

# 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

## 1.1 Основные понятия

Понятие	Определение
<b>Химический элемент</b>	Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра
<b>Моль</b>	Количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц этого вещества, сколько имеется в 12 г углерода изотопа $^{12}\text{C}$
<b>Структурная единица вещества</b>	Химическая частица (атом, молекула, ион) или любая совокупность частиц, передаваемая ее формулой
<b>Число Авогадро</b>	Число структурных единиц, содержащихся в моле любого вещества: $N_A = 6,022141 \cdot 10^{23}$
<b>Углеродная единица или атомная единица массы</b>	1/12 массы атома углерода изотопа $^{12}\text{C}$ . Масса углеродной единицы: 1 а.е.м. = $1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
<b>Относительная атомная масса</b>	Масса атома, выраженная в углеродных единицах; показывает, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 массы атома углерода изотопа $^{12}\text{C}$
<b>Относительная молекулярная масса</b>	Масса молекулы вещества, выраженная в углеродных единицах
<b>Химический эквивалент элемента</b>	Реальная или условная частица, которая может присоединять, высвобождать или быть каким-либо способом равноценной одному атому (иону) водорода в обменных (кислотно-основных) реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях
<b>Валентность</b>	Способность атомов химических элементов образовывать определенное число ковалентных связей с атомами других элементов посредством образования общих электронных пар
<b>Молекула</b>	Наименьшая частица индивидуального вещества, обладающая его основными свойствами и способная к самостоятельному существованию
<b>Атом</b>	Частица, состоящая из положительно заряженного ядра и одного или нескольких электронов; наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ
<b>Аллотропия</b>	Способность некоторых химических элементов образовывать несколько простых веществ, различных по строению и свойствам
<b>Массовая доля вещества в смеси</b>	Отношение массы компонента к массе смеси: $\omega = \frac{m_{\text{комп}}}{m_{\text{смеси}}}$ ; $\omega = \frac{m_{\text{комп}}}{m_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
<b>Мольная (молярная) доля вещества в смеси</b>	Отношение количества одного компонента к суммарному количеству всех веществ смеси: $\chi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}}$ ; $\chi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
<b>Объемная доля вещества в смеси</b>	Отношение объема, занимаемого компонентом, к объему смеси: $\varphi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}}$ ; $\varphi = \frac{V_{\text{комп}}}{V_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$
<b>Степень диссоциации</b>	Отношение молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул: $\alpha = \frac{n'}{n}$
<b>Относительная плотность</b>	Отношение массы данного объема газа к массе такого же объема другого газа: $D = \frac{m_1}{m_2}$

## 1.2 Основные законы химии

Закон	Формулировка
<b>Закон сохранения массы</b>	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции
<b>Периодический закон</b>	Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра элемента
<b>Закон постоянства состава</b>	Каждое вещество, каким бы способом оно ни было получено, всегда имеет один и тот же качественный и количественный состав (и свойства)
<b>Закон эквивалентов</b>	Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам
<b>Закон кратных отношений</b>	Если два элемента образуют между собой несколько молекулярных соединений, то массовые доли любого из элементов в этих соединениях относятся друг к другу как небольшие целые числа
<b>Закон объемных отношений</b>	Объемы вступающих в реакцию газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся друг к другу как простые целые числа
<b>Закон Авогадро</b>	В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул
<b>Следствия из закона Авогадро</b>	1. При одинаковых условиях разные количества различных газов занимают равные объемы. 2. При нормальных условиях ( $T = 273,15 \text{ K}$ , $P = 101,3 \text{ кПа}$ или $t = 0^\circ \text{ C}$ , $P = 1 \text{ атм.}$ ) 1 моль любого газа занимает объем, примерно равный 22,4 л/моль
<b>Объединенный газовый закон</b>	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$ , где $P_0$ , $V_0$ , $T_0$ – значения давления, объема, температуры при н. у.
<b>Уравнение Менделеева-Клапейрона (для идеального газа)</b>	$PV = \nu RT$ , где $P$ – давление, $V$ – объем, $\nu$ – количество газа (моль), $T$ – температура (в К), $R$ – универсальная газовая постоянная ( $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$ )

## 2 КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Реакция	Определение	Примеры
<i>1. По числу и составу исходных и образующих веществ</i>		
Разложения	Реакция, при которой из одного исходного вещества образуется несколько новых веществ	$2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2$
Замещения	Реакция между простым и сложным веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Обмена	Реакция, в результате которой два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества	$2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$
Соединения	Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ образуется одно новое	$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \downarrow$ газы
<i>2. По тепловому эффекту</i>		
Эндотермическая	Реакция, проходящая с поглощением теплоты	$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 90,4 \text{ кДж}$
Экзотермическая	Реакция, проходящая с выделением теплоты	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 92,3 \text{ кДж}$

### 3. По признаку обратимости

Обратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает одновременно в двух взаимно противоположных направлениях	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
Необратимая	Такая реакция, которая в данных условиях протекает до конца, т. е. до полного превращения исходных реагирующих веществ в конечные продукты реакции	$2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

### 4. По изменению степени окисления

Проходящая с изменением степени окисления атомов (окислительно-восстановительная*)	Та, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул и ионов к другим	$\text{H}_2\text{S}^{2-} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}^{2-}$
Проходящая без изменения степени окисления	Та, в которой степень окисления каждого атома после реакции остается неизменной	$2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{NaCl}$

\*Прим.: Электрохимический ряд напряжений металлов

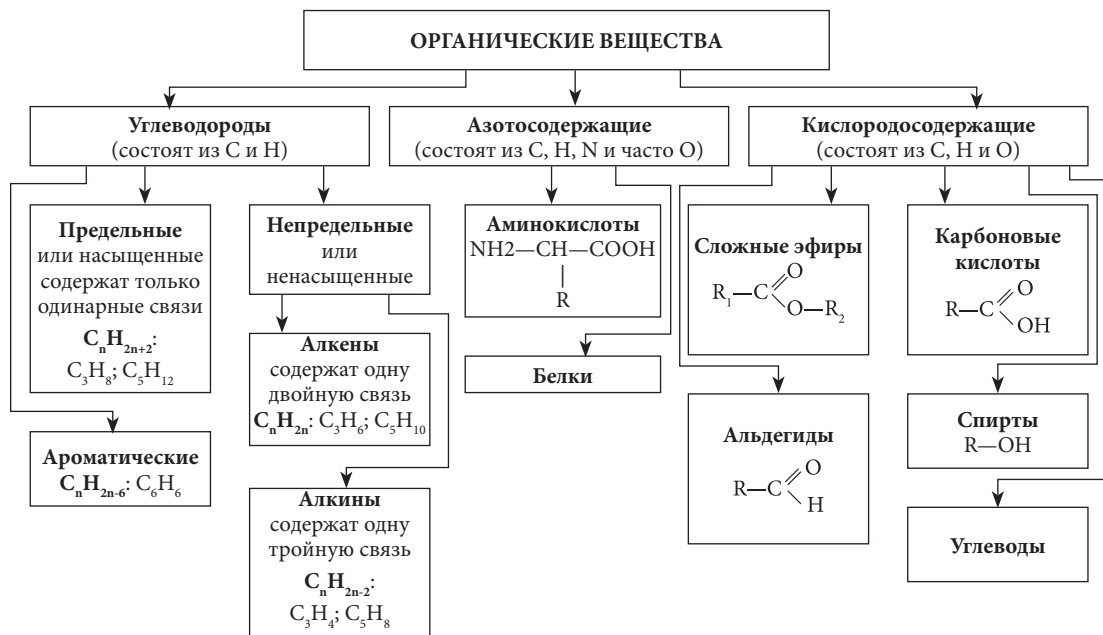
← $\text{Me}^0$ ←																					
уменьшается свойство атома отдавать электроны (окисляться)																					
↑	Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
	-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,8	-2,7	-2,3	-1,6	-1,1	-0,7	-0,4	-0,3	-0,2	-0,14	-0,1	0	+0,3	+0,79	+0,8	+1,2	+1,5
	Li <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
	увеличивается свойство иона присоединять электроны (восстанавливаться)																				
	→ $\text{Me}^+$ →																				

## 3 ВИДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь	Ковалентная связь	
			Неполярная	Полярная
<b>Определение</b>	Связь между ионами	Связь в металлах между ионами за счет обобществленных $\bar{e}$	Связь, образованная за счет общих электронных пар	
<b>Соединяющиеся частицы</b>	Ионы	Ион-атомы и $\bar{e}$	Атомы	
<b>Элементы</b>	Атомы элементов с большой разностью в Э.О. $\text{Me} + \text{неMe}$	Атомы $\text{Me}$	Разница в Э.О. $\text{неMe} + \text{неMe}$ атомы одного химического элемента	Разница в Э.О. небольшая $\text{неMe} + \text{неMe}$
<b>Схема образования связи</b>	$\text{Na}^{\cdot+} + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{Na} \overset{+}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$ $\longrightarrow [\text{Na}]^+ [\text{Cl}]^-$	 $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^{n+}$	$:\ddot{\text{Cl}}: + :\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow :\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{H}^{\cdot+} + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{H} \overset{+}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$

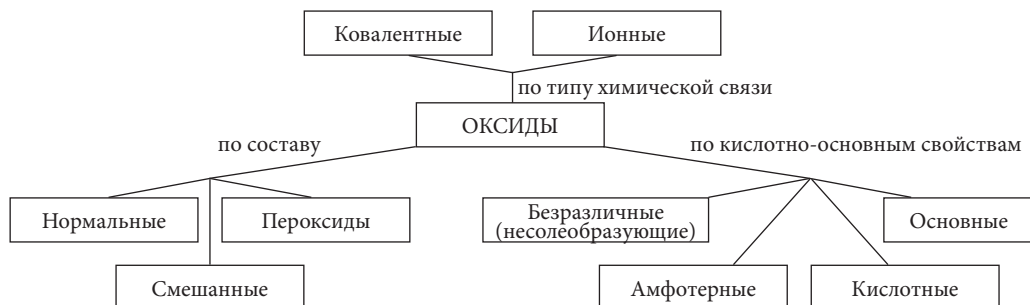
Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь	Ковалентная связь	
			Неполярная	Полярная
Частицы в узлах кристаллической решетки	Ионы	Ион-атомы	Атомы, молекулы	
Тип кристаллической решетки	Ионная	Металлическая	Атомная, молекулярная	
Характер связи между частицами	Электростатическое взаимодействие	Металлическая связь между ион-атомами и свободными $e^-$	Атомная – ковалентные связи, молекулярная – силы межмолекулярного взаимодействия	
Прочность связи	Прочная	Разной прочности	Атомная – очень прочная, молекулярная – слабая	
Характерные физические свойства веществ	Твердые, тугоплавкие, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Твердое агрегатное состояние (кроме Hg), металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность	Атомная: очень твердые, очень тугоплавкие, нерастворимые в воде. Молекулярная: при обычных условиях – любое агрегатное состояние, невысокая твердость, легкоплавкие, многие растворимы в воде	
Примеры	MgF <sub>2</sub> , KCl	Fe, Cu	Атомная – C (алмаз), SiO <sub>2</sub> ; молекулярная – CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O	

## 4 ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ



# 5 НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

## 5.1 Оксиды

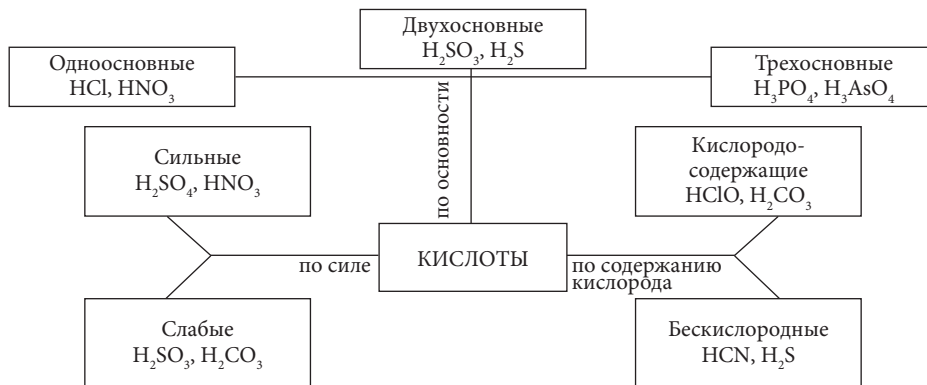


Оксиды	Определение	Примеры
<b>Нормальные</b>	Те, в которых есть связи только между кислородом и каким-нибудь элементом	MgO, SO <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub>
<b>Пероксиды</b>	Те, в которых есть связи между двумя атомами кислорода	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
<b>Смешанные</b>	Те, которые представляют собой смесь двух оксидов одного элемента в разных степенях окисления	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> = FeO · Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
<b>Кислотные или ангидриды</b>	Те, которые реагируют с водой, образуя кислоты; с основаниями и основными оксидами образуют соли	SO <sub>3</sub> , SO <sub>2</sub> , Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
<b>Основные</b>	Те, которые реагируют с водой, образуя основания; с кислотами и кислотными оксидами образуют соли	CaO, Na <sub>2</sub> O
<b>Амфотерные</b>	Те, которые в зависимости от условий проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов	ZnO, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
<b>Безразличные (несолеобразующие)</b>	Те, которые не реагируют ни с кислотами, ни с основаниями. Солей не образуют	NO, N <sub>2</sub> O

### Получение оксидов

Способ	Примеры	Примечание
Взаимодействие простых веществ с кислородом	$S + O_2 \rightarrow SO_2$	Так получают преимущественно оксиды неметаллов
Термическое разложение оснований, солей, кислот	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow$	Так получают преимущественно оксиды металлов
Взаимодействие простых веществ и солей с кислотами-окислителями	$C + 4HNO_{3(p-p)} \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$	Так получают преимущественно оксиды неметаллов

## 5.2 Кислоты



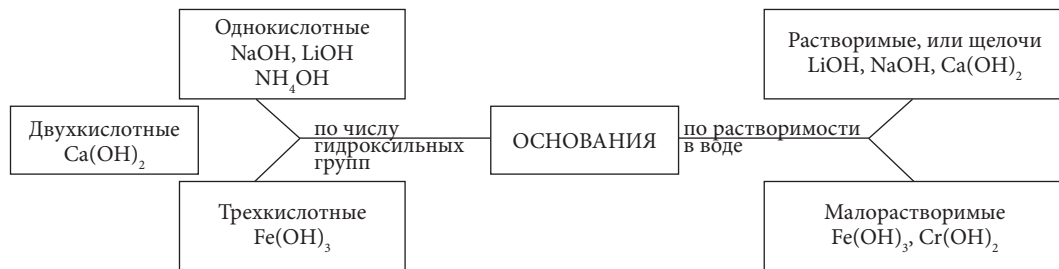
### Получение кислот

Реакция	Примеры	Примечание
Взаимодействие простых веществ с водородом	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$	Так получают только бескислородные кислоты
Взаимодействие воды с ангидридами	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$	Так получают только кислородосодержащие кислоты
Окисление простых веществ	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$	-
Взаимодействие солей с кислотами	$\text{NaCl(тв)} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl}\uparrow + \text{NaHSO}_4$	Наиболее часто используемый способ получения кислот в лаборатории

### Свойства кислот

Реакция	Примеры
Действие на индикаторы	Лакмус синий окрашивается в красный цвет, метиловый оранжевый – в розовый, фенолфталеин остается бесцветным
Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Взаимодействие с основаниями и с основными оксидами	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

### 5.3 Основания



#### Получение оснований

Способ	Примеры	Примечание
Взаимодействие металлов или их оксидов с водой	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$	Так можно получить только щелочи
Действие щелочей на водные растворы солей	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Так можно получить нерастворимые основания
Электролиз растворов солей	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{электроды}]{I, \text{графит}} 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$	Промышленный способ получения KOH и NaOH

#### Свойства оснований

Реакция	Примеры
Действие щелочей на индикаторы	Метиловый оранжевый становится желтым, лакмус синий – фиолетовым, фенолфталеин – малиновым
Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щелочей с растворами солей	$2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
Отношение к нагреванию	Щелочи устойчивы; большинство оснований разлагается: $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

## 5.4 Соли

Понятие	Определение	Примеры
Средние соли	Продукты полного замещения атомов водорода на металл	BaSO <sub>4</sub> , CaCO <sub>3</sub>
Кислые соли	Продукты неполного замещения атомов водорода на металл	NaHCO <sub>3</sub> , MgHSO <sub>4</sub>
Основные соли	Соли, которые кроме ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксогруппы	Al(OH) <sub>2</sub> Cl, [Ca(OH) <sub>2</sub> ]CO <sub>3</sub>
Двойные соли	Соли, в которых атомы водорода многоосновной кислоты замещены разными металлами	KNaSO <sub>4</sub>
Смешанные соли	Соли двух кислот	CaClBr
Комплексные соли	Соли, содержащие комплексный ион	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]Cl, K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]

### Получение солей

Реакция	Примеры
Взаимодействие кислот и оснований	KOH + HCl → KCl + H <sub>2</sub> O
Взаимодействие кислот с основными оксидами	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + CuO → CuSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O
Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами	2NaOH + SiO <sub>2</sub> → Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O
Взаимодействие кислотных и щелочных оксидов	Na <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> → Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Взаимодействие щелочей с солями	3KOH + FeCl <sub>3</sub> → 3KCl + Fe(OH) <sub>3</sub> ↓
Взаимодействие кислот с солями	NaCO <sub>3</sub> + 2HCl → 2NaCl + CO <sub>2</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O
Взаимодействие двух солей	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + BaCl <sub>2</sub> → BaSO <sub>4</sub> + 2NaCl
Взаимодействие простых веществ	2K + Cl <sub>2</sub> → 2KCl
Взаимодействие металлов с кислотами	2Al + 6HCl → 2AlCl <sub>3</sub> + 3H <sub>2</sub> ↑
Взаимодействие металлов с солями	Fe + CuSO <sub>4</sub> → FeSO <sub>4</sub> + Cu
Термическое разложение некоторых кислородсодержащих солей	2NaNO <sub>3</sub> $\xrightarrow{t}$ 2NaNO <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> ↑

### Свойства солей

Взаимодействие	Примеры
Отношение к нагреванию	Многие соли термически устойчивы. Разлагаются соли слабых кислот, соли аммония, а также образованные сильными окислителями или восстановителями: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
С кислотами	AgNO <sub>3</sub> + HCl → AgCl↓ + HNO <sub>3</sub>
С щелочами	CuSO <sub>4</sub> + 2NaOH → Cu(OH) <sub>2</sub> ↓ + 2Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
С металлами	Zn + Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> → Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + Hg
Солей между собой	CaCl <sub>2</sub> + Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> → CaCO <sub>3</sub> ↓ + 2NaCl