

§ 1. Основные классы неорганических веществ

Все известные неорганические вещества можно разделить на группы, или классы соединений. Такое деление называется *классификацией*. Вещества одного и того же класса обладают схожими свойствами, или признаками. Наиболее простая классификация основана на различии веществ по их агрегатному состоянию — твердому, жидкому и газообразному. Однако она не является строгой, поскольку большинство веществ, в зависимости от условий (температуры и давления), могут находиться в каждом из этих состояний. Чаще всего неорганические вещества классифицируются по составу, строению и химическим свойствам.

Классификация веществ

Общая схема классификации неорганических веществ представлена на рисунке 1. Из схемы видно, что все неорганические вещества по числу химических элементов, входящих в их состав, делятся на две группы — простые и сложные. Вспомните, чем они отличаются друг от друга? Как вы уже знаете, к простым веществам относятся **металлы** и **неметаллы**.

Сложные неорганические вещества подразделяются по качественному составу и по химическим свойствам на несколько классов, важнейшими из которых являются: **оксиды**, **кислоты**, **основания** и **соли**. Все металлы, основания и соли относятся к веществам *немолекулярного* строения. Что касается неметаллов, оксидов и кислот, то среди них есть вещества как *немолекулярного*, так и *молекулярного* строения.

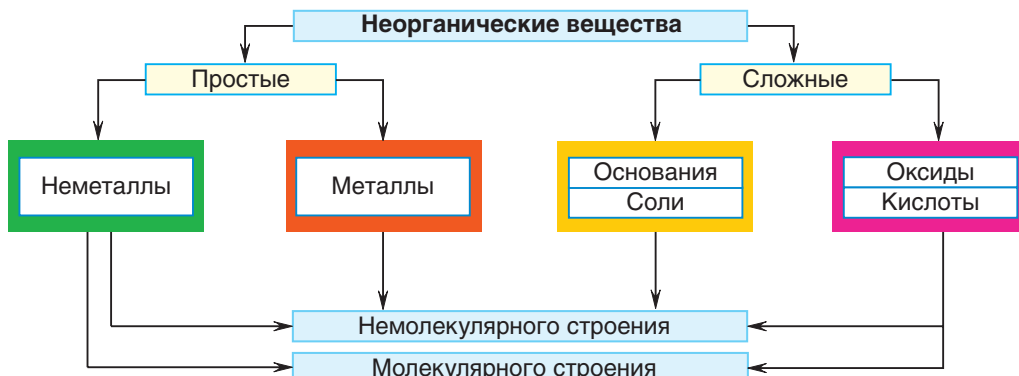


Рис. 1. Основные классы неорганических веществ

Рассмотрим более подробно важнейшие классы сложных неорганических веществ.

Оксиды

! Оксиды — сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых кислород.

Степень окисления атомов кислорода в оксидах равна -2 :



Название оксида образуется из слова «оксид» и названия второго элемента в родительном падеже, например CaO — оксид кальция, SO_3 — оксид серы(VI). Если элемент может находиться в разных степенях окисления и образует несколько оксидов, в скобках указывается степень окисления этого элемента в данном оксиде.

По способности реагировать с кислотами и основаниями с образованием солей все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К солеобразующим относятся основные, кислотные и амфотерные оксиды, принципиальное отличие между которыми заключается в их отношении к кислотам и щелочам.

Важнейшие химические свойства оксидов представлены в таблице 1.

Таблица 1. Важнейшие химические свойства оксидов

Вещества, с которыми реагируют основные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3;$ $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$
Вода (реагирует с оксидами только щелочных и щёлочноземельных металлов)	Основания (щёлочи)	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH};$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
Вещества, с которыми реагируют кислотные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Щёлочи	Соли и вода	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы

Оснóвные оксиды	Соли	$\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_3$; $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
Вода (реагирует со всеми кислотными оксидами, кроме SiO_2)	Кислород-содержащие кислоты	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$
Вещества, с которыми реагируют амфотерные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли	$\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Расплавленные щёлочи	Соли условных кислот H_2ZnO_2 , HAlO_2 и вода	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Оснóвные оксиды	Соли условных кислот H_2ZnO_2 , HAlO_2	$\text{ZnO} + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{ZnO}_2$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{BaO} = \text{Ba}(\text{AlO}_2)_2$

Кислоты



Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, соединены с кислотными остатками.

Число атомов водорода в формулах кислот называется их *оснóвностью*. В соответствии с этим HCl — однооснóвная, H_2SO_4 — двухоснóвная, H_3PO_4 — трехоснóвная кислоты.

По составу неорганические кислоты делятся на *кислородсодержащие* (H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — фосфорная, HNO_3 — азотная) и *бескислородные* (HCl — хлороводородная, H_2S — сероводородная). Хлороводородную кислоту часто называют *соляной*.

Почти все кислоты — вещества молекулярного строения. Большинство кислот хорошо растворимы в воде. К нерастворимым относится, например, кремниевая кислота H_2SiO_3 .

Важнейшие химические свойства кислот проявляются в их реакциях с металлами, оснóвными оксидами, основаниями и солями (табл. 2).

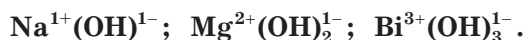
Таблица 2. Важнейшие химические свойства кислот

Вещества, с которыми реагируют кислоты	Продукты реакций	Примеры
Металлы, расположенные в ряду активности до водорода	Соли и водород	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$; $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
Основные оксиды	Соли и вода	$2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{HBr} + \text{FeO} = \text{FeBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Основания	Соли и вода	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соли	Новые соли и кислоты	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$; $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$

Основания

! Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксигрупп OH .

Напомним, что группа OH одновалентна, а ее заряд равен 1^- :



Названия оснований состоят из двух слов, первое из которых — это слово «гидроксид», а второе — русское название металла в родительном падеже, например:

NaOH — гидроксид натрия; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — гидроксид цинка.

Все основания — твердые вещества молекулярного строения. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, например NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, растворимы в воде и имеют общее название — **щёлочи**.

Важнейшие химические свойства оснований проявляются в их реакциях с кислотами, кислотными оксидами, солями, а также в их отношении к нагреванию (табл. 3, с. 10).

Таблица 3. Важнейшие химические свойства оснований

Вещества, с которыми реагируют основания	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли и вода	$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Соли	Новые соли и основания	$3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow;$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$

Малорастворимые и нерастворимые основания при нагревании разлагаются на соответствующий оксид металла и воду:

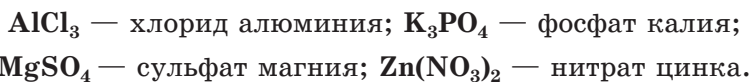


Соли



Соли — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Название любой соли состоит из двух слов, первое из которых — название кислотного остатка в именительном падеже, а второе — название металла в родительном падеже:



Если металл может находиться в разных степенях окисления и образует несколько солей, то в скобках указывается степень окисления атомов металла в данной соли, например $\text{Fe}^{\text{+2}}\text{SO}_4$ — сульфат железа(II), $\text{Fe}_2^{\text{+3}}(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа(III).

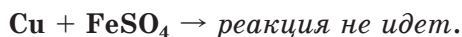
Все соли — твердые кристаллические вещества немолекулярного строения, большинство хорошо растворимы в воде.

Важнейшие химические свойства солей — их взаимодействие с металлами, кислотами, щелочами и другими солями (табл. 4).

Таблица 4. Важнейшие химические свойства солей

Вещества, с которыми реагируют соли	Продукты реакций	Примеры
Металлы	Новые металлы и соли	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu}\downarrow + \text{FeSO}_4$; $3\text{AgNO}_3 + \text{Al} = 3\text{Ag}\downarrow + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Кислоты	Новые соли и кислоты	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$; $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
Основания (щёлочи)	Новые основания и соли	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$; $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{KOH} + \text{BaCO}_3\downarrow$
Соли	Новые соли	$\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}\downarrow$; $\text{ZnSO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSO}_4\downarrow + \text{ZnCl}_2$

Напоминаем, что для реакций солей с металлами справедливо правило: *более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из раствора соли менее активный металл, который располагается в этом ряду правее.* Соответственно, менее активный металл не может вытеснить более активный из раствора его соли:



Вопросы и задания

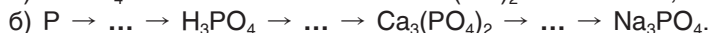
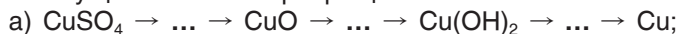
1. Чем различаются между собой: а) простые и сложные вещества; б) вещества молекулярного и немолекулярного строения? Приведите по три примера соответствующих веществ.
2. По каким признакам оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные? Приведите по три примера оксидов каждого типа, назовите их.
3. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства основных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида натрия с водой; б) оксида железа(II) с соляной кислотой; в) оксида лития с оксидом фосфора(V). Назовите образующиеся вещества.
4. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислотных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида азота(V) с водой; б) оксида углерода(IV) с гидроксидом лития; в) оксида серы(VI) с оксидом калия; г) оксида фосфора(V) с оксидом магния. Назовите образующиеся вещества.

- Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислот. Составьте уравнения реакций: а) серной кислоты с алюминием; б) соляной кислоты с оксидом стронция; в) фосфорной кислоты с карбонатом калия; г) сернистой кислоты с гидроксидом кальция. Назовите образующиеся вещества.
- Охарактеризуйте важнейшие химические свойства оснований. Составьте уравнения реакций: а) гидроксида меди(II) с азотной кислотой; б) гидроксида кальция с оксидом азота(V); в) гидроксида лития с сульфатом железа(III); г) термического разложения гидроксида хрома(III). Назовите образующиеся вещества.
- Углекислый газ, образовавшийся при термическом разложении карбоната кальция массой 20 г, полностью прореагировал с гидроксидом лития. Найдите массу образовавшейся при этом соли.
- Смесь порошков меди и цинка общей массой 19,4 г внесли в соляную кислоту (избыток). В результате реакции выделился газ объемом 4,48 дм³ (н. у.). Рассчитайте массовую долю меди в исходной смеси.

Готовимся к олимпиадам

1. В результате взаимодействия солей А и В образовались две новые соли — фосфат кальция и хлорид калия. Масса соли А, у которой молярная масса меньше, чем у соли В, составляла 22,2 г. Рассчитайте массу прореагировавшей соли В.

2. Заполните пропуски и составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить все превращения:



§ 2. Строение атома и периодический закон

Мы живем в мире веществ, из которых состоят все тела как природного, так и искусственного происхождения. Земля, океаны и моря, даже воздух, — все имеет вещественную основу. Число известных науке веществ близко к 150 млн и с каждым днем увеличивается на несколько тысяч.

Вам уже хорошо известно, что сами вещества состоят из различных **атомов** химических элементов — мельчайших, *химически неделимых* частиц, т. е. не исчезающих и не возникающих при химических реакциях. В течение многих веков атом считался элементарной, далее неделимой частицей. И только открытия, сделанные физиками на рубеже XIX — XX в., дали неоспоримые доказательства сложности строения атома. Английский ученый Э. Резерфорд в 1911 г. предложил модель строения