

## Оглавление

- [1. Оксиды](#)
- [2. Основания](#)
- [3. Кислоты](#)
- [4. Соли](#)
- [5. Закономерности изменения свойств веществ](#)

### 1. Оксиды

**Оксиды** – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2.

В названии этих соединений сначала указывается слово «оксид», а затем в родительном падеже название элемента (BaO – оксид бария), если элемент образует несколько оксидов, то после названия в скобках указывается его валентность (FeO – оксид железа (II)).

### Классификация оксидов

Оксиды делятся на **солеобразующие** и **несолеобразующие**.

К **несолеобразующим** относятся оксиды, не образующие ни кислот, ни оснований.

**Солеобразующие** оксиды подразделяются

на **основные**, **кислотные** и **амфотерные**.

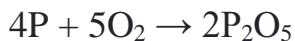
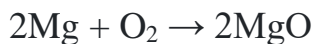
**Основные** оксиды - это оксиды металлов в низших степенях окисления (например, Na<sub>2</sub>O, CaO), в реакциях эти оксиды проявляют основные свойства, им соответствуют основания.

**Кислотные** оксиды - это оксиды металлов и неметаллов в высших степенях окисления (например, SO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), в реакциях эти оксиды проявляют кислотные свойства, им соответствуют кислоты.

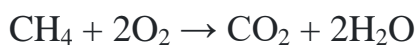
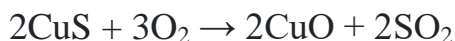
**Амфотерные** оксиды - это оксиды металлов в промежуточных степенях окисления (например, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), в реакциях эти оксиды могут проявлять кислотные и основные свойства, им соответствуют и кислоты и основания.

## Получение оксидов

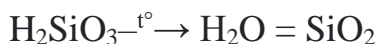
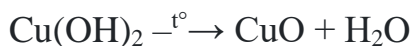
1. горение простых веществ:



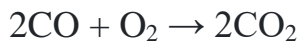
2. окисление сложных веществ:



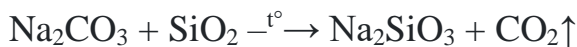
3. разложение некоторых кислородсодержащих веществ (оснований, кислот, солей) при нагревании:



4. разложение высших оксидов и окисление низших оксидов:

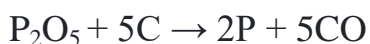


5. вытеснение летучего оксида менее летучим из солей:



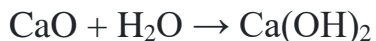
## Химические свойства

1. оксиды могут быть восстановлены до простых веществ при взаимодействии с углеродом, водородом и др.:



2. взаимодействуют с водой:

а) из основных оксидов непосредственно взаимодействуют с водой только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов с образованием соответствующих оснований:



б) кислотные оксиды практически все непосредственно взаимодействуют с водой с образованием соответствующих кислот:



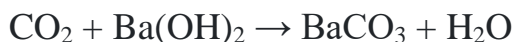
в) амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют.

3. взаимодействуют с кислотами и основаниями:

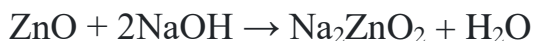
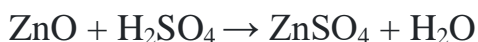
а) основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



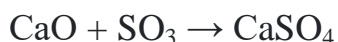
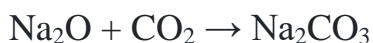
б) кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с образованием солей:



в) амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и со щелочами с образованием солей:



4. основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием солей:



2. Основания

**Основания** – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

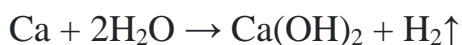
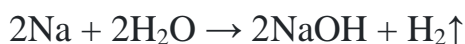
При написании названий сначала указывают слово «гидроксид», а затем название металла в родительном падеже (KOH – гидроксид калия), если металл образует основания переменного состава, то после названия в скобках указывается его валентность (Fe(OH)<sub>3</sub> – оксид железа (III)).

### Классификация оснований

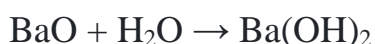
Основания делятся на **растворимые** и **нерастворимые**, растворимые в воде основания щелочных и щелочно-земельных металлов называют **щёлочами**, например NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>. Выделяют еще **амфотерные** основания (они являются нерастворимыми), которые проявляют свойства слабых оснований и слабых кислот, например Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>.

### Получение оснований

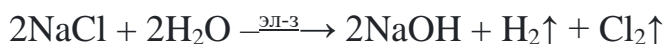
1. реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных) с водой:



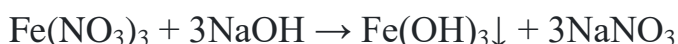
2. взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. электролиз водных растворов солей:



4. реакции обмена между солями и основаниями:

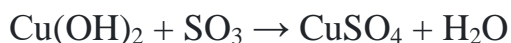


### Химические свойства

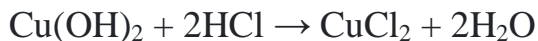
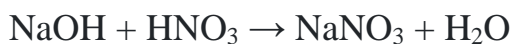
1. щелочи действуют на индикаторы, изменяя их окраску:

лакмус становится синим, метилоранж – жёлтым, фенолфталеин - малиновым

2. взаимодействуют с кислотными оксидами:



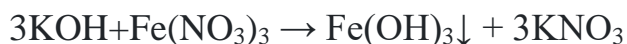
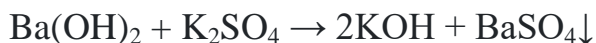
3. взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации):



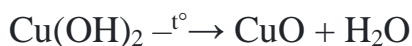
4. щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами:



5. щелочи взаимодействуют с солями, если в результате образуется малорастворимое соединение:



6. нерастворимые основания разлагаются при нагревании:



7. амфотерные основания могут взаимодействовать и с кислотами и с основаниями:



### 3. Кислоты

***Кислоты*** – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода  $\text{H}^+$ .

#### Классификация кислот

1. по составу кислоты разделяются на бескислородные ( $\text{HCl}$ ) и кислородсодержащие ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

2. по числу атомов водорода, способных замещаться на металл, кислоты разделяются на одноосновные ( $\text{HNO}_3$ ), двухосновные ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) и трёхосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

3. по степени диссоциации кислоты разделяют на *сильные* – практически полностью диссоциируют на ионы в водных растворах ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ) и *слабые* – в незначительной степени диссоциируют на ионы в водных растворах ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

Названия кислот производят от названия элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию кислотообразующего элемента добавляют «-водородная»: HCl – хлороводородная кислота. Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления элемента-кислотообразователя. В порядке уменьшения степени окисления кислотообразующего элемента названия кислот образуют добавлением «-ная» (или «-овая»), «-оватая», «-истая», «-оватистая»: HClO<sub>4</sub> – хлорная, HClO<sub>3</sub> – хлорноватая, HClO<sub>2</sub> – хлористая, HClO – хлорноватистая. Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то в случае высшей степени окисления к названию элемента добавляют «-ная» (или «-овая»), для низшей степени окисления – «-истая»: HNO<sub>3</sub> – азотная, HNO<sub>2</sub> – азотистая.

### Наиболее важные кислоты

#### Бескислородные:

		Название соли
HCl – хлороводородная (соляная)	одноосновная	хлорид
HBr – бромоводородная	одноосновная	бромид
HI – йодоводородная	одноосновная	йодид
HF – фтороводородная (плавиковая)	одноосновная	фторид
HCN – циановодородная (синильная)	одноосновная	цианид
H <sub>2</sub> S – сероводородная	двухосновная	сульфид

#### Кислородсодержащие:

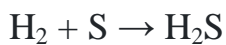
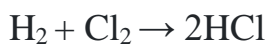
HNO <sub>2</sub> – азотистая	одноосновная	нитрит
HNO <sub>3</sub> – азотная	одноосновная	нитрат
HClO <sub>4</sub> – хлорная	одноосновная	перхлорат
HMnO <sub>4</sub> – марганцовая	одноосновная	перманганат
CH <sub>3</sub> COOH – уксусная	одноосновная	ацетат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> – сернистая	двухосновная	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> – серная	двухосновная	сульфат
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> – хромовая	двухосновная	хромат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> – угольная	двухосновная	карбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> – кремниевая	двухосновная	силикат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> – ортофосфорная	трёхосновная	ортофосфат

### Получение кислот

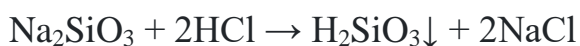
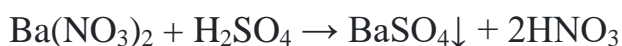
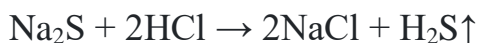
1. взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



2. взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. взаимодействие соли с кислотой, если в результате происходит образование летучих или малорастворимых соединений:

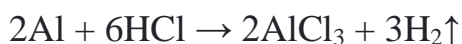
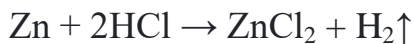


### Химические свойства кислот

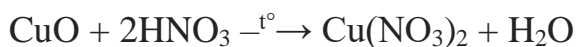
1. действуют на индикаторы, изменяя их окраску:

лакмус становится красным, метилоранж – розовым

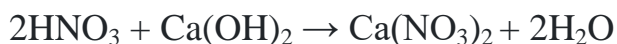
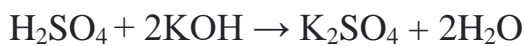
2. взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода (для растворов кислот-неокислителей):



3. взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



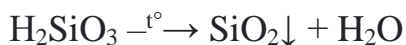
4. взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации):



5. взаимодействуют с солями, если в результате выделяется газ или образуется осадок:



6. кислородсодержащие кислоты при нагревании разлагаются:



#### 4. Соли

**Соли** – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от ионов водорода  $\text{H}^+$ , и анионы, отличные от гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

#### Классификация солей

**Средние (нормальные) соли** – это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ). Названия средних солей составляют из названия аниона в именительном падеже и названия катиона металла в родительном падеже. Название аниона образуют с помощью латинского названия кислотообразующего элемента и суффикса, который зависит от степени окисления этого элемента: «-ат» для высшей степени окисления, «-ит» для более низкой степени окисления, «-ид» в случае бескислородных кислот:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрия,  $\text{CaCl}_2$  – хлорид кальция. Названия анионов некоторых кислот приведены выше.

**Кислые соли** – это продукты частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на атомы металла ( $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ). Названия кислых солей образуют путем добавления к названию аниона приставки «гидро-», обозначая количество незамещенных атомов водорода греческими числительными:  $\text{KHCO}_3$  – гидрокарбонат калия,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат натрия.

**Основные соли** – это продукты неполного замещения гидроксогрупп (OH) в молекуле основания на кислотный остаток ( $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ ,  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ ). Названия основных солей образуют путем добавления к названию катиона приставки «гидроксо-», обозначая количество незамещенных гидроксильных групп греческими числительными:  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$  – хлорид дигидроксоалюминия,  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксомагния.

**Двойные соли** – это продукты, образовавшиеся при взаимодействии двух металлов и одной кислоты:  $\text{KAl(SO}_4)_2$  – сульфат калия-алюминия.

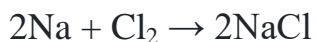
**Смешанные соли** – это продукты, образовавшиеся при взаимодействии двух кислот и одного металла:  $\text{AlClSO}_4$  – хлорид-сульфат алюминия.

**Комплексные соли** – это соли, содержащие в своем составе комплексные ионы:  $[\text{Ag(NH}_3)_2]\text{Cl}$  – хлорид диамминсеребра,  $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$  – гексацианоферрат(II) калия.

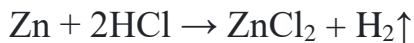


## Получение солей

1. взаимодействие металла с неметаллом:



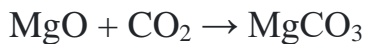
2. взаимодействие металла с кислотой:



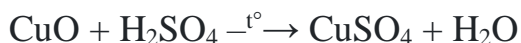
3. взаимодействие металла с раствором соли менее активного металла:



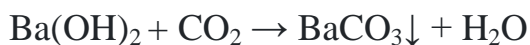
4. взаимодействие основного оксида с кислотным оксидом:



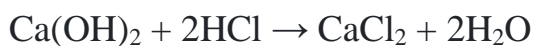
5. взаимодействие основного оксида с кислотой:



6. взаимодействие основания с кислотным оксидом:



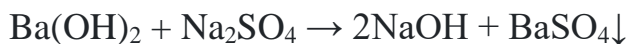
7. взаимодействие основания с кислотой:



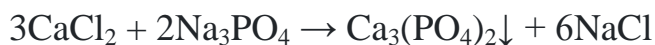
8. взаимодействие соли с кислотой:



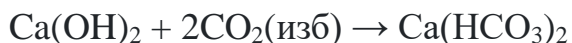
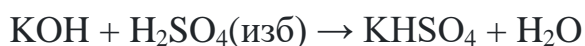
9. взаимодействие раствора основания с раствором соли:



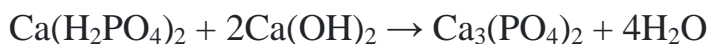
10. взаимодействие растворов двух солей:



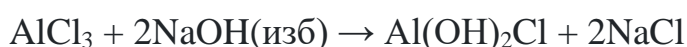
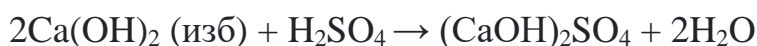
11. кислые соли можно получить при взаимодействии избытка кислоты с основанием, основания с избытком кислотного оксида или средней соли с кислотой:



Для перевода кислой соли в среднюю к ней добавляют щелочь:



12. основные соли можно получить при взаимодействии избытка основания с кислотой или растворов щелочей с растворами средних солей металлов:



Для перевода основной соли в среднюю к ней добавляют кислоту:



### Химические свойства солей:

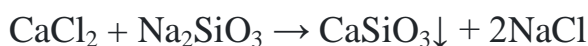
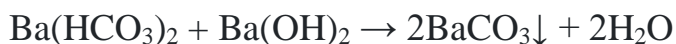
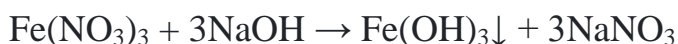
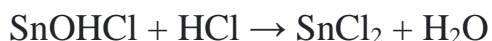
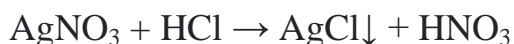
1. термическое разложение:



2. взаимодействие с металлами, при этом более активный металл вытесняет менее активный металл из солей:



3. взаимодействие с кислотами, основаниями и другими солями (реакция возможна, если образуется осадок, выделяется газ или образуется вода):



## 5. Закономерности изменения свойств веществ

Закономерное изменение кислотно-основных свойств соединений зависит от степени окисления элемента и радиуса его иона.

При повышении степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства оксида и увеличивается сила соответствующей кислоты.

<b>MnO (Mn<sup>+2</sup>)</b> основной оксид	<b>Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (Mn<sup>+3</sup>)</b> амфотерный оксид	<b>MnO<sub>2</sub> (Mn<sup>+4</sup>)</b> амфотерный оксид	<b>MnO<sub>3</sub> (Mn<sup>+6</sup>)</b> кислотный оксид	<b>Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (Mn<sup>+7</sup>)</b> кислотный оксид
	преобладанием основных свойств	преобладанием кислотных свойств		
Mn(OH) <sub>2</sub> основание	Mn(OH) <sub>3</sub> амфотерное основание	Mn(OH) <sub>4</sub> амфотерное основание	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> слабая кислота	HMnO <sub>4</sub> сильная кислота

В одном периоде при увеличении порядкового номера происходит усиление кислотных свойств высших оксидов и увеличение силы соответствующих кислот.

<b><sub>11</sub>Na</b>	<b><sub>12</sub>Mg</b>	<b><sub>13</sub>Al</b>	<b><sub>14</sub>Si</b>	<b><sub>15</sub>P</b>	<b><sub>16</sub>S</b>	<b><sub>17</sub>Cl</b>
Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
основной оксид	основной оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>
сильное основание (щелочь)	слабое основание	амфотерное основание	очень слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота

В главных подгруппах периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз наблюдается усиление основных свойств оксидов и увеличение силы соответствующих оснований.

<b>B</b> B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> кислотный оксид	<b>Al</b> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> амфотерный оксид	<b>Ga</b> Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> амфотерный оксид	<b>In</b> In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> амфотерный оксид	<b>Tl</b> Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> основной оксид
			преобладанием	

$H_3BO_3$ слабая кислота	$Al(OH)_3$ амфотерное основание	$Ga(OH)_3$ амфотерное основание	основных свойств $In(OH)_3$ амфотерное основание	$Tl(OH)_3$ основание
-----------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------------------------------	-------------------------