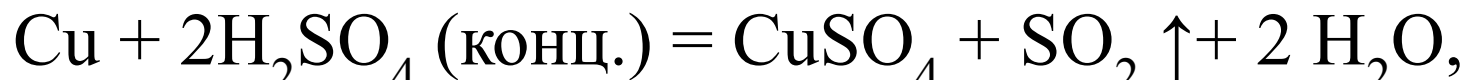
3) Взаимодействие кислот с солями – это обменная реакция с образованием соли и воды. Эта реакция идет до конца, если продуктом реакции является нерастворимое или летучее вещество, либо слабый электролит.



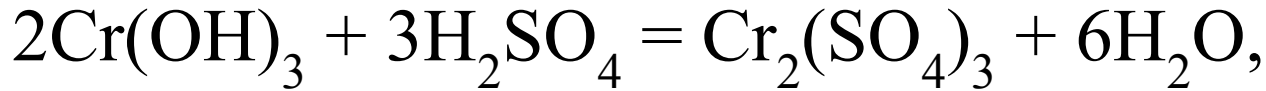
4) Взаимодействие кислот с металлами – окислительно-восстановительный процесс. Восстановитель – металл, окислитель – ионы водорода (кислоты-неокислители: HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (разбавл), H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) или анион кислотного остатка (кислоты-окислители: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц), HNO<sub>3</sub> (конц и разб)). Продуктами реакции взаимодействия кислот-неокислителей с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, являются соль и газообразный водород:



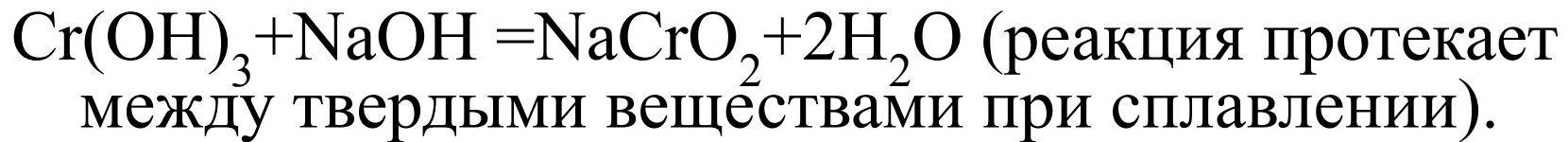
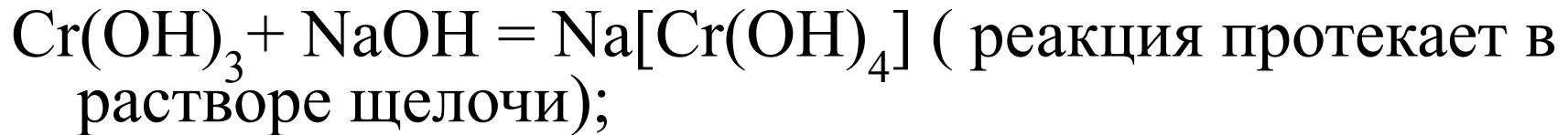
Кислоты окислители взаимодействуют почти со всеми металлами, включая и малоактивные (Cu, Hg, Ag), при этом образуются продукты восстановления аниона кислоты, соль и вода:



**АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ** проявляют кислотно-основную двойственность: с кислотами они реагируют как основания:

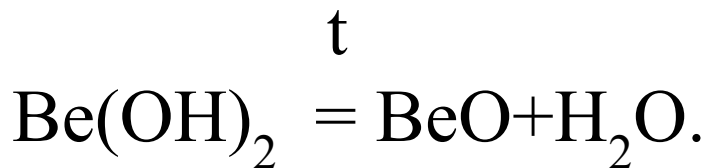


а с основаниями – как кислоты:



С сильными кислотами и основаниями амфотерные гидроксиды образуют соли.

Как и другие нерастворимые гидроксиды, амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании на оксид и воду:



**СОЛИ** – ионные соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов кислотных остатков. Любую соль можно рассматривать как продукт реакции нейтрализации основания кислотой. В зависимости от того, в каком соотношении взяты кислота и основание, получаются соли: *средние* ( $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ) – продукт полной нейтрализации основания кислотой, *кислые* ( $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ) – при избытке кислоты, *основные* ( $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ ) – при избытке основания.

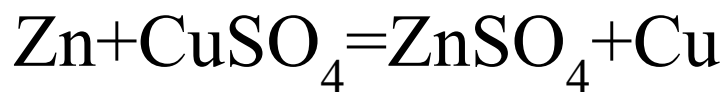
Названия солей по международной номенклатуре образуют из двух слов: названия аниона кислоты в именительном падеже и катиона металла в родительном с указанием степени его окисления, если она переменная, римской цифрой в скобках. Например:  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  – сульфат хрома (III),  $\text{AlCl}_3$  – хлорид алюминия. Названия кислых солей образуют добавлением слова *гидро-* или *дигидро-* (в зависимости от числа атомов водорода в гидроанионе):  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – гидрокарбонат кальция,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат натрия. Названия основных солей образуют добавлением слова *гидроксо-* или *дигидроксо-*:  $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$  – гидроксохлорид алюминия,  $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$  – дигидроксосульфат хрома(III).



## *Получение и свойства солей*

### а) химические свойства солей.

1) Взаимодействие солей с металлами – окислительно-восстановительный процесс. При этом металл, стоящий левее в электрохимическом ряду напряжений, вытесняет последующие из растворов их солей:

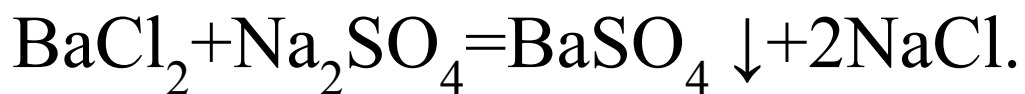


Щелочные и щелочноземельные металлы не используют для восстановления других металлов из водных растворов их солей, поскольку они взаимодействуют с водой, вытесняя водород:



2) Взаимодействие солей с кислотами и щелочами было рассмотрено выше.

3) Взаимодействие солей между собой в растворе протекают необратимо лишь в том случае, если один из продуктов – малорастворимое вещество:

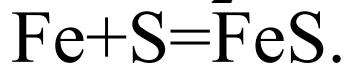
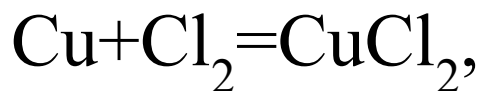


4) Гидролиз солей - обменное разложение некоторых солей водой. Гидролиз солей будет подробно рассмотрен в теме «электролитическая диссоциация».

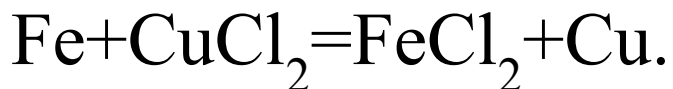
б) способы получения солей.

В лабораторной практике обычно используют следующие способы получения солей, основанные на химических свойствах различных классов соединений и простых веществ:

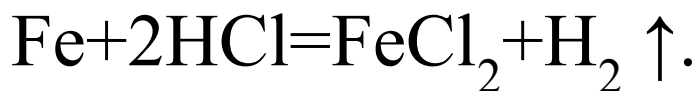
1) Взаимодействие металлов с неметаллами:



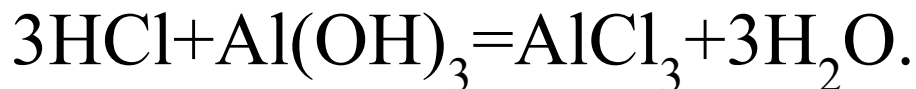
2) Взаимодействие металлов с растворами солей:



3) Взаимодействие металлов с кислотами:



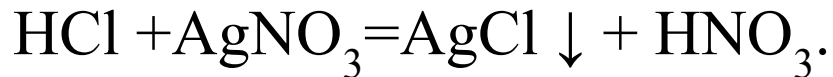
4) Взаимодействие кислот с основаниями и амфотерными гидроксидами:



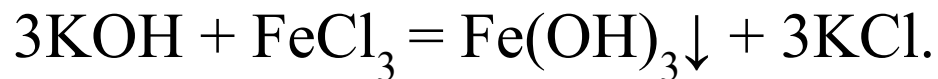
5) Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами:



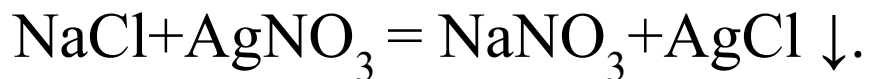
6) Взаимодействие кислот с солями:



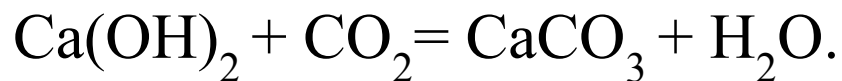
7) Взаимодействие щелочей с солями в растворе:



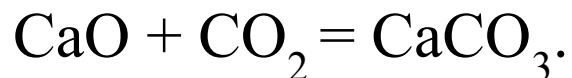
8) Взаимодействие двух солей в растворе:



9) Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:



10) Взаимодействие оксидов различного характера друг с другом:



Соли встречаются в природе в виде минералов и горных пород, в растворенном состоянии в воде океанов и морей.