

Кислоты

С одним из представителей веществ этого класса уже познакомились, когда рассматривали летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl . Раствор его в воде и представляет собой соляную кислоту. Она имеет ту же формулу HCl . Аналогично при растворении в воде другого летучего водородного соединения — сероводорода H_2S — образуется раствор сероводородной кислоты с формулой H_2S .

Молекулы этих кислот состоят из двух элементов, т. е. они являются бинарными соединениями. Однако к классу кислот относят также и соединения, состоящие из большего числа химических элементов. Как правило, третьим элементом, входящим в состав кислоты, является кислород. Поэтому такие кислоты называют **кислородсодержащими**, в отличие от HCl и H_2S , которые называют **бескислородными**. Перечислим некоторые кислородсодержащие кислоты.

Азотная кислота — HNO_3 .

Азотистая кислота — HNO_2 .

Серная кислота — H_2SO_4 .

Сернистая кислота — H_2SO_3 .

Угольная кислота — H_2CO_3 .

Кремниевая кислота — H_2SiO_3 .

Фосфорная кислота — H_3PO_4 .

Обратите внимание, что все кислоты (и кислородсодержащие, и бескислородные) обязательно содержат водород, который в формуле записывают на первом месте. Всю остальную часть формулы называют *кислотным остатком*. Например, у HCl кислотным остатком является Cl , а у H_3PO_4 кислотный остаток PO_4^{3-} .



Кислотами называют сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Как правило, кислотные остатки образуют элементы-неметаллы.

По формулам кислот можно определить степени окисления атомов химических элементов, образующих кислоты.

Для бинарных кислот это сделать просто. Так как у водорода степень окисления +1, то в соединении HCl у хлора степень окисления -1, а в соединении H_2S у серы степень окисления -2.

Несложно будет рассчитать и степени окисления атомов элементов-неметаллов, образующих кислотные остатки кислородсодержащих кислот. Нужно только помнить, что суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна нулю, а степени окисления водорода +1 и кислорода -2. Тогда, например, по формуле серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4^{+1x-2}$ можно составить уравнение:

$$(1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0,$$

где x — степень окисления серы, откуда $x = +6$. Отсюда формула серной кислоты с проставленными степенями окисления принимает вид $\text{H}_2\text{SO}_4^{+1+6-2}$.

Зная степень окисления элемента-неметалла, образующего кислотный остаток кислородсодержащей кислоты, можно определить, какой оксид ей соответствует.

Например, серной кислоте $\text{H}_2\text{SO}_4^{+1+6-2}$, в которой у серы степень окисления равна +6, соответствует оксид серы (VI) SO_3^{+6} ; азотной кислоте HNO_3^{+1+5-2} , в которой у азота степень окисления равна +5, соответствует оксид азота (V) $\text{N}_2\text{O}_5^{+5}$.

По формулам кислот можно также определить и общий заряд, который имеют кислотные остатки. Заряд кислотного остатка всегда отрицателен и равен числу атомов водорода в кислоте. Число атомов водорода в кислоте называют **основностью**. Для *одноосновных* кислот, содержащих один атом водорода, например HCl и HNO_3 , заряды ионов кислотных остатков, которые они образуют в растворе, равны 1-, т. е. Cl^- и NO_3^- . Для *двухосновных* кислот, например H_2SO_4 и H_2S , заряды кислотных остатков равны 2-, т. е. SO_4^{2-} и S^{2-} . Кислотный остаток, например $(\text{SO}_4)^{2-}$, имеет общий заряд 2- и представляет собой сложный ион, который образуется при растворении кислоты в воде.

Бинарные бескислородные кислоты HCl и H_2S образуют в водных растворах *простые ионы* Cl^- и S^{2-} , а кислородсодержащие кислоты образуют *сложные ионы*, например NO_3^- и SO_4^{2-} .

Для того чтобы различать степени окисления и заряды ионов, условились записывать знак «+» или «-» перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления¹: P^5 , но после цифры, указывающей величину заряда иона²: PO_4^{3-} . И ещё: единичный заряд степени окисления обозначают цифрой +1 или -1, а единичный заряд иона — только знаками «+» или «-». Например, степень окисления Cl^- , а заряд иона Cl^- .

Познакомимся с некоторыми из кислот.

В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля, муравьиная кислота в пчелином

¹ Степень окисления записывают над символом элемента.

² Заряд иона записывают справа от символа химического элемента.



Рис. 62. Кислоты в природе

яде и жгучих волосках крапивы (рис. 62). Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая едкие капельки, содержащие муравьиную кислоту.

При сбраживании виноградного сока получается уксусная кислота, а при сбраживании молока — молочная кислота (рис. 63). Она же образуется при квашении капусты и при силосовании кормов для скота. В быту часто применяют лимонную и уксусную кислоты. Употребляемый в пищу уксус — это раствор уксусной кислоты.

Многие кислоты, например серная и соляная, нужны в народном хозяйстве в огромных количествах.

Рис. 63. Кислоты в продуктах питания

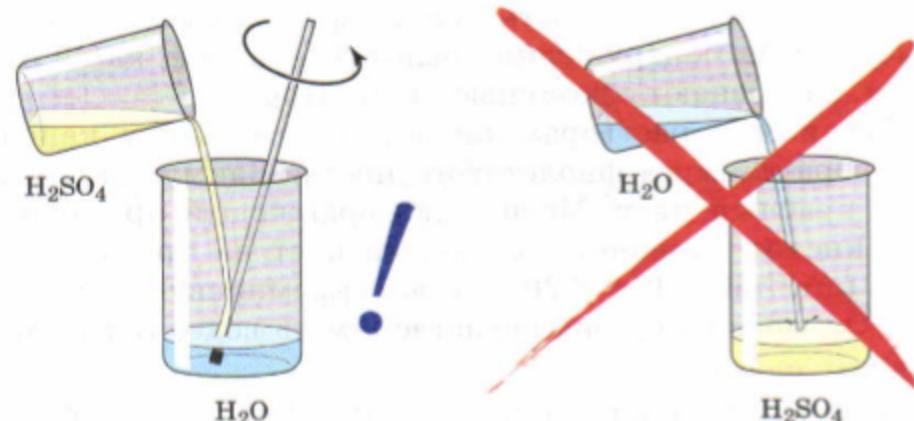


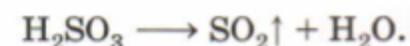
Рис. 64. Разбавление концентрированной серной кислоты водой

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это свойство серной кислоты используют для осушения некоторых газов.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. Если воду влиять в серную кислоту, то вода, не успев смешаться с кислотой, может закипеть и выбросить брызги серной кислоты на лицо и руки работающего. Чтобы этого не случилось, *при растворении серной кислоты нужно влиять её тонкой струей в воду и перемешивать* (рис. 64).

Серная кислота обугливает древесину, кожу, ткани. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучинку, то происходит химическая реакция — лучинка обугливается. Теперь понятно, как опасно попадание брызг серной кислоты на кожу человека и одежду.

Угольная и сернистая кислоты — H_2CO_3 и H_2SO_3 — в свободном виде не существуют, так как они разлагаются на воду и соответствующий оксид (газ):



Растворы всех кислот кислые, но распознавать концентрированные кислоты на вкус не решится ни один

химик — это опасно. Есть более эффективные и безопасные способы обнаружения кислот. Их так же, как и щёлочи, распознают с помощью индикаторов.

Добавим к растворам кислот по нескольку капель раствора лакмуса фиолетового цвета. Лакмус окрасится в красный цвет. Метиловый оранжевый при действии кислот изменяет оранжевый цвет на красно-розовый (см. табл. 4 в § 20). А вот кремниевую кислоту H_2SiO_3 , поскольку она нерастворима в воде, так распознавать нельзя.

Кроме этих индикаторов химики используют множество других, в том числе и смеси различных индикаторов. Наиболее удобен универсальный индикатор, который представляет собой смесь индикаторов, нанесённую на специальные бумажные полоски. Изменение цвета при помещении такой полоски в испытуемый раствор сигнализирует не только о том, является ли среда раствора нейтральной, щелочной или кислотной, но также и о том, насколько значительны его кислотность или щёлочность, которые оцениваются по специальной шкале (рис. 65). Эта шкала нанесена на упаковку полосок универсальной индикаторной бумаги. Она называется шкалой pH (читается «пэ-аш»). Значение pH *нейтральной среды* (например, дистиллированной воды) равно 7,0 (pH = 7,0). В *кислотной среде* pH меньше 7,0 (pH < 7,0), и чем меньше эта величина, тем выше кислотность раствора. В *щелочной среде* pH больше

	Нейтральная												
Среда раствора	Сильно-кислотная			Слабо-кислотная			Слабо-щелочная			Сильно-щелочная			
Значение pH	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10,0	11,0	12,0
Окраска	Красная	Красная	Красная	Красная	Оранжевая	Оранжевая	Оранжевая	Желтая	Желтая	Зеленая	Зеленая	Голубая	Голубая

7,0 ($\text{pH} > 7,0$), и чем больше эта величина, тем выше щёлочность раствора. Изменение цвета поглощённой в испытуемый раствор, затем сравнивают со шкалой.

Кислоты, их классификация и свойства

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

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Таблица 10

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	Кислородсодержащие	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 обусловливают 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)