



И. В. Бычек

**Материалы
выравнивания школьного
базового уровня
химической компетентности**

Минск 2025

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия – наука о веществах, их свойствах, строении и превращениях. Общая химия включает в себя теоретические положения, правила, концепции, которые составляют фундамент всех современных отраслей этой науки.

Объект изучения химии – вещество. В общем случае вещество – совокупность частиц, имеющих массу покоя. Для традиционной химии это понятие несколько уже и ограничивается совокупностью атомов, молекул, атомарных или молекулярных ионов и радикалов.

Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки. Размеры атома – $(0,5–3,0) \cdot 10^{-10}$ м. Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра называется **химическим элементом**. Каждый элемент имеет свой символ и место в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (далее ПСХЭ).

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Это электронейтральная система атомов, имеющая определенную пространственную структуру за счет направленности внутренних межатомных связей. Химические связи в молекуле образуются при перекрывании внешних электронных оболочек взаимодействующих атомов.

Атом или молекула с недостаточным или избыточным количеством электронов называется **ионом**. Различают отрицательно заряженные ионы – анионы (S^{2-} , NO_3^-) и положительно заряженные ионы – катионы (Ca^{2+} , NH_4^+). Заряд относится ко всей совокупности атомов, входящих в состав иона.

Поскольку массы атомов и молекул очень малы, на практике пользуются относительными атомными и молекулярными массами, т. е. массами определенными относительно $1/12$ массы изотопа углерода ^{12}C .

Элементный состав химических веществ обозначается с помощью химических формул, которые состоят из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов элементов в составе молекулы, иона или в формульной единице вещества немолекулярного строения, например CO_2 , PO_4^{3-} , Na_2SO_4 . Чтобы подчеркнуть наличие повторяющегося структурного элемента в составе молекулы или иона, индекс ставится за скобкой, ограничивающей этот структурный элемент, например $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

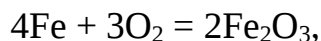
Каждый элемент в молекуле вещества характеризуется **степенью окисления** – формальным зарядом атома, вычисленным из предположения о полном смещении электронов химической связи к одному из двух взаимодействующих атомов. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, в ионе – заряду этого иона. Например: $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2}$, $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$, $[\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}]^{2-}$.

Радикалы («осколки» молекул) – электронно-ненасыщенные частицы, имеющие реакционноспособные неспаренные электроны.

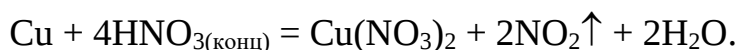
Процесс превращения одних веществ в другие путем изменения состава и химического строения называется химической реакцией.

Химические уравнения содержат формулы всех исходных веществ и продуктов реакции. Если в ходе реакции визуально наблюдается образование осадка или выделение газообразных веществ (например, при взаимодействии веществ в водных растворах) и это важно для анализа реакции, рядом с формулой осадка ставится стрелка, направленная вниз, а рядом с формулой газообразного вещества – стрелка, направленная вверх.

Коэффициенты перед формулами называют стехиометрическими коэффициентами, а количества веществ, вступающих во взаимодействие полностью, – стехиометрическими количествами. Например, окисление железа кислородом с образованием оксида железа (III) описывается химическим уравнением



а взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой – уравнением



Для выполнения количественных расчетов по уравнениям химических реакций введена единица химического количества вещества – **моль**. По определению, один моль любого вещества содержит столько структурных единиц (атомов, молекул и др.), сколько атомов содержится

в 12 г изотопа углерода ^{12}C . Постоянная величина, соответствующая этому числу структурных единиц, называется **постоянной Авогадро** ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$).

Таким образом, химическое количество вещества X – это физическая величина, указывающая число структурных единиц вещества в какой-либо его порции относительно постоянной Авогадро:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A},$$

где $n(X)$ – химическое количество вещества X , моль; $N(X)$ – число атомов, молекул, формульных единиц, составляющих порцию вещества; N_A – постоянная Авогадро, моль^{-1} .

Масса одного моля вещества (молярная масса $M(X)$, г/моль) численно равна относительной молекулярной массе этого вещества, следовательно, ее легко рассчитать по данным ПСХЭ, суммируя относительные атомные массы элементов, входящих в химическую формулу вещества.

Стехиометрические коэффициенты веществ в уравнении реакции указывают на соотношение химических количеств реагентов и продуктов в данной реакции и позволяют перейти к массовым соотношениям в количественных расчетах.

Для газообразных веществ более удобный количественный показатель – объем $V(X)$, а основной закон – **закон Авогадро**: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствие из закона Авогадро: в нормальных условиях (н. у.), т. е. при давлении 101 325 Па и температуре 273 К, один моль любого газа занимает объем, равный 22,4 дм³. Это – молярный объем любого газа V_m (при н. у.).

Химическое количество вещества $n(X)$ может быть рассчитано как отношение массы вещества $m(X)$, г, к его молярной массе $M(X)$, г/моль, или для газообразных веществ как отношение объема газа $V(X)$ при н. у. к молярному объему V_m при н. у.:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m}.$$

Для химических реакций и систем справедливы все **общие естественнонаучные законы**: законы симметрии, статистические и вероятностные законы, закон сохранения массы, закон сохранения энергии.

Закон сохранения массы. Масса веществ, вступивших в реакцию (реагентов), равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции (продуктов). Это же справедливо и для каждого элемента в отдельности: число атомов элемента до реакции равно числу его атомов после реакции.

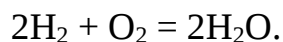
Для ионных реакций выполняется **закон сохранения заряда**: суммарный заряд частиц до реакции равен суммарному заряду частиц после реакции.

Частные химические (стехиометрические) законы устанавливают количественные соотношения элементов в соединениях с молекулярной структурой и в уравнениях химических реакций.

Закон постоянства состава. Всякое чистое вещество независимо от способа его получения имеет постоянный химический состав.

Закон кратных отношений. Если атомы двух элементов образуют между собой несколько разных по свойствам соединений, то отношение масс одного элемента, приходящихся на одну и ту же массу другого элемента, есть небольшое целое число. Например, олово, реагируя с газообразным хлором, дает два соединения: белое кристаллическое вещество и тяжелую подвижную жидкость, дымящую на воздухе. На 5 г олова при образовании первого вещества идет 3 г хлора, а для образования второго – 6 г. Отношение масс атомов хлора, приходящегося на одну и ту же массу атомов олова, равно 1 : 2. В современной записи эти соединения – SnCl_2 и SnCl_4 , и закон кратных отношений очевиден.

Закон объемных отношений. При одинаковых условиях объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа. Например, при взаимодействии двух объемов водорода и одного объема кислорода образуется два объема водяного пара. Эти числа совпадают со стехиометрическими коэффициентами соответствующих веществ в уравнении реакции



ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

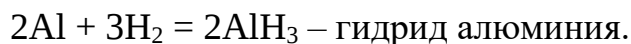
Основной особенностью атомов химических элементов является их способность образовывать химические соединения. Исключение составляют представители группы благородных газов (He, Ne, Ar), которые практически при всех условиях атомарны и не проявляют химической активности. Все остальные элементы периодической системы в атомарном состоянии химически активны и образуют многочисленные *гомо-* и *гетеросоединения*.

Гомосоединение – продукт взаимодействия атомов одного и того же элемента. Примеры: молекулы газов – O_2 , O_3 , Cl_2 , N_2 ; жидкости – ртуть Hg; твердые вещества – железо Fe, кремний Si. Степень окисления атомов элемента в гомосоединении равна нулю: O_2^0 , Cu^0 , Al^0 , S_8^0 , I_2^0 .

Среди гомосоединений выделяют *простые вещества* – наиболее устойчивые гомосоединения в характерном для них агрегатном состоянии. Пример: углерод образует несколько кристаллических форм – алмаз, графит, карбин, фуллерены с различным числом атомов углерода, углеродные нанотрубки. Наиболее устойчивая форма – простое вещество – графит.

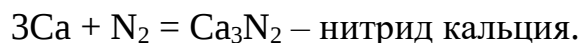
Гетеросоединения – продукты взаимодействия атомов различных элементов. Гетеросоединения делятся на соединения стехиометрического состава (с целочисленными индексами в формулах H_2O , $Fe_2(SO_4)_3$ и т. п.) и соединения нестехиометрического состава ($ZrN_{0,69}$, $TiO_{1,2}$). Мы изучаем химию стехиометрических соединений.

Простейшие гетеросоединения, состоящие из атомов двух элементов, называют *бинарными*. При их образовании атом более электроотрицательного элемента приобретает характерную для него отрицательную степень окисления, а атом менее электроотрицательного элемента – соответственно, положительную:



В данной реакции алюминий Al имеет степень окисления +3, а более электроотрицательный элемент водород H – низшую степень окисления –1: $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-1}{\text{H}_3}$.

Другой пример – соединение кальция и азота $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-3}{\text{N}_2}$:



Наиболее распространенные бинарные соединения – *оксиды*.

Сложные гетеросоединения – основания, кислоты, соли, комплексные соединения.

Важнейшими классами неорганических соединений являются **оксиды, основания, кислоты и соли**.

Основания и кислородсодержащие кислоты часто рассматриваются как гидраты оксидов и объединяются в единый класс *гидроксидов*, имеющих основной, амфотерный или кислотный характер.

Оксиды. Бинарные соединения, в состав которых входят атомы кислорода в степени окисления –2 (O^{-2}), называются **оксидами**.

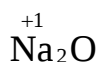
Название оксида состоит из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже. Переменная степень окисления указывается в скобках: FeO – оксид железа (II); Fe₂O₃ – оксид железа (III).

Классификация оксидов:

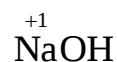
- несолеобразующие, или безразличные (N_2O , NO, CO, SiO);
- солеобразующие: основные, амфотерные, кислотные.

Основные оксиды – это оксиды *металлов* в невысокой степени окисления (+1, +2). Исключение составляют оксиды BeO, ZnO, SnO, PbO, являющиеся амфотерными. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соли. Основным оксидам отвечают гидроксиды – основания. Например:

Основной оксид



Основание

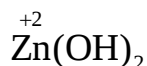


Амфотерные оксиды – оксиды *металлов* в степенях окисления +3, +4 и некоторые оксиды металлов в степени окисления +2 (BeO, ZnO, SnO, PbO). Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями (щелочами), образуя соли. Амфотерным оксидам отвечают гидроксиды, проявляющие как свойства кислот, так и свойства оснований. Например:

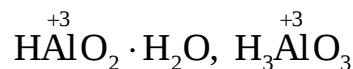
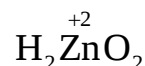
Амфотерный оксид



Основание



Кислота

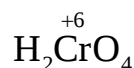
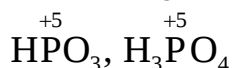
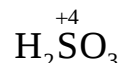


Кислотные оксиды – оксиды *неметаллов* (кроме несолеобразующих оксидов) в любой степени окисления и оксиды *металлов* в высоких степенях окисления (+5 и выше). Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, образуя соли. Кислотным оксидам отвечают гидроксиды – кислоты. Например:

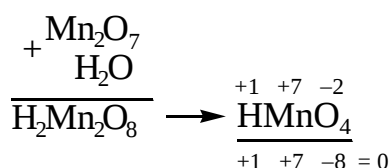
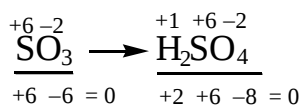
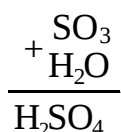
Кислотный оксид



Кислота



Чтобы правильно написать формулу кислоты, соответствующую данному оксиду, к оксиду добавляем H_2O и подсчитываем число атомов каждого элемента:

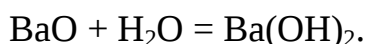


Если металл проявляет разные степени окисления и образует несколько оксидов, то чем выше степень окисления металла, тем более кислотный характер будет носить этот оксид. Так, $\overset{+2}{\text{MnO}}$ – основной оксид, $\overset{+4}{\text{MnO}_2}$ – амфотерный оксид, $\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$ – кислотный оксид.

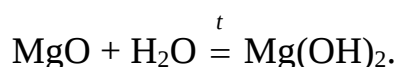
Химические свойства оксидов.

1. Взаимодействие с водой.

Основные оксиды с водой образуют основания, но при обычных условиях с водой взаимодействуют лишь оксиды щелочных (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O) и щелочноземельных металлов (CaO , SrO , BaO , RaO):



Оксид магния реагирует с водой лишь при нагревании:



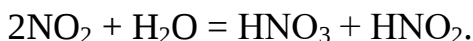
Оксиды, которым соответствуют нерастворимые основания, с водой непосредственно не взаимодействуют.

Кислотные оксиды (ангидриды) с водой образуют кислоты:



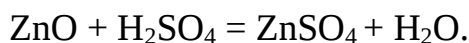
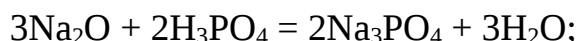
Большинство кислотных оксидов реагирует с водой; оксиды, которым соответствуют нерастворимые кислоты, например оксид кремния (IV), с водой непосредственно не взаимодействуют.

Существуют кислотные оксиды, способные при взаимодействии с водой давать две кислоты, например NO_2 :



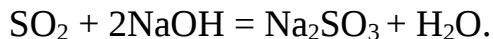
2. Взаимодействие с *кислотами*.

Все основные и амфотерные оксиды реагируют с кислотами, образуя соль и воду:

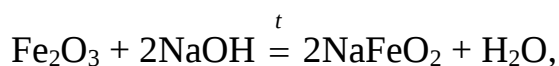


3. Взаимодействие со *щелочами*.

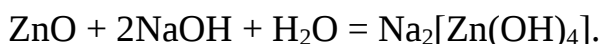
Кислотные и амфотерные оксиды реагируют со щелочами, образуя соль и воду:



Реакции с *амфотерными оксидами*, как правило, осуществляют либо при сплавлении:

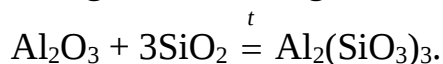
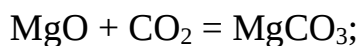


либо в концентрированных растворах щелочей:



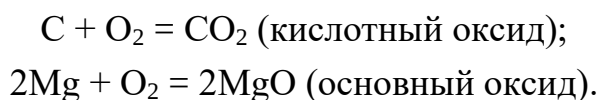
4. Взаимодействие основных и амфотерных *оксидов с кислотными и амфотерными*.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли:

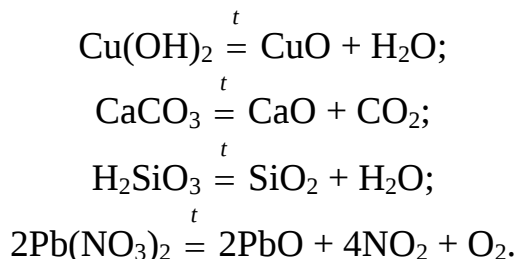


Получение оксидов.

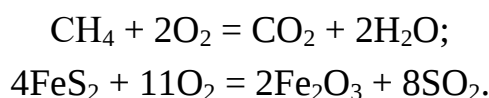
1. Окисление простого вещества кислородом, как правило, при нагревании:



2. Термическое разложение соответствующих кислот, оснований, а также неустойчивых при нагревании солей:



3. Окисление кислородом сложных веществ:



Основания. Соединения, состоящие из катионов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами OH^- , называются **основаниями**.

Все основания делятся на две группы: хорошо растворимые в воде и малорастворимые в воде (их условно называют нерастворимыми). Растворимые в воде сильные основания называются **щелочами**. Это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Классификация оснований:

- однокислотные (NaOH , CuOH);
- многокислотные (Ca(OH)_2 , Al(OH)_3).

Кислотность оснований определяют по числу гидроксогрупп, связанных с ионами металлов.

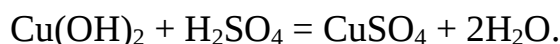
Химические свойства оснований.

1. Отношение к **индикаторам**.

Растворимые основания (щелочи) изменяют цвет индикаторов: лакмуса – в синий; фенолфталеина – в малиновый; метилового оранжевого – в желтый.

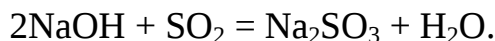
2. Взаимодействие с **кислотами**.

Все основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Эта реакция является **реакцией нейтрализации**:



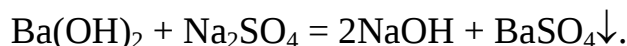
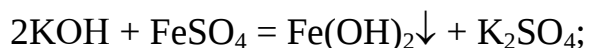
3. Взаимодействие с **кислотными оксидами** (т. е. ангидридами кислот).

Основания взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



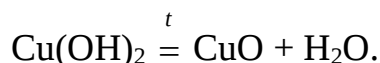
4. Взаимодействие с *солями*.

Растворимые основания реагируют с *растворимыми солями*, образуя новое основание и новую соль, при этом один из продуктов реакции обязательно должен выделяться в виде осадка:



5. *Разложение* оснований при нагревании.

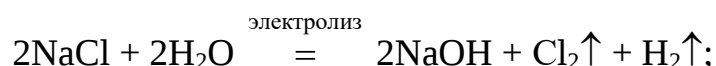
Большинство оснований при нагревании разлагаются на оксид и воду:



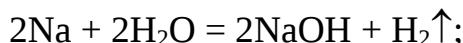
Получение оснований.

1. Растворимые основания получают:

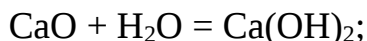
а) электролизом водных растворов солей:



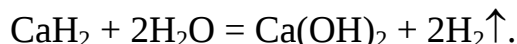
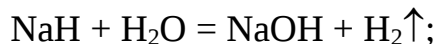
б) взаимодействием наиболее активных (щелочных и щелочноземельных) металлов с водой:



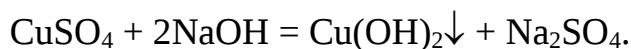
в) взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



г) взаимодействием гидридов активных металлов с водой:

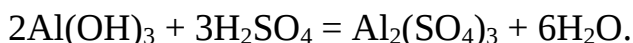
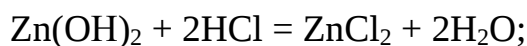
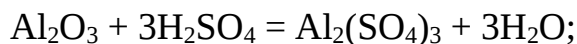
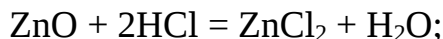


2. Нерастворимые основания получают действием растворимого основания на раствор соли:

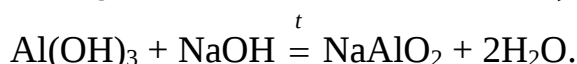
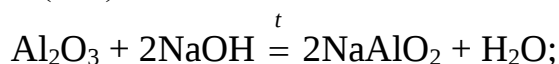
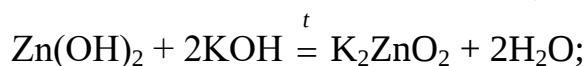
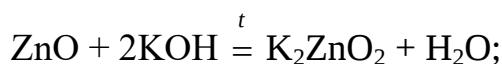


Амфотерные оксиды и гидроксиды. *Амфотерными* называют оксиды и гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, т. е. реагирующие соответственно как с кислотами, так и со щелочами. Амфотерному оксиду соответствует амфотерный гидроксид.

Проявляя основные свойства, амфотерные оксиды и гидроксиды реагируют с кислотами, образуя соль и воду, например:

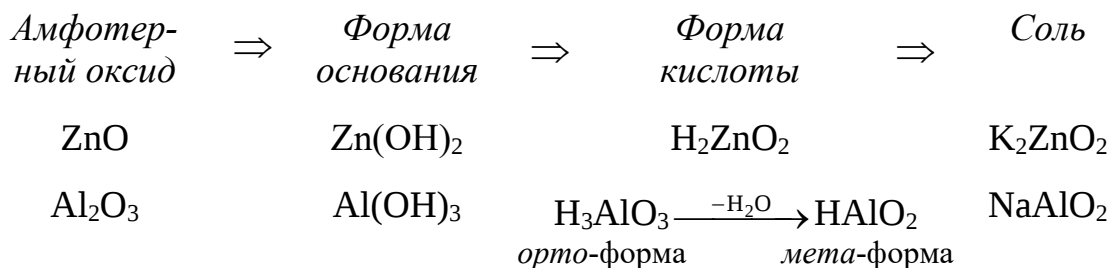


Проявляя кислотные свойства, они реагируют со щелочами, также образуя соль и воду, например при сплавлении:



В водных растворах результатом взаимодействия будут комплексные соли.

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



Кислоты. Сложные вещества, которые состоят из атомов водорода и кислотного остатка, называются *кислотами*.

Названия наиболее часто встречающихся кислот и соответствующих им солей приведены в табл. 1.

Таблица 1

Наиболее часто встречающиеся кислоты и соответствующие им соли

Название кислоты	Формула	Анион кислотного остатка	Название средней соли
Фтороводородная	HF	F ⁻	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl ⁻	Хлорид
Хлорная	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Перхлорат
Иодоводородная	HI	I ⁻	Иодид
Серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Сульфат
Сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Сульфит
Сероводородная	H ₂ S	S ²⁻	Сульфид
Азотная	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Нитрат
Азотистая	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Нитрит
Метафосфорная	HPO ₃	PO ₃ ⁻	Метафосфат
Ортофосфорная (фосфорная)	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Ортофосфат (фосфат)
Угльная	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	Силикат
Марганцевая	HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	Перманганат
Хромовая	H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	Хромат
Двуххромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Дихромат
Циановодородная (синильная)	HCN	CN ⁻	Цианид
Уксусная	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Ацетат

Классификация кислот:

- одноосновные (HCl, HNO₃);
- многоосновные (H₂SO₃, H₃PO₄).

Основность кислоты определяют по числу атомов водорода в кислоте, способных замещаться на атомы металла.

По содержанию кислорода различают:

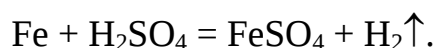
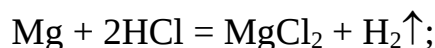
- бескислородные кислоты (HCl, H₂S, HCN);
- кислородсодержащие кислоты (HNO₃, H₂SO₄, H₃AsO₄).

Химические свойства кислот.**1. Отношение к индикаторам.**

В растворах кислот индикаторы лакмус и метиловый оранжевый окрашиваются в красный цвет; фенолфталеин в кислой среде бесцветен.

2. Взаимодействие с металлами.

Взаимодействие кислот с металлами приводит к образованию соли и выделению водорода:

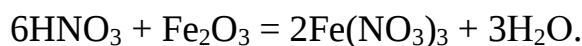
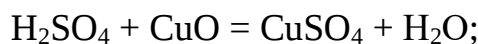


Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, могут замещать атомы водорода в кислотах, при этом образуется соль и выделяется водород, причем металл окисляется до низшей устойчивой в водной среде степени окисления (например, железо – до Fe^{2+}).

При действии *азотной* (в любой концентрации) или *концентрированной серной кислоты* на металлы также образуются соли, но *водород не выделяется*.

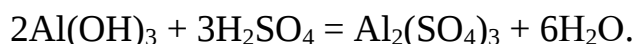
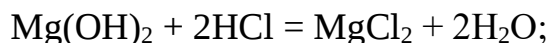
3. Взаимодействие с *оксидами*.

Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами приводит к образованию соли и воды:



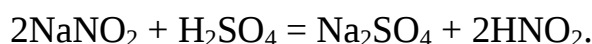
4. Взаимодействие с *основаниями*.

Кислоты взаимодействуют с основаниями (*реакция нейтрализации*), образуя соль и воду:

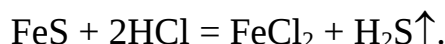
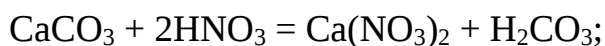
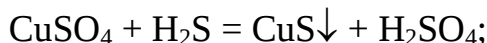


5. Взаимодействие с *солями*.

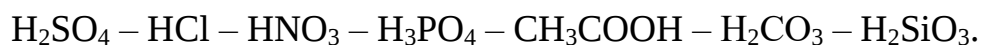
Кислоты взаимодействуют с солями, образуя новые кислоты (иногда их ангидриды) и новые соли. Реакции кислот с солями могут происходить при определенных условиях. Например, сильные кислоты (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 и др.) вытесняют в процессе взаимодействия с солями более слабые кислоты (HNO_2 , H_2CO_3 , H_2S и др.):



Кроме того, реакция возможна, если в итоге образуется нерастворимое, разлагающееся или летучее вещество (кислота или ее ангидрид):

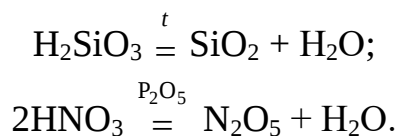


По способности вытеснять другие кислоты из их солей кислоты можно расположить в ряд:



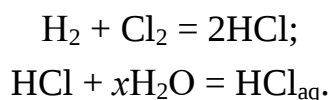
6. *Разложение* кислот.

Кислородсодержащие кислоты могут разлагаться при нагревании или действии на них осушителей (P_2O_5) на оксид и воду:

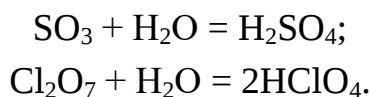


Получение кислот.

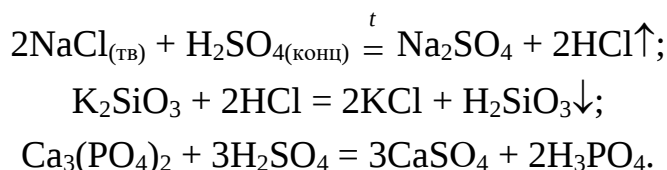
1. Только для *бескислородных кислот*: реакция простого вещества с водородом, затем растворение полученного газа в воде:



2. Только для *кислородсодержащих кислот*: взаимодействие ангидрида с водой (если образующаяся кислота растворима в воде):



3. Как для кислородсодержащих, так и для бескислородных кислот: действие сильной кислоты на соль с образованием летучей (H_2S , HCl), или малорастворимой (H_2SiO_3), или слабой кислоты (H_3PO_4 , HNO_2 и др.):

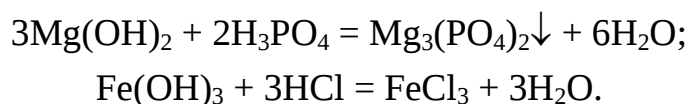


Соли. Соединения, состоящие из атомов металла и кислотного остатка, называются *солями*.

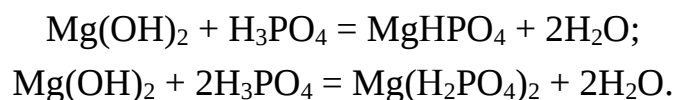
Классификация солей:

- средние, или нормальные (Na_2CO_3 , $CaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$);
- кислые ($NaHCO_3$, $K_2H_2P_2O_7$, $Ca(H_2PO_4)_2$);
- основные ($ZnOHCl$, $(CuOH)_2CO_3$, $[Fe(OH)_2]_2SO_4$);
- комплексные ($Na[Al(OH)_4]$, $K_3[Fe(CN)_6]$).

Средние соли – соли, полученные в результате полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла:

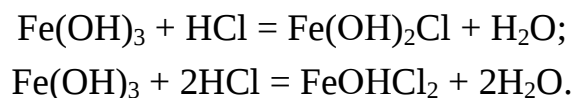


Кислые соли – соли, полученные вследствие неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла:



Кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты (H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_3PO_4 и т. д.).

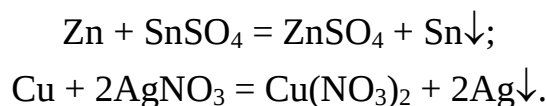
Основные соли – соли, полученные в результате неполного замещения гидроксогрупп OH^- в основании на кислотные остатки:



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

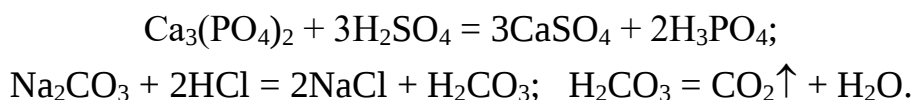
Химические свойства солей.

1. Взаимодействие с **металлами** (кроме щелочных и щелочноземельных):

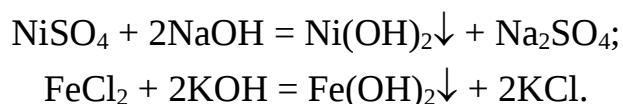


Металлы, расположенные в ряду напряжений левее, могут вытеснять металлы, расположенные в этом ряду правее, из растворов их солей, в результате чего образуется соль более активного металла и осадок менее активного металла.

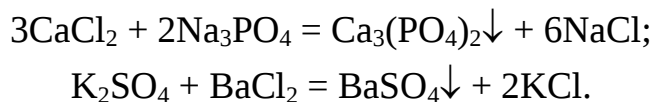
2. Взаимодействие **кислот с солями**:



3. Взаимодействие **оснований (щелочей) с солями**:



4. Взаимодействие **двух солей**:



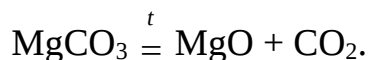
Две растворимые соли могут реагировать друг с другом и давать две новые соли, одна из которых должна выделяться в виде осадка.

Последние три случая представляют собой **реакции ионного обмена**, которые идут лишь при условиях, определяющих возможность протекания реакций этого типа (хотя бы один из образу-

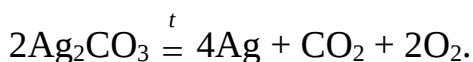
щихся продуктов должен уходить из зоны реакции: выпадать в осадок или выделяться в виде газа).

5. *Разложение солей.*

Некоторые соли сравнительно легко разлагаются при нагревании. Так, карбонаты (за исключением карбонатов щелочных металлов) при нагревании разлагаются на оксид металла и углекислый газ:



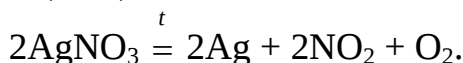
Если же оксид неустойчив, то образуется металл:



Разложение при нагревании характерно и для нитратов. В случае нитратов щелочных металлов продуктами разложения являются соответствующие нитриты:



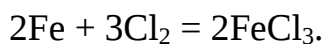
Нитраты других металлов разлагаются до оксидов (если последние устойчивы при нагревании) или до металла (если оксиды неустойчивы). Например:



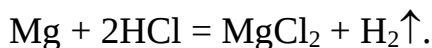
Получение солей.

Средние соли можно получать, используя следующие реакции:

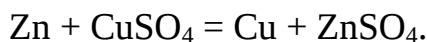
1. Синтез из простых веществ (реакция соединения металла и неметалла):



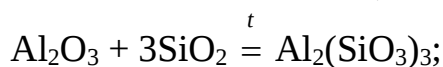
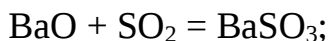
2. Действие кислоты на металл:

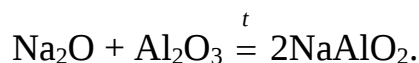


3. Действие металла, стоящего левее в ряду напряжений, на соль металла, находящегося в этом ряду правее:

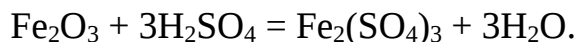
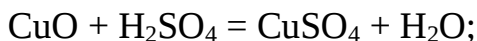


4. Реакция соединения оксидов:

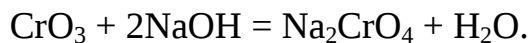
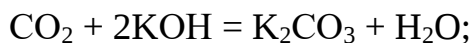




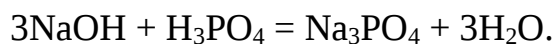
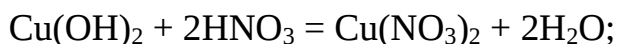
5. Действие кислоты на основной или амфотерный оксид:



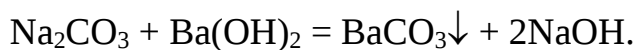
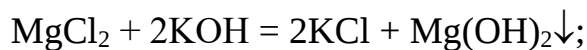
6. Действие кислотного оксида на основание:



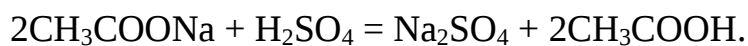
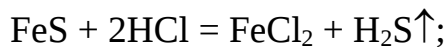
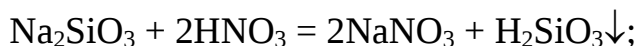
7. Реакция нейтрализации между кислотой и основанием:



8. Реакция обмена между растворимой солью и растворимым основанием:



9. Реакция обмена между кислотой и солью:



10. Реакция обмена между растворимыми солями:

