

Кислоты, их классификация и свойства

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в таблице 10.

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Т а б л и ц а 10

| Признак классификации | Группы кислот | Примеры |
|---------------------------------------|---------------------|--|
| Наличие кислорода в кислотном остатке | Кислород-содержащие | H_3PO_4 , HNO_3 |
| | Бескислородные | H_2S , HCl , HBr |
| Основность | Одноосновные | HCl , HNO_3 |
| | Двухосновные | H_2S , H_2SO_4 |
| | Трёхосновные | H_3PO_4 |
| Растворимость в воде | Растворимые | H_2SO_4 , H_2S , HNO_3 |
| | Нерастворимые | H_2SiO_3 |
| Летучесть | Летучие | H_2S , HCl , HNO_3 |
| | Нелетучие | H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 |
| Степень электролитической диссоциации | Сильные | H_2SO_4 , HCl , HNO_3 |
| | Слабые | H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 |
| Стабильность | Стабильные | H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl |
| | Нестабильные | H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 |

При обычных условиях кислоты могут быть твёрдыми (фосфорная H_3PO_4 , кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью будет серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Вы уже знаете, что угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3 кислоты существуют только в водных растворах, так как являются слабыми и нестойкими. Они легко разлагаются на оксиды углерода (IV) и серы (IV) — CO_2 и SO_2 соответственно — и воду. Поэтому выделить эти кислоты в чистом виде невозможно.

Часто путают понятия «летучесть» и «устойчивость» (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, т. е. испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой; нелетучая нерастворимая кремниевая кислота при стоянии разлагается на воду и оксид кремния (IV) SiO_2 .

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водные растворы хромовой кислоты H_2CrO_4 имеют жёлтую окраску, марганцевой кислоты HMnO_4 — малиновую.

Однако, какими бы разными ни были кислоты, все они образуют при диссоциации катионы водорода, которые и обуславливают ряд общих свойств: кислый вкус, изменение окраски индикаторов (лакмуса и метилового оранжевого), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание \longrightarrow соль + вода.

(реакция обмена)

2. Кислота + оксид металла \longrightarrow соль + вода.

(реакция обмена)

3. Кислота + металл \longrightarrow соль + водород.

(реакция замещения)

4. Кислота + соль \longrightarrow новая кислота + новая соль.

(реакция обмена)

Основания, их классификация и свойства

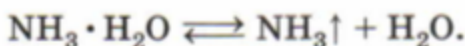
Разделение оснований на группы по различным признакам представлено в таблице 11.

Все основания, кроме раствора аммиака в воде, представляют собой твёрдые вещества, имеющие различную окраску. Например, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ белого цвета, гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, гидроксид никеля (II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ зелёного цвета, гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ красно-бурого цвета и т. д.

Водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, в отличие от других оснований, содержит не катионы металла, а слож-

| Признак классификации | Группы оснований | Примеры |
|---------------------------------------|------------------------------------|---|
| Растворимость в воде | Растворимые основания (щёлочи) | NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ |
| | Нерастворимые основания | Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ |
| Степень электролитической диссоциации | Сильные ($\alpha \rightarrow 1$) | Щёлочи |
| | Слабые ($\alpha \rightarrow 0$) | Водный раствор аммиака NH ₃ · H ₂ O |
| Кислотность (число гидроксогрупп) | Однокислотные | NaOH, KOH |
| | Двухкислотные | Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ |

ный однозарядный катион аммония NH₄⁺ и существует только в растворе (этот раствор вам известен под названием нашатырного спирта). Он легко разлагается на аммиак и воду:



Однако, какими бы разными ни были основания, все они состоят из ионов металла и гидроксогрупп, число которых равно степени окисления металла.

Все основания, и в первую очередь щёлочи (сильные электролиты), образуют при диссоциации гидроксид-ионы OH⁻, которые и обуславливают ряд общих свойств: мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции оснований

1. Основание + кислота \rightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
2. Щёлочь + оксид неметалла \rightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
3. Щёлочь + соль \rightarrow новое основание + новая соль.
(реакция обмена)

Первая реакция (универсальная) была рассмотрена в § 38.

Оксиды, их классификация и свойства

Понятие «*оксиды*» включает бесконечное разнообразие веществ: *жидкие*, например оксид водорода, или вода; *твёрдые*, например оксид кремния (IV) — песок и множество разновидностей кварца, среди которых халцедон и аметист, горный хрусталь и морион; *газообразные*, например оксиды углерода (IV) и (II) — углекислый и угарный газы.

По своим химическим свойствам все оксиды подразделяют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.



Несолеобразующими оксидами называют такие оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов немного. В их состав входят элементы-неметаллы, например:
оксиды азота (I) и (II) — N_2O и NO ,
оксид углерода (II) — CO и некоторые другие.



Солеобразующими оксидами называют такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *основные*, *кислотные* и *амфотерные*. С последними вы будете знакомиться в 9 классе.



Основные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания.

Например,

MgO соответствует $\text{Mg}(\text{OH})_2$,

Na_2O — NaOH ,

BaO — $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и т. д.

К основным оксидам относят оксиды металлов с не большими степенями окисления (+1 и +2), т. е. оксиды металлов IA и IIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева, HgO, MnO и некоторые другие. Все основные оксиды представляют собой твёрдые вещества.

Типичные реакции основных оксидов

1. Основной оксид + кислота \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)





Кислотные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

К кислотным оксидам относят оксиды неметаллов:

| | | |
|------------------------|---|--------------------------------|
| N_2O_3 | | соответствует HNO_2 , |
| N_2O_5 | — | HNO_3 , |
| SO_2 | — | H_2SO_3 , |
| SO_3 | — | H_2SO_4 , |
| SiO_2 | — | H_2SiO_3 , |
| CO_2 | — | H_2CO_3 , |
| P_2O_5 | — | H_3PO_4 , |

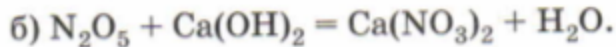
а также оксиды металлов с большим значением степени окисления, например:

$\overset{+6}{\text{CrO}_3}$ соответствуют хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоты,

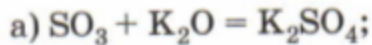
$\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$ — марганцевая кислота HMnO_4 .

Типичные реакции кислотных оксидов

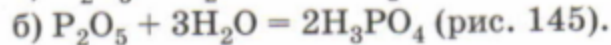
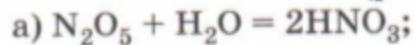
1. Кислотный оксид + основание \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)



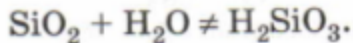
2. Кислотный оксид + основной оксид \longrightarrow соль.
(реакция соединения)



3. Кислотный оксид + вода \longrightarrow кислота.
(реакция соединения)



Однако эта реакция возможна только в том случае, если кислотный оксид растворим в воде. А если взять оксид кремния (IV), то реакция практически не пойдёт:



Соли, их классификация и свойства

Из всех неорганических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твёрдые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.



Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.

В начале XIX в. шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями, или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли *средние*, *кислые* и *основные*.



Средние соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру. Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия,

CuSO_4 — сульфат меди (II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:

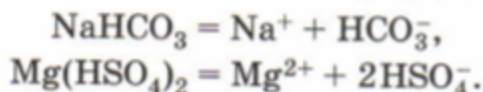


Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую соду NaHCO_3 , состоящую из катиона металла Na^+ и кислотного однозарядного остатка HCO_3^- . Для аналогичной кислотной соли кальция формулу записывают так: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Названия этих солей складывают из названий средних солей с прибавлением слова *гидро-*, например: $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:



Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, о котором вы читали в сказах П. Бажова. Он состоит из двух гидроксокатионов CuOH^+ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-} .

Катион CuOH^+ имеет заряд $1+$, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия таких солей будут такими же, как и у средних солей, но с прибавлением слова *гидроксо-*, например $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II) или AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Подавляющее большинство основных солей нерастворимы или малорастворимы. Последние диссоциируют так:



Типичные реакции средних солей

1. Соль + кислота \longrightarrow другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)

2. Соль + щёлочь \longrightarrow другая соль + другое основание.
(реакция обмена)

3. Соль₁ + соль₂ \longrightarrow соль₃ + соль₄.

(реакция обмена: в реакцию вступают две соли,
в результате получаются две другие соли)

4. Соль + металл \longrightarrow другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Первые две реакции обмена уже были подробно рассмотрены в § 38 и 39.