

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ВВЕДЕНИЕ

В неорганической химии выделяют следующие классы соединений:

- ✓ оксиды;
- ✓ основания;
- ✓ кислоты;
- ✓ соли.

Основания и кислородсодержащие кислоты часто рассматривают как гидраты оксидов и объединяют в единый класс гидроксидов, имеющий основной или кислотный характер.

ОКСИДЫ

Оксидами называются бинарные (состоящие из двух элементов) соединения, в которых один из элементов – кислород, причём атомы кислорода не связаны друг с другом и находятся в степени окисления -2.

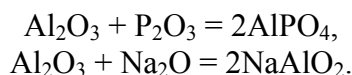
К оксидам относятся все соединения элементов с кислородом, кроме содержащих атомы O, соединённые друг с другом {пероксиды (Na₂O₂), надпероксиды (KO₂), озониды (KO₃)}, и соединения фтора с кислородом (OF₂ и другие). Последние следует называть не оксидами, а фторидами кислорода, так как степень окисления кислорода в этих соединениях положительная.

При обычных условиях (комнатная температура) большинство оксидов твёрдые вещества (например CaO, CuO, Fe₂O₃ и другие), некоторые являются жидкостями (H₂O, Cl₂O₇ и другие), а некоторые представляют собой газы (CO₂, SO₂, NO и другие). Химическая связь в оксидах ионная и ионно-ковалентная. Температуры плавления и кипения оксидов понижаются с возрастанием в них доли ковалентной связи.

Вследствие своей многочисленности, разнообразия в свойствах и широкой распространённости в природе оксиды представляют собой исключительно важный класс неорганических соединений.

Большинство оксидов солеобразующие. При солеобразовании, протекающим обычно при нагревании (например CaO + SiO₂ = CaSiO₃) степени окисления элементов не изменяются. Известны оксиды несолеобразующие, их немного, например NO, CO и другие. Эти оксиды не вступают в реакции образования солей.

Солеобразующие оксиды подразделяются на основные, кислотные и амфотерные. Элемент основного оксида (Li₂O, CaO, SrO и другие) при образовании соли (например, **BaO** + SO₃ = **BaSO**₄) становится катионом, элемент кислотного оксида (SO₃, NO₂, P₂O₅ и другие) входят в состав кислородсодержащего аниона соли. Например: **SiO**₂ + CaO = Ca**SiO**₃) Амфотерные оксиды (ZnO, Al₂O₃, BeO, Cr₂O₃ и другие) могут реагировать и как основные оксиды и как кислотные:



Уменьшение степени окисления элемента и увеличение радиуса его иона делает оксид более основным, наоборот, увеличение степени окисления и уменьшение ионного радиуса – более кислотным. Например: MnO – основной оксид; Mn₂O₇ – кислотный.

НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ

Названия оксидов образуются от слова «**оксид**» и названия элемента в родительном падеже:

CaO – оксид кальция

Li₂O – оксид лития

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия оксида в скобках указывают степень окисления элемента, образующего оксид:

N₂O – оксид азота (I),

NO – оксид азота (II),

N₂O₅ – оксид азота (V).

Кроме того, пользуются ещё и тривиальными названиями: CO₂ – углекислый газ (или диоксид углерода), CO – угарный газ (или монооксид углерода), SO₂ – сернистый газ (или оксид серы IV), CaO – негашеная известь (или оксид кальция) и т.д.

ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ

Дадим два разных определения основным оксидам:

- ◆ **ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ** – это оксиды, которым соответствуют основания.
- ◆ **ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ** – это оксиды, которые взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды.

Основными оксидами, как правило, являются оксиды металлов в невысоких степенях окисления (+1, +2). Исключением являются оксиды BeO и ZnO; эти оксиды амфотерны.

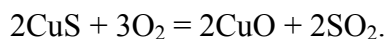
ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

1. Окисление металлов

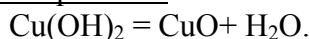


Этим методом нельзя получать оксиды щелочных металлов (кроме лития). Невозможно получить оксиды благородных металлов (Ag, Pt, Au и т.п.).

2. Обжиг сульфидов

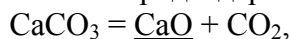


3. Разложение оснований при нагревании



Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов, очень сложно получить оксиды щёлочноземельных металлов, так как это требует очень высоких температур.

4. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот

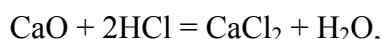


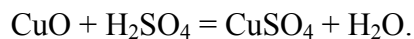
Отметим, что:

- а) соли щелочных металлов не разлагаются при нагревании с образованием оксидов;
- б) при нагревании солей благородных металлов их оксиды сами разлагаются на металл и кислород ($2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{O}_2 + 2\text{NO}_2$).

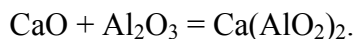
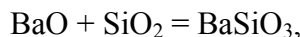
СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

1. Самой типичной реакцией основных оксидов является их взаимодействие с кислотами:

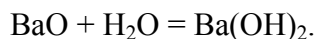




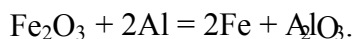
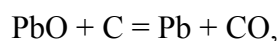
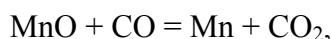
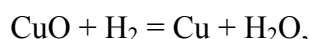
2. Основные оксиды взаимодействуют при нагревании с кислотными и амфотерными оксидами:



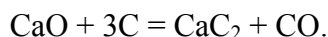
3. Некоторые основные оксиды взаимодействуют с водой и образуют соответствующие основания:



4. Основные оксиды, как и другие оксиды, могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях:



5. При сильном нагревании основных оксидов с углём часто образуются карбиды металлов:

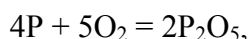
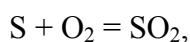


КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ

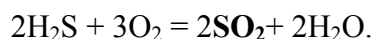
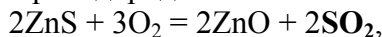
Кислотные оксиды – это оксиды, которым соответствуют кислоты. Их образуют неметаллы и некоторые металлы в тех случаях, когда проявляют высокие степени окисления: +5; +6; +7. Например: P_2O_5 ; CrO_3 , Mn_2O_7 .

Получение кислотных оксидов

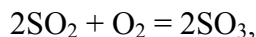
1. Окисление неметаллов:



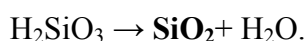
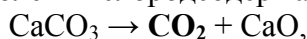
2. Окисление сульфидов и сероводорода:



3. Окисление оксидов неметаллов с переводом элемента, образующего оксид в более высокую степень окисления:

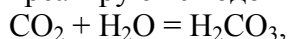


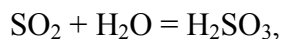
4. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот и некоторых кислот:



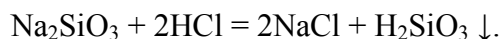
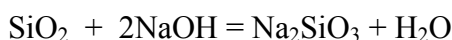
Свойства кислотных оксидов

1. Многие кислотные оксиды реагируют с водой с образованием кислот:

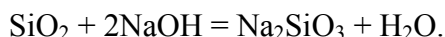
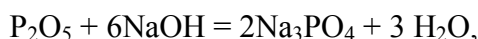
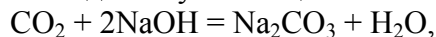




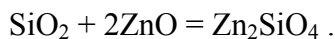
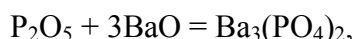
Но некоторые кислотные оксиды не взаимодействуют с водой, поэтому кислоты таких оксидов получают косвенными методами:



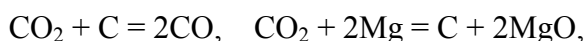
2. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей:



3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



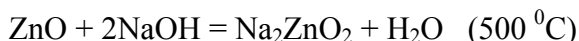
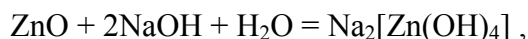
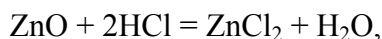
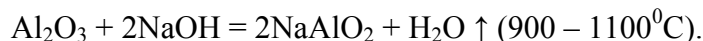
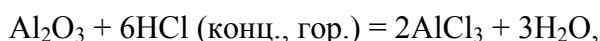
4. Кислотные оксиды, как и другие оксиды, участвуют в окислительно-восстановительных реакциях:



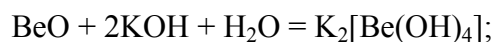
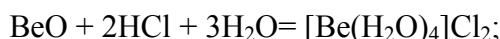
АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ

Амфотерные соединения – это такие соединения, которые в реакциях с кислотами проявляют основные свойства, а в реакциях с основаниями кислотные. Таким образом, амфотерные оксиды способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды. К амфотерным оксидам относятся Al_2O_3 , Cr_2O_3 , BeO , ZnO , PbO , SnO и некоторые другие.

Приведём примеры реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксида алюминия и оксида цинка:



Запишем уравнения химических реакций протекающих при нагревании и иллюстрирующих амфотерные свойства оксида бериллия:



Обычно у одних амфотерных оксидов более выражены кислотные свойства, а у других – основные.



1. Химические свойства можно дополнить таблицей (таблицы составлены Шикиным Д.)

Реактив	Оксиды		
	Основные	Кислотные	Амфотерные
Вода	Реагируют только те, чьи гидроксиды которых растворимы (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$	Реагируют все, кроме SiO_2 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$	Не реагируют, так как все не растворимы $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$
Оксид	Реагируют с кислотным и амфотерным оксидом $\text{CaO} + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2$	Реагируют с основным и амфотерным оксидом $\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CO}_3$; $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{SnO} \xrightarrow{t} \text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$	Реагируют с кислотным и основным оксидом $\text{SiO}_2 + \text{PbO} \xrightarrow{t} \text{PbSiO}_3$; $\text{CuO} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{CuZnO}_2$
Гидроксид	Реагируют с кислотой и амфотерным гидроксидом $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Реагируют с щелочью и амфотерным гидроксидом $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Sn}(\text{OH})_2 = \text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Реагируют с кислотами и щелочами $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{PbO} = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{NaOH} + \text{ZnO} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ОСНОВАНИЯ

Основания – это неорганические соединения металлов общей формулы $\text{Me}(\text{OH})_n$, где n – степень окисления металла. Например: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами. Это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH ; KOH ; NaOH ; RbOH ; CsOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

При комнатной температуре все основания – твёрдые вещества, исключая NH_4OH , который представляет собой водный раствор аммиака и в свободном виде не существует. Все основания делятся на две группы: хорошо растворимые в воде – щёлочи (это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов) и мало растворимые в воде, которые условно называют нерастворимыми ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и другие).

Кристаллические решетки гидроксидов щелочных и щелочно-земельных металлов содержат ионы OH^{1-} (это доказано физикохимическими методами анализа). Щелочи при растворении в воде подвергаются электролитической диссоциации с образованием гидратированных ионов OH^{1-} и аквакатионов металла. Гидроксиды щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Растворы щелочей мыльные на ощупь, разъедают кожу и ткани, поэтому их называют **едкими щелочами**. Для некоторых щелочей до сих пор употребляются старинные названия, такие как NaOH – едкий натр, KOH – едкое кали, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеная известь, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – едкий барит (или баритовая вода). гидроксиды

других металлов мало растворимы в воде и часто выделяются из водного раствора в виде гелей переменного состава, содержащих молекулы воды.

Особым является неорганическое соединение NH_4OH или $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. В составе этого соединения группа NH_4^+ (катион аммония) играет такую же роль, как однозарядный катион металла.

Номенклатура

Название основания образуется из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже, причём, если металл имеет разные степени окисления, то они указываются в скобках после названия:

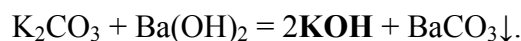
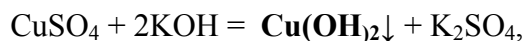
KOH – гидроксид калия,

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II),

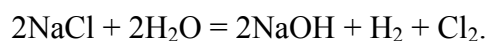
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Получение оснований

1. Общим методом получения как растворимых, так и нерастворимых оснований является реакция обмена:



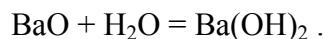
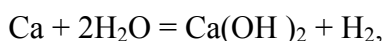
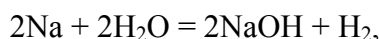
2. Щёлочи в технике обычно получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов:



3. При электролизе растворов галогенидов других металлов можно получить и нерастворимые в воде основания:



4. Щёлочи могут быть получены в лаборатории при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой, а так же оксидов щелочноземельных металлов с водой:



Можно получение оснований выучить по таблице

1. Получение оснований

Растворимых	Нерастворимых
Растворимые основания получают: <ul style="list-style-type: none"> • Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ • Взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой 	Нерастворимые основания получают взаимодействием раствора щелочи с раствором соли того металла, гидроксид которого необходимо получить $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ <ul style="list-style-type: none"> • Взаимодействием пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2$ $2\text{CaO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ca(OH)}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ • Взаимодействием надпероксидов и озонидов щелочных металлов с водой $2\text{NaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{NaO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{O}_2 \uparrow$ 	
---	--

Химические свойства оснований

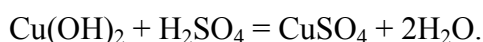
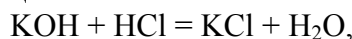
1. Растворимые основания – щёлочи – изменяют цвет индикаторов:

Лакмуса – в синий;

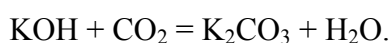
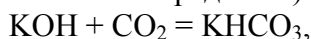
Фенолфталеина – в малиновый;

Метилоранжа – в желтый.

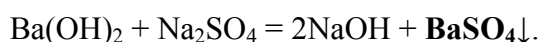
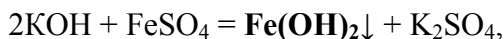
2. Все основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Эту реакцию называют **реакцией нейтрализации**:



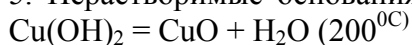
3. Основания взаимодействуют с кислотными оксидами (ангидридами кислот). При этом образуется соль (соли могут быть кислыми и средними) и вода:



4. Растворимые основания взаимодействуют с растворимыми солями в том случае, если в результате реакции образуется вещество, выпадающее в осадок:



5. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид (основной) и воду:



Щёлочи разлагаются при очень высоких температурах.

Химические свойства оснований можно выучить по таблице:

	Щелочи	Нерастворимые основания
Изменение окраски индикаторов	Наблюдается $\text{NaOH} \leftrightarrow [\text{Na}]^+ + [\text{OH}]^-$	Не наблюдается
Кислота	Реагируют с кислотами $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Реагируют с кислотами $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 =$ $= \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Оксид	Реагируют с кислотными и амфотерными оксидами $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} =$ $= \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} =$ $= \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Нереагируют с оксидами
Разложение при температуре	Не наблюдается	Наблюдается $\text{Mg(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$

Дополнения к свойствам щелочей:

Щелочи имеют ряд особых свойств:

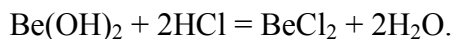
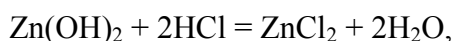
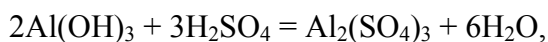
- Реагируют с растворами солей, если реакция идет до конца:
 $3\text{LiOH(р.)} + \text{K}_3\text{PO}_4\text{(р.)} = \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KOH}$
- Реагируют с амфотерными гидроксидами, образуя комплексные соли:
 $\text{KOH(р.)} + \text{Al(OH)}_3 = \text{K[Al(OH)}_4\text{]}$
 $3\text{KOH(р.)} + \text{Al(OH)}_3 = \text{K}_3[\text{Al(OH)}_6\text{]}$
- Реагируют с переходными металлами (Be, Al, Zn, Sn, Pb):
 $6\text{KOH(р.)} + 2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_3[\text{Al(OH)}_6] + 3\text{H}_2\uparrow$
 $2\text{KOH(тв.)} + 2\text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$
- Реагируют с неметаллами:
 - галогенами:
 $\text{E}_2 + 2\text{NaOH(конц., хол.)} = \text{NaEO} + \text{NaE} + \text{H}_2\text{O}$
 $3\text{E}_2 + 6\text{NaOH(конц., гор.)} = \text{NaEO}_3 + 5\text{NaE} + 3\text{H}_2\text{O}$
 (E=Cl, Br, I)
 - серой:
 $4\text{S} + 3\text{Ca(OH)}_2\text{(конц., кип.)} = \text{CaSO}_3\text{S} + 2\text{CaS} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{S} + 3\text{Ca(OH)}_2\text{(разб., гор.)} = \text{CaSO}_3 + 2\text{CaS} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - белым фосфором:
 $4\text{S} + 4\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t > 600^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4 + 3\text{CaS} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - кремнием:
 $\text{Si(крист.)} + \text{Ca(OH)}_2\text{(конц.)} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaSiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$

АМФОТЕРНЫЕ ОСНОВАНИЯ

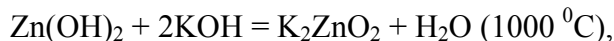
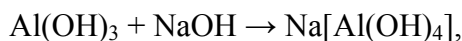
Амфотерными гидроксидами называют гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, т.е. реагирующие, соответственно, как с кислотами, так и со щелочами.

Приведём примеры уравнений реакций амфотерных гидроксидов:

а) проявляя **основные свойства**, амфотерные гидроксиды реагируют с **кислотами**, образуя соль и воду:



б) проявляя **кислотные свойства**, такие гидроксиды реагируют со **щелочами** образуя соль и воду или комплексные соединения:



Чтобы правильно составить формулу образующейся соли, следует написать формулу амфотерного гидроксида так, как записывается формула кислоты, и отсюда найти формулу соответствующего кислотного остатка. Например, в случае соединений цинка и алюминия надо мысленно проделать следующие *логические переходы*:

Форма	Форма	Соль
Основания	кислоты	
Zn(OH) ₂	H ₂ ZnO ₂	K ₂ ZnO ₂
Al(OH) ₃	H ₃ AlO ₃	NaAlO ₂
	(<i>орто</i> -форма)	
	HAIO ₂	
	(<i>мета</i> -форма)	

Отметим, что в случае алюминия при нагревании кислота теряет одну молекулу воды, т.е. образовавшаяся соль соответствует не ортоалюминиевой кислоте H₃AlO₃, а метаалюминиевой кислоте HAIO₂.

Амфотерные гидроксиды практически не растворимы в воде, поэтому соответствующие им амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют. Как основные, так и кислотные свойства амфотерных гидроксидов выражены слабо, т.е. они являются и слабыми основаниями и слабыми кислотами одновременно.

КИСЛОТЫ

КИСЛОТАМИ – называются сложными вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металла, а также атомов или групп атомов, называемых кислотными остатками.

По составу кислоты делятся на:

- Кислородсодержащие (H₂SO₄, HNO₃, CH₃COOH и т.п.);
- Бескислородные (HCl, HBr, H₂S и т.п.).

Число атомов водорода, содержащихся в молекуле кислоты и способных замещаться металлом, **определяет основность кислоты**.

По числу атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, кислоты делятся на:

- ◆ **одноосновные** (HCl),
- ◆ **двухосновные** (H₂SO₄),
- ◆ **трёхосновные** (H₃PO₄) и т.д.

	Одноосновные	Многоосновные
Основность	Это кислоты, молекулы которых содержат один атом водорода	Это кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода
	<i>Примеры:</i> HF – фтороводородная кислота (плавиковая)	<i>Примеры:</i> H ₃ PO ₄ – ортофосфорная кислота H ₂ SO ₃ – сернистая кислота

Номенклатура кислот

Названия соединений водорода с неметаллом, которые в водных растворах обнаруживают свойства кислот, представляют собой сложные слова, образованные из названия неметалла и слова **водород**, например: HCl – хлороводород; H₂S – сероводород; H₂Se – селеноводород. Водные растворы этих соединений являются кислотами. Названия **бескислородных** кислот составляют из названия неметалла с добавлением – **водородная**, например:

HCl – хлороводородная кислота,

H₂S – сероводородная кислота и т.д.

Название кислородсодержащей кислоты производят от названия образующего её элемента, причём, если данный элемент образует несколько кислот, в которых проявляет разные степени окисления, то в названиях этих кислот используют разные суффиксы. Названия кислот, соответствующих высшей степени окисления элемента, содержат суффикс «-н» или «-ов»: H₂SO₄ – серная, H₃AsO₄ – мышьяковая. В названиях кислот, в которых элемент имеет меньшую степень окисления, добавляют суффикс «-ист»:

H₂SO₃ – сернистая кислота,

H₃AsO₃ – мышьяковистая кислота и т.д.

Для некоторых кислот употребляют также исторически сложившиеся названия, не связанные с какой-либо строгой системой, например: HCN – синильная кислота, HCl – соляная кислота, HF – плавиковая кислота.

Приведём названия наиболее часто встречающихся кислот, формулы их кислотных остатков и названия солей:

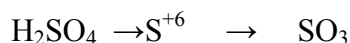
Название кислоты	Формула	Кислотный остаток	Название солей
Азотная	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Нитраты
Азотистая	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Нитриты
Дифосфорная	H ₄ P ₂ O ₇	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Дифосфаты
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Дихроматы
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	Силикаты
Марганцовая	HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	Перманганаты
Марганцовистая	H ₂ MnO ₄	MnO ₄ ²⁻	Манганаты
Мышьяковая	H ₃ AsO ₄	AsO ₄ ³⁻	Арсенаты
Мышьяковистая	H ₃ AsO ₃	AsO ₃ ³⁻	Арсениты
Серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Сульфаты
Сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Сульфиты
Селеновая	H ₂ SeO ₄	SeO ₄ ²⁻	Селенаты
Угольная	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Карбонаты
Фосфорная (мета-)	HPO ₃	PO ₃ ⁻	Метафосфаты

Фосфорная (орто-)	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Ортофосфаты
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хроматы
Хромистая (мета-)	HCrO_2	CrO_2^-	Хромиты
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлораты
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Перхлораты
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	Сульфиды
Фтороводородная	HF	F^-	Фториды
Хлороводородная	HCl	Cl^-	Хлориды
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромиды
Йодоводородная	HI	I^-	Йодиды

Ангидриды кислот – это оксиды, соответствующие кислородсодержащим кислотам. Соотношение между ангидридом и кислотой можно выразить следующей схемой:

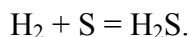
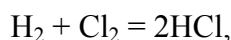


Степень окисления кислотообразующего элемента в ангидриде и соответствующей ему кислоте одна и та же, поэтому формулу ангидрида легко установить по степени окисления элемента в кислоте. Например, в случае серной кислоты H_2SO_4 нетрудно подсчитать степень окисления серы (+6), а затем составить формулу оксида серы (VI) – серного ангидрида.

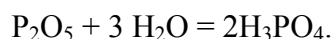
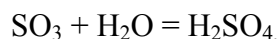
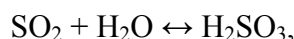
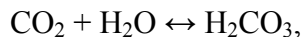


Способы получения кислот

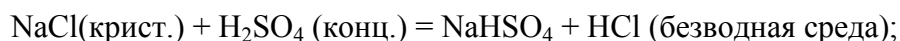
1. Бескислородные кислоты получают реакциями соединения простого вещества с водородом:

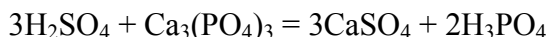
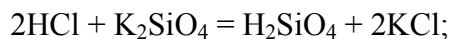


2. Многие кислоты получают взаимодействием их ангидридов с водой:



3. Кислоты можно получить взаимодействием сильной кислоты с солью более слабой кислоты – более сильная кислота вытесняет более слабую:





Относительная сила кислот и оснований

Относительная сила кислот и оснований связана с их донорно-акцепторными способностями по отношению к протону. Для бескислородных кислот способность отщеплять водородный ион определяется полярностью и энергией связи водород — кислотный остаток. Например, в ряду HF — HCl — HBr — HI энергия связи падает, а кислотность растёт. В ряду же CH₄ — NH₃ — H₂O — HF кислотность соединений увеличивается с ростом электроотрицательности атома, с которым связан водород, несмотря на упрочнение связи.

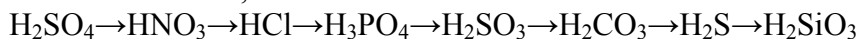
В случае кислородсодержащих кислот наибольшее значение имеет полярность связи Н — О, которая в свою очередь зависит от природы центрального атома и числа негидроксильных атомов кислорода в молекуле. Природа центрального атома, его металлические или неметаллические свойства определяют и кислотно-основные свойства его гидроксида. Он будет вести себя как основание, если преобладают металлические свойства, или как кислота, если преобладают свойства неметалла. Например: Na — О — Н (проявляет свойства основания), а Н — О — Cl (проявляет кислотные свойства).

Роль негидроксильных атомов кислорода в молекуле кислоты заключается в их способности оттягивать на себя электронную плотность связей Н — О (*поляризационный эффект*). Чем больше негидроксильных атомов кислорода, тем сильнее кислота.

Получение кислот (по таблице)

Бескислородных	Кислородсодержащих
Бескислородные кислоты получают: <ul style="list-style-type: none"> • Взаимодействием неметалла с водородом $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \uparrow$ • Взаимодействием твердой соли бескислородной кислоты с более сильной или менее летучей кислотой $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ 	Кислородсодержащие кислоты получают: <ul style="list-style-type: none"> • Взаимодействием кислотных оксидов с водой $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ • Взаимодействием соли с более сильной кислотой (если реакция идет до конца) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

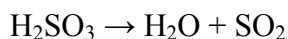
Кислоты по силе, от сильных к слабым:



HI → HBr → HCl → HF → H₂Te → H₂Se → H₂S (сила здесь зависит одновременно от электроотрицательности неметалла и от радиуса его атома)

Физические свойства кислот

Кислоты при обычных условиях могут быть твердыми (H₃PO₄, H₃BO₃), жидкими (HNO₃, H₂SO₄) или растворами газов в воде (HCl, H₂S). Некоторые кислоты, например азотистая HNO₂, сернистая H₂SO₃, угольная H₂CO₃, существуют только в разбавленных растворах; при попытке концентрирования таких растворов молекулы кислот распадаются на ангидрид и воду или продукты разложения ангидрида и воду и, таким образом, не могут быть выделены в чистом виде:



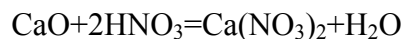


1. Химические свойства

1.1. Изменяют окраску индикаторов

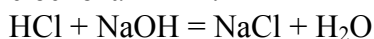


1.2. Взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами



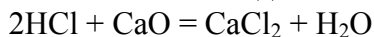
Химические свойства кислот

1. Действие кислот на индикаторы: метилоранж окрашивается в красный цвет, лакмус – в красный, фенолфталеин – бесцветный.
2. Кислоты взаимодействуют с основаниями:

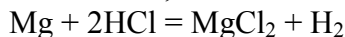


Эту реакцию называют *реакцией нейтрализации*.

3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:

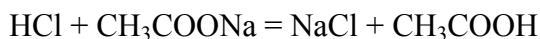
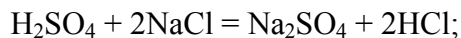


4. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

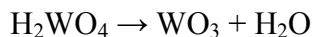
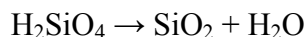


Следует отметить, что при взаимодействии металлов с азотной и с концентрированной серной кислотами **водород не выделяется**.

5. Сильные кислоты вытесняют из солей более слабые кислоты:



6. При нагревании некоторые кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид:



КИСЛОТЫ -ОКИСЛИТЕЛИ

КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ СЕРНАЯ КИСЛОТА

◆ Взаимодействует со всеми металлами, кроме *золота, платины, иридия, палладия и тантала*.

◆ На холоде пассивирует *алюминию, хром* и *железу* из-за образования на их поверхности устойчивой оксидной пленки (реакции с этими металлами возможны *только при высоком нагревании*).

◆ Может окислять неметаллы при сильном нагревании.

Металлы		Неметаллы
малоактивные	активные (стоящие в ряду электронных потенциалов до алюминия, включительно)	

Взаимодействуют с концентрированной серной кислотой с образованием SO_2 , сульфата и воды:	При взаимодействии этих металлов с концентрированной серной кислотой может выделиться как SO_2 , так и S и H_2S :	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением SO_2 , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
$Cu+2H_2SO_4=CuSO_4+2H_2O+SO_2\uparrow$	$Mg+2H_2SO_4=$ $=MgSO_4+2H_2O+SO_2\uparrow$ $3Mg+4H_2SO_4=$ $=3MgSO_4+4H_2O+S\downarrow$ $4Mg+5H_2SO_4=$ $=4MgSO_4+4H_2O+H_2S\uparrow$	$S+2H_2SO_4\xrightarrow{t}$ $\xrightarrow{t} 3SO_2\uparrow+2H_2O$ $C+2H_2SO_4\xrightarrow{t}$ $\xrightarrow{t} CO_2\uparrow+SO_2\uparrow+2H_2O$ $2P+5H_2SO_4\xrightarrow{t}$ \xrightarrow{t} $2H_3PO_4+5SO_2\uparrow+2H_2O$

АЗОТНАЯ КИСЛОТА

<ul style="list-style-type: none"> ◆ Взаимодействует со всеми металлами, кроме <i>золота, платины, иридия, палладия и тантала</i>. ◆ <i>Водород</i> при взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не выделяется (<i>исключение</i>: марганец с 15–20 %-ой азотной кислотой реагирует с выделением водорода $Mn+2HNO_3=Mn(NO_3)_2+H_2\uparrow$) ◆ На холоде пассивирует <i>алюминию, хром</i> и <i>железу</i> из-за образования на их поверхности устойчивой оксидной пленки. ◆ Может окислять неметаллы.
--

Концентрация	Металлы		Неметаллы
	малоактивные	активные (стоящие в ряду электронных потенциалов до алюминия, включительно)	
Концентрированная	Взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой с образованием NO_2 , нитрата и воды:	При взаимодействии этих металлов с концентрированной азотной кислотой может выделиться как NO_2 , так и N_2O (но конечным продуктом все равно будет NO_2):	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением NO_2 , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
	$Cu+4HNO_3=$ $=Cu(NO_3)_2+2H_2O+2NO_2\uparrow$	$Mg+4HNO_3=$ $=Mg(NO_3)_2+2H_2O+2NO_2\uparrow$	$S+6HNO_3=$ $=H_2SO_4\uparrow+6NO_2\uparrow+2H_2O$

		$4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 =$ $= 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}\uparrow$	$\text{C} + 4\text{HNO}_3 =$ $= \text{CO}_2\uparrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + 5\text{HNO}_3 =$ $= \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Разбавленная	Взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой с образованием <i>NO</i> , нитрата и воды:	При взаимодействии этих металлов с разбавленной азотной кислотой может выделиться как <i>NO</i> , так и <i>N₂</i> и <i>NH₃</i> :	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением <i>NO</i> , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}\uparrow$	$3\text{Mg} + 8\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}\uparrow$ $5\text{Mg} + 12\text{HNO}_3 =$ $= 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\uparrow$ $4\text{Mg} + 9\text{HNO}_3 =$ $= 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$	$3\text{S} + 4\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{SO}_2\uparrow + 4\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{C} + 4\text{HNO}_3 =$ $= 3\text{CO}_2\uparrow + 4\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$

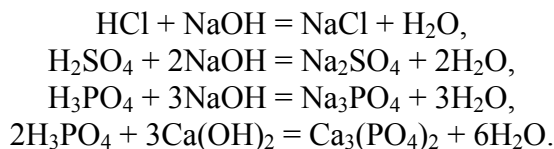
При взаимодействии активных металлов с очень разбавленной азотной кислотой может выделиться как *NO*, так и образоваться *NH₄NO₃*: $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$

СОЛИ

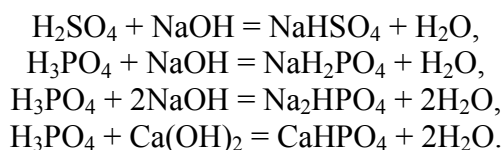
Общепринятого определения понятия «соли» в настоящее время не существует.

Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов или как продукты замещения гидроксогрупп в основаниях на кислотный остаток.

Если при взаимодействии кислоты с основанием все атомы водорода в молекуле кислоты замещаются на атомы металлов, то образуется средняя (или нормальная) соль:

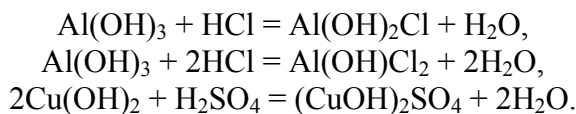


Если в реакции нейтрализации основание присутствует в меньшем, чем нужно для полной нейтрализации количестве, то образуется **кислая соль** (т.к. атомов металла в молекулах оснований меньше, чем атомов водорода в молекулах кислот):



Кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2S , H_2CO_3 и т.п.).

Если же в реакции нейтрализации основание будет взято в избытке, то образуется **основная соль**:



Основные соли могут образовывать только многокислотные основания ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и т.п.).

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

Номенклатура это система названий химических веществ. Рассмотрим, как строятся названия солей.

Названия средних солей строятся из названия кислотного остатка той кислоты, которая образовала соль. Название кислотного остатка происходит от латинского названия элемента с окончанием «**ат**», если степень окисления элемента максимальная и «**ит**», если она не максимальная:

+6
 SO_4^{2-} – сульфат; Na_2SO_4 – сульфат натрия;

+4
 SO_3^{2-} – сульфит; Na_2SO_3 – сульфит натрия;

+5
 NO_3^{1-} – нитрат; NaNO_3 – нитрат натрия;

+3
 NO_2^{1-} – нитит; NaNO_2 – нитрит натрия.

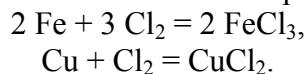
Окончание «**ид**» используют для бескислородных кислот:

-2
S – сульфид; Na_2S – сульфид натрия.

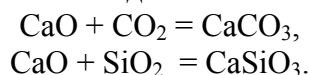
ПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СРЕДНИХ СОЛЕЙ

Рассмотрим способы получения средних солей. Соли получают:

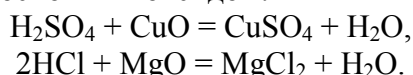
1. Из простых веществ (только соли бескислородных кислот):



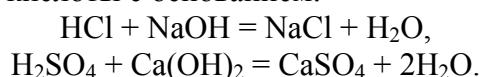
2. Реакцией между основными оксидами и кислотными:



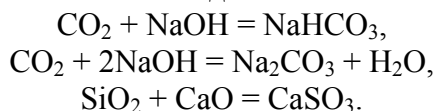
3. Реакцией кислоты с основным оксидом:



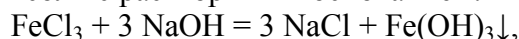
4. Взаимодействием кислоты с основанием:

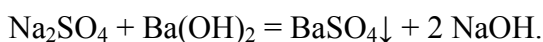


5. Взаимодействием кислотного оксида с основанием:

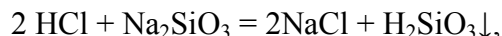


6. Взаимодействием соли с растворимым основанием:

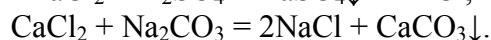
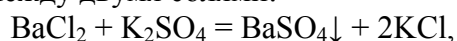




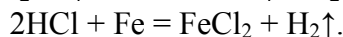
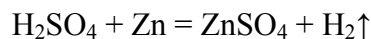
7. Действием кислоты на соль:



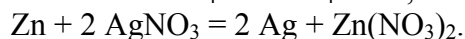
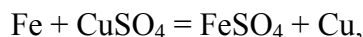
8. Реакцией обмена между двумя солями:



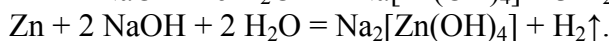
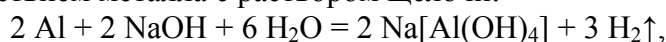
9. Действием кислоты на металл:



10. Действием металла, стоящего в ряду напряжений левее металла, входящего в состав соли:



11. Взаимодействием металла с раствором щёлочи:



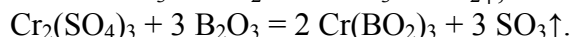
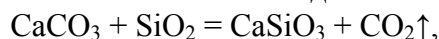
12. Взаимодействием неметалла со щёлочью:



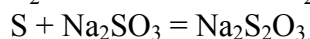
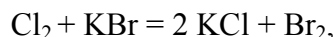
13. Термическим разложением солей:



14. Взаимодействием соли с кислотным оксидом:



15. Взаимодействием неметалла с солью:

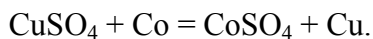
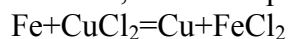


16. Взаимодействием кислот окислителей с металлами:

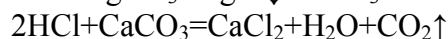
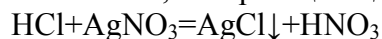


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СРЕДНИХ СОЛЕЙ

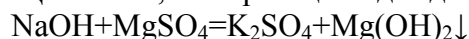
- Соли взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения левее металла, соль которого была взята:



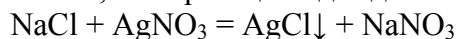
Кислотами, если реакция идет до конца:



- Щелочами, если реакция идет до конца:



- Солями, если реакция идет до конца:



- 1.2. Разлагаются (карбонаты, перманганаты, дихроматы, хлораты, перхлораты, нитраты и т.д.):

