



### Вопросы и задания

1. Перечислите признаки, по которым атом химического элемента отличается от соответствующего ему иона.
2. Как называются и чем отличаются друг от друга частицы, изображенные символами: а)  $\text{Cl}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cl}_2$ ; б)  $\text{Na}$ ,  $\text{Na}^+$ ; в)  $\text{H}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2$ ?
3. Составьте электронные формулы ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ . Атомы каких химических элементов имеют такое же электронное строение, как каждый из ионов?
4. В водопроводной воде обнаруживаются ионы:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Напишите формулы веществ, которые могут находиться в этой воде.
5. Какие из указанных ионов —  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{F}^-$  — являются катионами, а какие — анионами?
6. Приведите примеры солей, при диссоциации 1 моль которых образуется: а) 2, б) 3, в) 5 моль ионов.
7. В результате диссоциации иодида металла химическим количеством 1 моль образовалось 2 моль иодид-ионов. Определите заряд иона металла.
8. Определите общее число электронов в сульфат-ионе ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

### Готовимся к олимпиадам

1. Рассчитайте массу и химическое количество катионов железа, которые содержатся в растворе сульфата железа(II) объемом  $0,5 \text{ дм}^3$  с молярной концентрацией соли, равной  $0,3 \text{ моль/дм}^3$ .
2. Определите, каким ионам соответствуют схемы строения электронных оболочек  $[2, 8, 8]^{2-}$ ,  $[2, 8]^{2+}$ ,  $[2, 8]^{3-}$ ,  $[2, 8, 8]^-$ ,  $[2, 8, 8]^+$ . Составьте формулы всех веществ, которые могут быть образованы данными ионами.

## § 10. Сильные и слабые электролиты

Все ли электролиты диссоциируют одинаково? Каждое вещество обладает определенными свойствами и, возможно, процесс диссоциации разных веществ протекает в различной степени. Действительно, если сравнить электропроводность растворов хлороводородной и угольной кислот, то оказывается, что при их одинаковой молярной концентрации раствор хлороводорода обладает большей электропроводностью. Следовательно, в растворе хлороводородной кислоты больше заряженных частиц (ионов), т. е. молекулы  $\text{HCl}$  диссоциируют лучше.

В зависимости от способности к диссоциации все электролиты условно делят на две группы — сильные и слабые. К **сильным электролитам** относятся вещества, которые при растворении практически полностью диссоциируют на ионы. Это почти все соли, щёлочи ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$  и др.), кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  и др.), которые так и называются —

*сильные кислоты* (рис. 23, вверху). Диссоциацию таких электролитов записывают в виде уравнения со стрелкой в одном направлении:



При растворении ионного соединения его кристаллическая структура разрушается под действием молекул воды, в результате чего в растворе образуются гидратированные ионы (см. рис. 17). Поэтому все растворимые ионные соединения в растворах находятся в виде ионов.

Вещества молекулярного строения с ковалентной полярной связью также способны распадаться на ионы в водных растворах (см. рис. 18). Полярные молекулы воды усиливают полярность молекулы электролита, превращая ее практически в ионную структуру с последующим распадом на ионы. Диссоциация полярных молекул может быть полной или частичной в зависимости от степени полярности связей в молекуле.

К **слабым электролитам** относятся вещества, при растворении диссоциирующие на ионы в незначительной степени. Это, например, такие кислоты как  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  (азотистая кислота),  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , все органические кислоты. В водных растворах они диссоциируют обратимо. Это означает, что одновременно в растворе осуществляются два противоположных процесса — распад молекул на ионы (*диссоциация*) и объединение ионов в молекулы (*ассоциация*). Поэтому в растворах слабых электролитов наряду с ионами содержатся недиссоциированные молекулы. Диссоциацию таких электролитов, например азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$ , отображают в виде уравнения с двумя противоположно направленными стрелками (см. рис. 23, внизу):

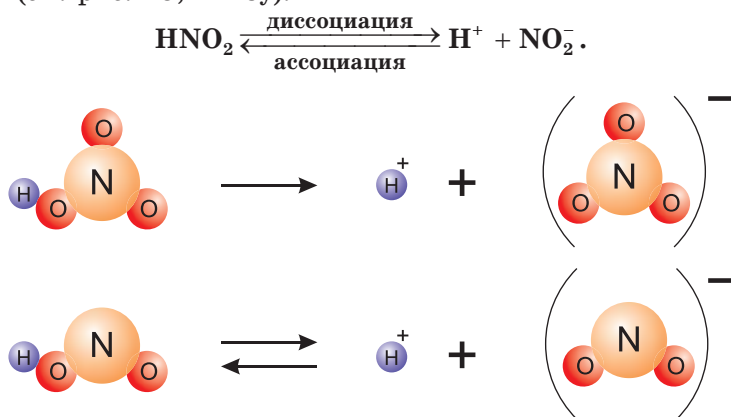


Рис. 23. Схема диссоциации азотной (вверху) и азотистой (внизу) кислот

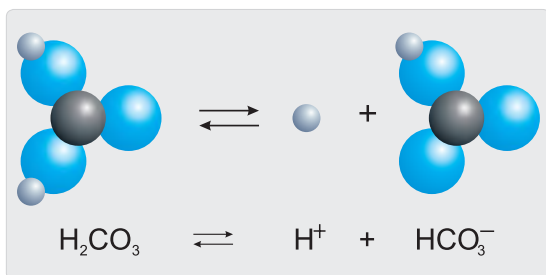


Рис. 24. Схема диссоциации угольной кислоты по первой ступени

$\text{H}_2\text{CO}_3$  ионы водорода отщепляются не одновременно, как в случае сильных кислот, а последовательно, или *ступенчато*. На *первой ступени* диссоциации образуются катионы водорода и анионы  $\text{HCO}_3^-$  (рис. 24):



Анионы  $\text{HCO}_3^-$  называются *гидрокарбонат-ионами*. Соединяясь с ионами  $\text{H}^+$ , они превращаются в недиссоциированные молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . При этом, как и в случае азотистой кислоты, процессы диссоциации и ассоциации протекают одновременно, и в растворе содержатся как ионы, так и недиссоциированные молекулы кислоты.

На *второй ступени* гидрокарбонат-ионы обратимо диссоциируют с образованием катионов водорода и *карбонат-анионов* (рис. 25):

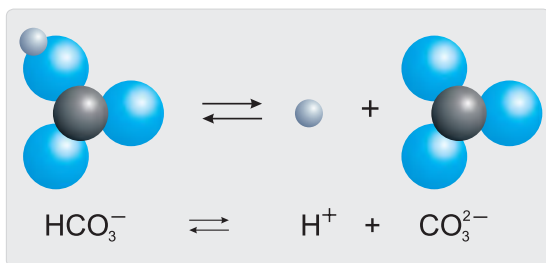


Как правило, на второй ступени диссоциация происходит гораздо слабее. Кроме слабых кислот, к слабым электролитам относятся также мало растворимые основания, например  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , раствор аммиака в воде.

Чистая вода является очень слабым электролитом и незначительно диссоциирует на ионы водорода и гидроксид-ионы:



Содержание ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в воде чрезвычайно мало, поэтому диссоциацией воды мы обычно пренебрегаем, а среда дистиллированной воды является нейтральной.



С количественными характеристиками способности веществ к диссоциации вы познакомитесь при дальнейшем изучении химии.

Рис. 25. Схема диссоциации угольной кислоты по второй ступени

*По способности диссоциировать в водных растворах электролиты делятся на сильные и слабые.*

*Растворимые вещества с ионной и ковалентной сильно полярной связью относятся к сильным электролитам.*

*Растворимые вещества с ковалентной малополярной связью относятся к слабым электролитам. В их растворах наряду с ионами присутствуют недиссоциированные молекулы.*



### Вопросы и задания

1. Объясните, в чем заключается отличие слабых электролитов от сильных.
2. Из перечня формул —  $K_2SO_4$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $AgNO_3$ ,  $NaI$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HI$ ,  $HF$  — выберите формулы сильных электролитов. Назовите эти вещества и запишите уравнения их электролитической диссоциации.
3. В растворе какой кислоты — серной или сероводородной — с одинаковой молярной концентрацией лампочка прибора для определения электропроводности жидкостей будет гореть ярче? Почему?
4. Процесс диссоциации каких электролитов является обратимым? Как вы это понимаете?
5. Из перечня формул —  $Cu(NO_3)_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $K_2SO_4$ ,  $H_2O$ ,  $NaOH$ ,  $H_2S$ ,  $Cl_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $HNO_2$  — выберите формулы: а) сильных электролитов, б) слабых электролитов. Составьте уравнения электролитической диссоциации этих веществ.
6. Составьте формулы солей, которые могут находиться в морской воде, если в ней обнаруживаются следующие ионы:  $Ca^{2+}$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $HCO_3^-$ .
7. Формулы солей —  $AlCl_3$ ,  $NaCl$ ,  $CaCl_2$  — расположите в ряд по мере увеличения числа ионов, образующихся при диссоциации 1 моль каждой соли.
8. В двух колбах находятся растворы одинакового объема: в первой — раствор азотной, а во второй — раствор фтороводородной кислоты, концентрации которых также одинаковы. В какой из этих колб общее число ионов намного больше?

### Готовимся к олимпиадам

Учитывая, что трехосновная фосфорная кислота относится к слабым электролитам, составьте уравнения постадийной диссоциации этой кислоты. Попробуйте обосновать, на какой из стадий диссоциация происходит в наибольшей степени.

## § 11. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей

Вы уже знаете, что химические вещества делятся на классы — оксиды, кислоты, основания, соли. Как ведут себя в водных растворах вещества этих классов?

Вспомните отношение оксидов к воде. Основные оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей. Кислотные оксиды в результате растворения в воде образуют кислоты. Таким образом, основные и кислотные оксиды не являются электролитами и при контакте с водой не распадаются на ионы, а реагируют с ней. Электролитами являются кислоты, щёлочи и соли.

Водные растворы кислот имеют некоторые общие свойства. Для них характерны *кислый вкус, способность окрашивать лакмус в красный цвет, взаимодействовать с некоторыми металлами с выделением водорода, а также с основными оксидами и основаниями*. Точно также некоторые общие свойства имеют водные растворы всех щелочей: они *мыльные на ощупь, окрашивают лакмус в синий цвет, способны реагировать с кислотными оксидами, кислотами*. Водные растворы солей одной и той же кислоты или солей одного и того же металла также имеют общность свойств. Основная причина общности свойств растворов таких электролитов определяется однотипностью процессов их диссоциации.

### Диссоциация кислот

**Кислоты** диссоциируют в водных растворах на ионы водорода  $\text{H}^+$  и анион кислотного остатка, например:



Как вы уже знаете, молекулы кислот могут содержать разное количество атомов водорода. Число атомов водорода в молекуле кислоты, способное замещаться атомами металла с образованием соли, определяет **основность** кислоты. Так, например,  $\text{HCl}$  и  $\text{HNO}_3$  — одноосновные,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — двухосновные,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — трехосновная кислоты.

Многоосновные сильные кислоты диссоциируют ступенчато. Однако, поскольку при этом атомы водорода, превращаясь в ионы, уходят в раствор практически одновременно, диссоциацию таких кислот записывают одним уравнением:



Диссоциация многоосновных слабых кислот протекает сложнее, чем сильных. Например, слабые двухосновные кислоты частично диссоциируют

только по первой ступени:  $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ . Диссоциация по второй ступени ( $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ ) практически невозможна. Поэтому в водных растворах слабых кислот наряду с ионами водорода и анионами кислотного остатка присутствуют недиссоциированные молекулы. Свойства таких растворов, например специфический запах сероводородной кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ , связаны с наличием в растворе молекул, которые могут испаряться из раствора.

Таким образом, в растворах всех кислот содержатся ионы водорода  $\text{H}^+$ , которые и обуславливают общие свойства водных растворов кислот: кислый вкус, способность изменять окраску индикаторов, взаимодействовать с другими веществами. *Растворы, которые содержат ионы водорода, принято называть кислотными или говорить, что они имеют кислотный характер (кислую среду).* Чем больше ионов водорода находится в растворе, тем выше кислотность среды.

У газа хлороводорода  $\text{HCl}$ , так же как и у безводной серной кислоты, кислотные свойства отсутствуют. Эти свойства проявляются только в водных растворах указанных веществ, так как в процессе их диссоциации образуются ионы водорода, которые и определяют кислотный характер растворов. Следовательно, можно дать такое определение кислот.



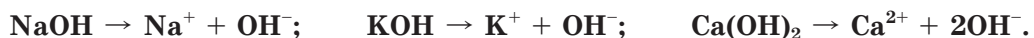
**Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.**



Первое определение кислот в химии было предложено Р. Бойлем (1627—1691). Кислотами он называл вещества, которые реагировали с содой с выделением газа и окрашивали фиолетовые цветки фиалки в красный цвет. Позже он исследовал отвары, спиртовые вытяжки, соки других растений и установил, что щёлочи также меняют их окраску.

### Диссоциация оснований

Растворимые в воде основания называются **щелочами**. В результате диссоциации щелочей образуются катионы металлов и гидроксид-ионы:



Мыльность растворов, способность окрашивать индикаторы, их едкое действие — результат присутствия в водном растворе *гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$* . Поэтому можно дать такое определение оснований.



**Основания — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.**



Рис. 26. Взаимодействие серной кислоты с хлоридом бария

Вместе с тем и кислоты, и основания обладают индивидуальными свойствами, зависящими от природы аниона или катиона соответственно. Некоторые свойства серной кислоты и ее солей (например, образование осадка с раствором хлорида бария) обусловлены свойствами ее аниона  $\text{SO}_4^{2-}$  (рис. 26).

### Диссоциация солей

**Соли — это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:**



Свойства растворов солей также обусловлены свойствами всех ионов, которые образуются в процессе диссоциации.

Раствор, в котором находятся одинаковые количества ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , как в чистой воде, называют *нейтральным*. Если в растворе содержится больше ионов  $\text{H}^+$ , такой раствор называют *кислым*, а раствор, в котором больше ионов  $\text{OH}^-$ , — *щелочным* (табл. 13).

Таблица 13. Характеристика среды растворов

| Среда раствора  |   |   |
|---|---|---|
| Кислая<br>$n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$                    | Нейтральная<br>$n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$             | Щелочная<br>$n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$                  |
| $\text{HCl}$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ и др. | $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{NaCl}$ , $\text{KNO}_3$ и др. | $\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др. |



Определить среду раствора — это значит обнаружить в нем ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Это можно сделать с помощью уже известных вам веществ — индикаторов (рис. 27). *Индикаторы* — ор-

Рис. 27. Окраска лакмуса в кислой и щелочной среде

ганические вещества, некоторые из которых встречаются в живой природе. В лаборатории чаще всего применяются уже известные вам лакмус, метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор.

## Лабораторный опыт 1

### *Обнаружение катионов водорода и гидроксид-анионов в растворах*

Обнаружение ионов, обеспечивающих кислую или щелочную среду в растворах, имеет большое значение в лабораторной практике, медицине, промышленности и в быту.

1. Обратите внимание на окраску лакмуса, метилоранжа и фенолфталеина в нейтральной среде — водном растворе или на полоске универсальной индикаторной бумаги. Запишите результаты ваших наблюдений в таблицу.

2. Налейте в две пробирки раствор серной кислоты (или хлороводородной кислоты) и добавьте в одну пробирку 1—2 капли лакмуса (или метилоранжа), а во вторую 2—3 капли фенолфталеина. Обратите внимание на изменение окраски индикатора.

3. В пробирку с раствором гидроксида натрия добавьте 2—3 капли фенолфталеина. Появление малиновой окраски свидетельствует о наличии в растворе гидроксид-ионов.

Повторите опыт по обнаружению гидроксид-ионов в растворе щёлочи при помощи лакмуса или метилоранжа. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

| Ион  | Окраска индикатора |            |              |
|--|--------------------|------------|--------------|
|  | Лакмус             | Метилоранж | Фенолфталеин |
| В нейтральной среде<br>(в дистиллированной воде) |                    |            |              |
| $H^+$<br>В растворе кислоты (...)                |                    |            |              |
| $OH^-$<br>В растворе щёлочи (...)                |                    |            |              |

Как вы думаете, в какой цвет окрасится капля лакмуса, если ее поместить на срез лимона?





Рис. 28. Кислоты и щёлочи в лаборатории

Растворы кислот, щелочей, ряда солей опасны для человека. Растворы многих кислот, попадая на кожу, в глаза, могут вызвать ожоги. Чем сильнее кислота, тем тяжелее ожог. Также опасны и вызывают химические ожоги щёлочи, содержащие гидроксид-ионы. Это свойство отражено в устаревших названиях щелочей, например «едкий натр» (NaOH), «едкое кали» (KOH) (рис. 28). Ионы, входящие в состав солей, также не безопасны для человека. Например, к сильным ядам относятся соли, содержащие катионы свинца, ртути и др.

*Свойства водных растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, образующихся при их диссоциации.*

*Кислоты — это электролиты, в водных растворах которых в качестве катионов содержатся только ионы водорода.*

*Основания — электролиты, в водных растворах которых в качестве анионов содержатся только гидроксид-ионы.*

*Соли — это электролиты, в водных растворах которых содержатся катионы металлов и анионы кислотных остатков.*

*Если содержание ионов  $H^+$  в растворе больше, чем содержание ионов  $OH^-$ , такой раствор называют кислым, а раствор, в котором содержание ионов  $OH^-$  больше, чем ионов  $H^+$ , — щелочным.*



### Вопросы и задания

1. Дайте определения кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) иодоводородной кислоты HI, б) сернистой кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, в) гидроксида бария, г) нитрата меди(II), е) хлорида кальция.

3. Какие из оснований, формулы которых  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , растворимы в воде? Как называются эти основания? Запишите уравнения их электролитической диссоциации.
4. Определите химическое количество ионов, которые образуются при диссоциации: а) фосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  химическим количеством 2 моль; б) сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  химическим количеством 3 моль.
5. Составьте максимальное число формул веществ, в растворах которых содержатся ионы:  $\text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{NO}_3^-$ ;  $\text{Na}^+$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{Fe}^{3+}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{Ba}^{2+}$ .
6. Определите число катионов в растворе, содержащем сульфат железа(III) массой 40 г.
7. Вычислите массу сульфата натрия в растворе, если известно, что в нем содержатся ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  химическим количеством 0,2 моль.
8. Вычислите суммарное химическое количество ионов в растворе, полученном при растворении в воде хлороводорода  $\text{HCl}$ : а) объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н. у.); б) массой 73 г. Диссоциацией воды можно пренебречь.

## § 12. Реакции ионного обмена

Познакомившись с диссоциацией солей, кислот и щелочей, мы узнали, что сильные электролиты существуют в растворах только в виде ионов. Следовательно, все реакции, которые происходят между электролитами в растворах, являются реакциями между ионами и называются *ионными реакциями*.



**Ионными реакциями называются реакции, протекающие в водных растворах с участием ионов электролитов.**

Многие реакции, протекающие в растворах, относятся к реакциям **обмена**. Напомним, что к этому типу относятся реакции между сложными веществами, в результате которых эти вещества обмениваются своими составными частями. Такими составными частями веществ в электролитах являются ионы.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если в результате взаимодействия между ионами образуются **малодиссоциирующие** (вода или другие слабые электролиты), **нерастворимые** (осадки) и **газообразные** вещества.

Реакция ионного обмена, сопровождающаяся образованием слабого электролита (воды)

Вы уже знаете, что реакция между кислотой и основанием называется реакцией *нейтрализации*. В результате такого процесса образуются соль и вода:

