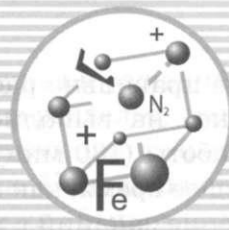


НАКАНУНЕ УРОКА



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ

Медведев Ю. Н., МПГУ

Тема «Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей» занимает важное место в школьном курсе химии. Изучая эту тему, вы углубляете свои знания о веществах как об электролитах, знакомитесь с сущностью диссоциации и реакций ионного обмена, приобретаете умение составлять полные и сокращенные ионные уравнения реакций, получаете новые подтверждения тому, что свойства веществ находятся в зависимости от их состава и строения. Кроме того, материал темы позволяет углубить знания важнейших химических понятий: строение атомов и ионов, химическая связь, электроотрицательность, степень окисления и др. Не случайно усвоение основных ее вопросов обязательно проверяется экзаменационной работой ЕГЭ – задания A22 и A23. Данная статья поможет систематизировать и обобщить ваши знания по столь важному учебному материалу курса.

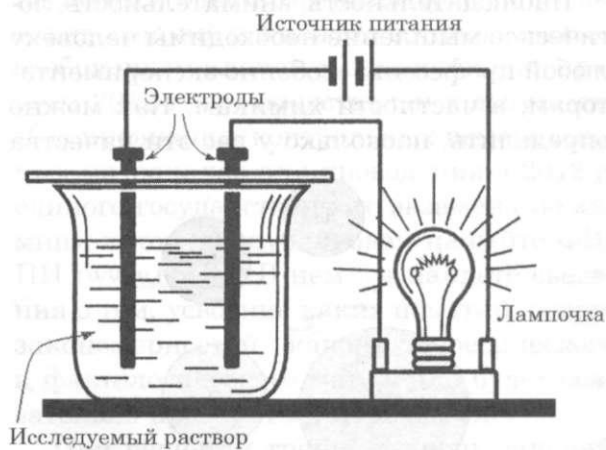
1. Электролиты и неэлектролиты

Уже в середине XIX в. было установлено, что водные растворы одних веществ проводят электрический ток, водные же растворы других веществ электрического тока не проводят. Соответственно, эти различные вещества получили название электролитов и неэлектролитов.

Электролиты – вещества, водные растворы которых или расплавы проводят электрический ток. **Неэлектролиты** – вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток. Обратите внимание на различие этих терминов в физике и химии: в химии электролиты – это **вещества**, растворы которых проводят электрический ток, а в физике электролитами называют **сами растворы**, проводящие электричество.

Различить электролит и неэлектролит позволяет простейший прибор для исследова-

ния электропроводности раствора, состоящий из лампочки, источника электрического тока и двух электродов, помещенных в исследуемый раствор:



Лампочка прибора ярко загорится, если электроды помещены в раствор электро-

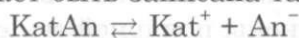
лита. Экспериментально установлено, что к электролитам относятся:

- **кислоты** (как неорганические HCl, HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, HF, так и органические CH₃COOH, H₂C₂O₄ и др.);
- **основания** (как неорганические KOH, NaOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, NH₃·H₂O, так и органические CH₃NH₂ и др.);
- **соли** (NaCl, K₂SO₄, Ca(NO₃)₂, CH₃COONa, NH₄Cl и др.).

Большинство органических веществ электролитами не являются. Так, не относятся к электролитам углеводороды, спирты, альдегиды, углеводы и др.

Для объяснения электропроводности водных растворов кислот, солей и оснований С. Аррениус выдвинул в 1887 г. **теорию электролитической диссоциации**, согласно которой электропроводность электролитов обусловлена присутствием в растворах ионов. В соответствии с теорией Аррениуса электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительно и отрицательно заряженные. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, отрицательно заряженные – **анионами**.

В общем виде диссоциация электролита KatAn может быть записана так:



2. Движущие силы процесса электролитической диссоциации

Движущими силами процесса электролитической диссоциации являются большие энергии гидратации ионов и высокое значение диэлектрической константы воды. Поясним сказанное.

Будучи сторонником «физической» теории растворов, С. Аррениус не учитывал взаимодействия растворенного вещества с молекулами растворителя. Между тем сторонники «химической» теории выдвинули предположение о взаимодействии

частиц растворенного вещества с молекулами растворителя. Одним из первых на это указывал Д. И. Менделеев в своей докторской диссертации «О соединении спирта с водою» (1865 г.). Представления о существовании гидратированных ионов стали общепринятыми после классических работ И. А. Каблукова (1891 г.).

К началу XX в. стало ясно, что в водных растворах катионы металлов и анионы кислотных остатков существуют в гидратированном виде. В ходе гидратации происходит обратимое присоединение воды к ионам, атомам или молекулам растворимого вещества с образованием гидратов. Так, состав гидратированных катионов алюминия может быть представлен формулой: [Al(OH₂)₆]³⁺. При гидратации ионов выделяется значительная энергия, называемая **энергией гидратации**.

Ниже для примера приведены значения энергии гидратации некоторых ионов:

Энергия гидратации ионов, E_{гидр.} (кДж/моль)

Катион	E _{гидр.}	Анион	E _{гидр.}
Li ⁺	521	F ⁻	506
Na ⁺	406	Cl ⁻	363
K ⁺	322	Br ⁻	336
Mg ²⁺	1922	I ⁻	264
Ca ²⁺	1577	OH ⁻	460
Ba ²⁺	1360	ClO ₄ ⁻	238
Zn ²⁺	2130	MnO ₄ ⁻	247
Al ³⁺	4660	S ²⁻	1338

Энергия гидратации тем больше, чем меньше размер иона и чем больше его заряд. Так, при гидратации трехзарядных ионов алюминия Al³⁺ выделяется энергии в 11 раз больше, чем при гидратации однозарядных ионов натрия Na⁺. Гидратация

малых по размеру ионов лития Li^+ сопровождается выделением энергии в полтора раза большей, чем гидратация крупных ионов калия K^+ . Именно гидратация ионов является главной движущей силой электролитической диссоциации, т.к. энергия гидратации ионов довольно высока и вполне достаточна для разрушения прочных кристаллических решеток твердых веществ. Для сравнения ниже приведены значения энергий кристаллических решеток некоторых веществ (т. е. энергии, которую следует затратить для разрушения кристаллической решетки):

Энергия кристаллической решетки, $E_{\text{реш.}}$ (кДж/моль)

Кристалл	$E_{\text{реш.}}$
NaCl	774
NaBr	741
CsCl	646
NaOH	885
CaF_2	2620
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	2580
MgO	3950
MgCl_2	2505

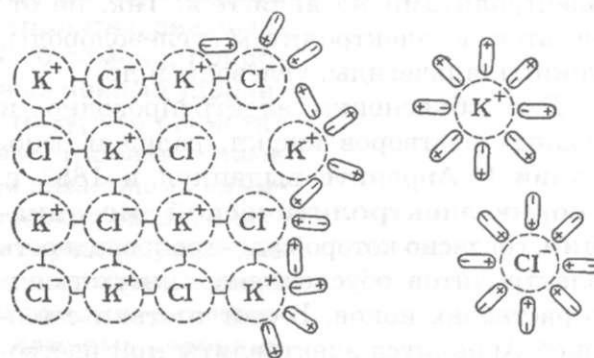
Рассмотрим кристалл хлорида натрия NaCl. Для разрушения кристаллической решетки хлорида натрия необходимо затратить 774 кДж/моль энергии. Эти затраты почти полностью окупаются при гидратации ионов: взаимодействие с водой ионов Na^+ и Cl^- сопровождается выделением 769 кДж, т. е. примерно такой же величины. Итак, гидратация ионов — главный источник энергии для процесса электролитической диссоциации.

Другой движущей силой этого процесса является высокое значение диэлектрической константы воды: $\epsilon(\text{H}_2\text{O}) = 81$, т. е.

вода в 81 раз ослабляет притяжение катионов и анионов по сравнению с вакуумом, что облегчает процесс диссоциации.

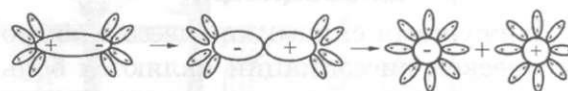
3. Диссоциация электролитов с ионными и ковалентными связями

Наиболее легко диссоциируют вещества с ионным типом связи, это объясняется наличием уже имеющихся ионов в узлах кристаллической решетки. Схематически этот процесс представлен на рисунке:



Диссоциация веществ с ионным типом связи является, как правило, необратимой.

Диссоциация веществ с сильно полярными ковалентными связями (HCl , HBr и др.) протекает сложнее: в этом случае распад на ионы полярной молекулы проходит через стадию перехода полярной структуры в ионную под действием молекул воды. Сказанное поясняет схема:

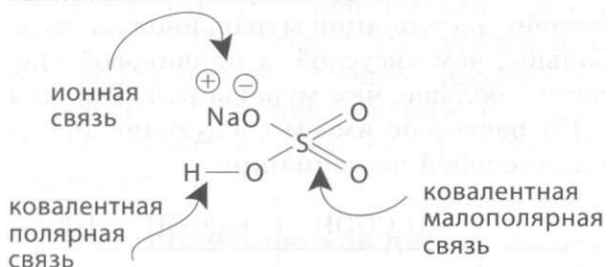


Диссоциация полярных молекул может быть полной или частичной.

Вещества с малополярными ковалентными связями и неполярными связями диссоциировать не могут и к электролитам не относятся. Так, в ряду $\text{NaF} - \text{HF} - \text{H}_2$ способность веществ к электролитической диссоциации уменьшается, что связано

с переходом типа связи от ионной (во фториде натрия) к ковалентной полярной (во фтороводороде) и к ковалентной неполярной (в водороде).

Рассмотрим характерный пример: процесс электролитической диссоциации гидросульфата натрия – вещества с разным типом химических связей:



В первую очередь происходит диссоциация по ионной связи:



Диссоциация с разрывом ионной связи происходит практически необратимо:



Во вторую очередь происходит диссоциация с разрывом ковалентной сильно полярной связи O – H. Этот процесс обратим:



Диссоциация с разрывом мало полярной ковалентной связи SO не происходит.

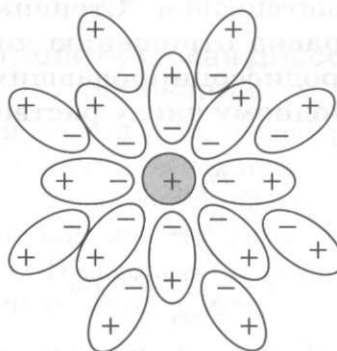
Вывод: электролитами являются соединения с ионной или сильно полярной ковалентной связью – соли, кислоты и основания. Причем, процесс диссоциации может протекать лишь в полярных растворителях.

4. Сильные и слабые электролиты

Все электролиты можно разделить на сильные и слабые.

Сильные электролиты в разбавленных водных растворах полностью диссоциируют на ионы. К сильным электролитам относятся все щелочи, многие кислоты (такие, как HClO_4 , HClO_3 , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 и некоторые другие), а также практически все соли (даже если они малорастворимы).

При изучении многих физических свойств растворов сильных электролитов создается впечатление, что они не полностью диссоциируют на ионы. Причину этого объясняет теория сильных электролитов, предложенная Дебаем и Хюккелем в 1923 г. Согласно этой теории, сильные электролиты диссоциируют полностью на ионы, и поэтому концентрация ионов в растворе очень велика. Между противоположно заряженными ионами действуют электростатические силы притяжения. В результате каждый ион окружен «ионной атмосферой», состоящей из ионов с противоположным зарядом:



Межионные силы понижают активность ионов, и ионы в реакциях проявляют себя так, будто их концентрация меньше действительной концентрации, определяемой аналитическим путем. Отсюда определяемая опытным путем степень диссоциации сильных электролитов

не достигает 100%. В учебных пособиях иногда фигурируют выражения: «степень диссоциации NaCl равна 85%» или «степень диссоциации HNO₃ составляет 74%». Во всех подобных случаях речь идет о так называемой кажущейся степени диссоциации сильного электролита, в то время как в действительности степень диссоциации сильных электролитов равна 100%.

Слабые электролиты лишь в малой степени диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся вода, органические кислоты (уксусная, щавелевая, лимонная и т. д.), многие неорганические кислоты (сернистая, сероводородная, плавиковая, азотистая, хлорноватистая и др.). В отличие от сильных электролитов, диссоциация слабых электролитов обратима, что отражают в уравнениях диссоциации:

$\text{NaF} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{F}^-$ (сильный электролит, диссоциация полная),

$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$ (слабый электролит, диссоциация обратима).

В школьном курсе химии для количественной характеристики меры диссоциации электролита используют понятие степени диссоциации. **Степень диссоциации равна отношению числа молекул, продиссоциировавших на ионы, к исходному числу растворенных молекул:**

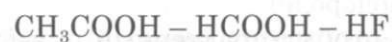
$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{исх}}}$$

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{исх}}} \cdot 100\%$$

Таким образом, степень диссоциации может изменяться от 0 до 1 (или от 0 до 100%).

Степень диссоциации зависит от 1) природы электролита; 2) природы растворителя; 3) концентрации; 4) температуры и 5) присутствия других электролитов в растворе. Поясним сказанное.

1) В ряду: уксусная кислота – муравьиная кислота – плавиковая кислота – сила кислот увеличивается:



↑
сила кислот увеличивается

Поэтому при прочих равных условиях степень диссоциации муравьиной кислоты больше, чем уксусной, а плавиковой кислоты – больше, чем муравьиной. Так, для 0,1М растворов имеем следующие значения степеней диссоциации:

	CH ₃ COOH	HCOOH	HF
α, %	1	3	10

2) Электролитическая диссоциация становится возможной только в высокополярных растворителях. Поэтому хлорид лития LiCl – сильный электролит в водном растворе (вода – высокополярный растворитель), слабый электролит в спиртовом растворе (спирт – менее полярный растворитель), неэлектролит – в тетрахлорметане (тетрахлорметан – неполярный растворитель).

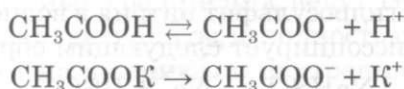
3) Чем меньше концентрация электролита в растворе, тем больше степень его диссоциации. Так, для уксусной кислоты имеем следующую зависимость:

C, моль/л	1	0,1	0,01	0,001	0,0001
α, %	0,3	1	3	10	30

4) С ростом температуры степень диссоциации возрастает (т.к. диссоциация большинства электролитов – процесс эндотермический).

5) Наличие другого электролита в растворе влияет на степень диссоциации слабого электролита. Так, в присутствии ацетата калия степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается. Это является следствием принципа Ле-Шателье, в соответствии с которым увеличение концентра-

ции ацетат-ионов смещает равновесие диссоциации слабой уксусной кислоты влево, в сторону уменьшения ее диссоциации:

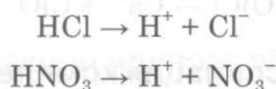


Аналогичный эффект имеет место и при добавлении к уксусной кислоте любой другой кислоты, например соляной или серной. Эффект подавления диссоциации слабой кислоты в присутствии ее соли или другой кислоты называется «эффектом одноименного иона».

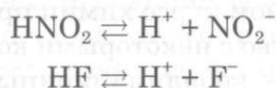
5. Электролитическая диссоциация кислот

С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только гидратированные ионы водорода H^+ и анионы кислотных остатков.

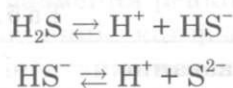
Сильные кислоты диссоциируют практически полностью, например:



Диссоциация слабых кислот обратима:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, по стадиям. Например, в случае слабой сероводородной кислоты можно записать:



При этом степень диссоциации по каждой последующей ступени намного меньше, чем по предыдущей. Так, степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени составляет всего 0,1% (т. е. из 1000 молекул H_2S всего одна распадается на ионы). По второй ступени степень

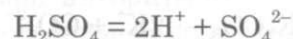
диссоциации еще меньше и не превышает $10^{-9}\%$ (т. е. из 100 миллиардов лишь один HS^- -ион распадается на ионы, поэтому можно считать, что по второй стадии сероводород почти не диссоциирует).

По этой причине не следует записывать процесс диссоциации многоосновных кислот сразу по двум стадиям, например:



Из подобного уравнения следует, что концентрация сульфид-ионов в растворе всего вдвое меньше, чем концентрация ионов водорода. Однако этот вывод в корне неверен. Так, в 0,1М растворе сероводорода концентрация ионов водорода равна 10^{-4} моль/л, в то время как концентрация сульфид-ионов не превышает 10^{-13} моль/л (т. е. концентрации различаются не в два раза, а в миллиард раз!).

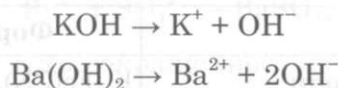
Исключение – серная кислота. Ее диссоциацию в разбавленных растворах считают полной, поэтому запись процесса диссоциации в виде



следует считать правильной*.

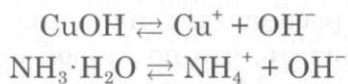
6. Электролитическая диссоциация оснований

С точки зрения теории электролитической диссоциации, основания – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы OH^- . Сильные основания диссоциируют практически полностью:

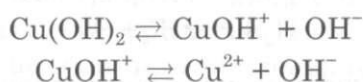


* Строго говоря, серная кислота диссоциирует полностью по двум ступеням только в очень разбавленных растворах. В более крепких растворах диссоциация по второй ступени существенно обратима.

Диссоциация слабых оснований обратима:



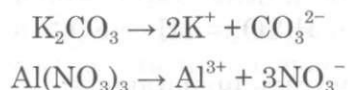
Многокислотные слабые основания диссоциируют ступенчато, по отдельным стадиям, например:



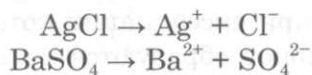
Как и в случае кислот, степень диссоциации по второй стадии намного меньше, чем по первой.

7. Электролитическая диссоциация солей

С точки зрения теории электролитической диссоциации, соли – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Практически все соли относятся к сильным электролитам, полностью распадаясь в водных растворах на ионы:

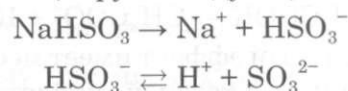


Даже в случае таких малорастворимых солей, как AgCl или BaSO_4 (их растворимость мизерна и не превышает 10^{-5} моль/л), та часть их, которая перешла в раствор, полностью распадается на ионы:



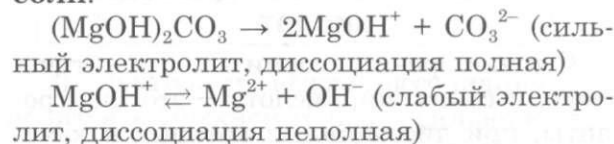
Именно поэтому малорастворимые соли – сильные электролиты.

Кислые соли диссоциируют ступенчато. Так, гидросульфит натрия в водном растворе диссоциирует следующим образом:

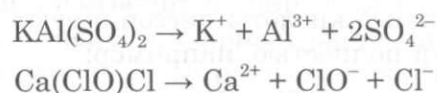


Диссоциация по первой стадии протекает полностью (сильный электролит, как и все соли), по второй стадии – обратимо (слабый электролит, как и все многоосновные кислоты).

Аналогично диссоциируют и **основные соли**:



Двойные и смешанные соли диссоциируют полностью с образованием катионов и анионов, например:



8. Диссоциация комплексных соединений

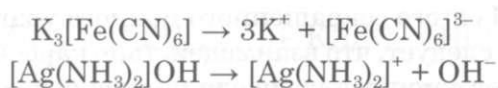
В школьном курсе химии предусмотрено знакомство с некоторыми комплексными (иначе – координационными) соединениями. Комплексными могут быть как соли, так и кислоты, а также основания. Ниже (см. табл.) приведены примеры

Таблица

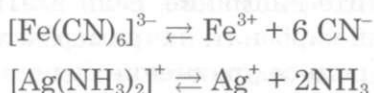
	Формула	Название
Соли	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	Гексацианоферрат(III) калия Тетрагидроксоалюминат натрия
Кислоты	$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ $\text{H}[\text{BF}_4]$	Гексафторокремниевая кислота Тетрафтороборная кислота
Основания	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Гидроксид тетраамминмеди(II) Гидроксид диамминсеребра(I)

комплексных (координационных) соединений.

В водном растворе приведенные выше комплексные соединения ведут себя как сильные электролиты и полностью диссоциируют на внешнюю и внутреннюю сферу (выделенную в формуле квадратными скобками):



Затем возможна обратимая диссоциация комплекса как слабого электролита:



Результатом обратимой диссоциации является очень низкая концентрация ионов металлов в растворе таких соединений. Вот почему образование комплексов используют в химической практике для связывания нежелательных металлов в прочные малодиссоциирующие соединения.

9. Реакции ионного обмена

Так как электролиты в воде диссоциируют на ионы, то реакции между электролитами в растворе следует рассматривать как процесс взаимодействия соответствующих ионов. Вот почему в учебной литературе наряду с молекулярными уравнениями подобных реакций принято записывать ионные уравнения. Именно ионные уравнения реакций отражают суть тех изменений, которые происходят при взаимодействии веществ – электролитов.

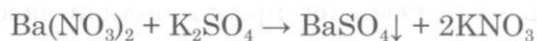
При написании уравнений реакций в ионном виде следует помнить, что хорошо растворимые сильные электролиты записывают как набор ионов, образовавшихся при их полной диссоциации, в то время как неэлектролиты и слабые электролиты

(а также газы и осадки) записывают в молекулярном виде.

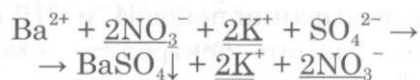
Алгоритм составления ионного уравнения реакции может быть таким:

1. Записать молекулярное уравнение реакции и расставить коэффициенты.
2. Переписать это уравнение, записывая хорошо растворимые сильные электролиты в виде соответствующих ионов, а слабые электролиты, нерастворимые вещества и газы – в молекулярном виде.
3. Сократить одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения и записать сокращенное ионное уравнение.

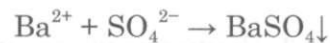
Пример 1. Рассмотрим взаимодействие сульфата калия и нитрата бария. Молекулярное уравнение этой реакции выглядит так:



Все четыре соли являются сильными электролитами, даже нерастворимый сульфат бария. Но, в соответствии с приведенным выше алгоритмом, сульфат бария (как нерастворимое вещество) запишем в молекулярном виде, в то время как все остальные соли представим в виде набора ионов, получающихся при их диссоциации:



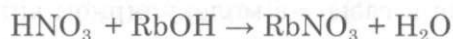
И в левой, и в правой частях уравнения есть одинаковые ионы (NO_3^- и K^+), сократим их:



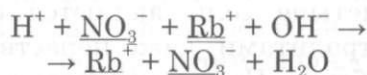
Это и есть сокращенное ионное уравнение взаимодействия нитрата бария и сульфата калия. Видно, что сущность происходящей реакции заключается во взаимодействии ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} , приводящем к образованию осадка сульфата бария.

Очевидно, что это же самое краткое ионное уравнение описывает взаимодействие и других пар реагентов, например хлорида бария и сульфата натрия, нитрата бария и серной кислоты и др. Убедитесь в этом самостоятельно.

Пример 2. Молекулярное уравнение взаимодействия азотной кислоты с гидроксидом рубидия запишется так:



В этом уравнении участвуют три сильных, хорошо растворимых электролита (HNO_3 , RbOH и RbNO_3) и один очень слабый электролит (H_2O). В соответствии с алгоритмом формулу воды следует оставить в молекулярном виде, а вместо HNO_3 , RbOH и RbNO_3 записать набор ионов, образующихся при их полной диссоциации:

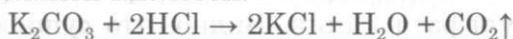


После сокращения одинаковых ионов (они подчеркнуты) получим сокращенное ионное уравнение:



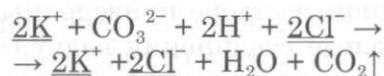
Таким образом, суть этой реакции состоит в связывании ионов H^+ и OH^- с образованием слабого электролита – молекул воды. Точно так же запишется краткое ионное уравнение любой химической реакции между сильной кислотой и щелочью (например между HClO_4 и NaOH).

Пример 3. Запишем уравнение химической реакции между карбонатом калия и соляной кислотой:



В соответствии с алгоритмом, формулы воды (слабого электролита) и углекислого газа оставим без изменений, в то время как формулы K_2CO_3 , HCl и KCl – сильных

электролитов – запишем в виде набора ионов:



Сократив одинаковые ионы, получим:



Из этого сокращенного ионного уравнения следует, что взаимодействие карбонат-ионов с ионами водорода приводит к образованию молекул воды (слабого электролита) и молекул углекислого газа.

Обратите внимание, если взять нерастворимый карбонат, например мел CaCO_3 , краткое ионное уравнение будет иным:

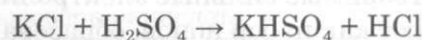
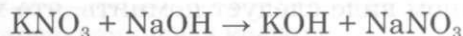


Убедитесь в этом самостоятельно.

10. Условия осуществления реакций ионного обмена

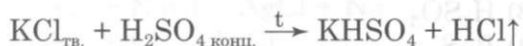
Реакции с участием электролитов протекают всегда в сторону образования более слабого электролита, т. е. в направлении более прочного связывания ионов. Отсюда вытекает эмпирическое правило, впервые сформулированное К. Л. Бертолле: «**Реакции в растворах электролитов идут практически до конца в том случае, если происходит связывание исходных ионов с образованием слабого электролита, осадка малорастворимого вещества, газообразного продукта**».

Именно эти примеры мы и рассмотрели выше. Если в ходе реакции связывания ионов не происходит, то такие реакции не идут. Примером неосуществимых в растворе реакций могут быть:



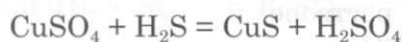
В то же время, изменив условия протекания, можно заставить идти и, каза-

лось бы, неосуществимую химическую реакцию. Так, в последнем случае реакция в растворе невозможна (все четыре вещества – сильные электролиты, полностью диссоциирующие на ионы). Но, если взять твердый хлорид калия и концентрированную серную кислоту, реакция становится возможной:

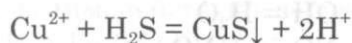


В этом случае газообразный хлороводород удаляется из сферы реакции, и равновесие полностью смещается вправо. Именно так и получают хлороводород в лабораторном практикуме.

Интересны также случаи, когда слабая кислота вытесняет более сильную из ее соли, например:



Казалось бы, что эта реакция противоречит правилу Бертолле, поскольку сероводородная кислота очень слабая и не может вытеснить сильную серную кислоту из ее соли. Однако никакого противоречия здесь нет – движущей силой этой реакции является образование нерастворимого сульфида меди:



Таким образом, и здесь реакция происходит в сторону более полного связывания ионов.

Чтобы убедиться, что эта тема для вас ясна и понятна, предлагаем ответить на следующие вопросы. Ответы на них даны на странице 24.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

- К неэлектролитам относится
 - карбонат натрия
 - этиловый спирт
 - бромоводородная кислота
 - хлорид калия

- К электролитам относится
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - CO

- Хлорид-ионы образуются при электролитической диссоциации
 - KClO_4
 - KClO_3
 - CH_3Cl
 - KCl

- Не является электролитом
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - NaOH
 - CH_3OH
 - HBr

- Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по второй ступени отвечает уравнение:

- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

- Не является электролитом
 - уксус
 - метан
 - сода
 - серная кислота

- Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по третьей ступени отвечает уравнение:

- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

- Не является электролитом
 - поваренная соль
 - щелочь
 - соляная кислота
 - спирт

- Сумма всех коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата алюминия равна

- 6
- 5
- 3
- 4

- Сильным электролитом является
 - угольная кислота
 - сероводородная кислота

- 3) серная кислота
4) сахароза

11. Сумма всех коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа (II) равна

- 1) 5 2) 2 3) 3 4) 4

12. Слабым электролитом является

- 1) HCl
2) HNO₃
3) CH₃COOH
4) CO

13. Сумма всех коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа (III) равна

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

14. К сильным электролитам **не** относится

- 1) HBr 2) HCl 3) H₂S 4) H₂SO₄

15. Наибольшее количество ионов образуется при электролитической диссоциации 1 моль

- 1) хлороводорода
2) хлорида кальция
3) хлорида алюминия
4) хлорида железа (II)

16. К слабым электролитам **не** относится

- 1) H₂S 2) CH₃COOH 3) H₂CO₃ 4) HI

17. Наибольшее количество ионов образуется при электролитической диссоциации 1 моль

- 1) сульфата калия
2) сульфата магния
3) сульфата алюминия
4) сульфата железа (II)

18. К электролитам относится

- 1) P₄

- 2) S₈
3) C₆H₁₂O₆
4) CH₃COOH

19. Сульфид-ионы образуются при электролитической диссоциации

- 1) MgSO₄
2) K₂SO₃
3) H₂SO₃
4) BaS

20. К электролитам относится

- 1) CH₃OH
2) Fe
3) FeCl₂
4) Fe₂O₃

21. Наибольшая концентрация фосфат-ионов в растворе

- 1) K₃PO₄
2) K₂HPO₄
3) KH₂PO₄
4) H₃PO₄

22. Реакции между нитратом бария и серной кислотой соответствует сокращенное ионное уравнение:

- 1) Ba²⁺ + SO₄²⁻ = BaSO₄
2) H⁺ + OH⁻ = H₂O
3) H⁺ + NO₃⁻ = HNO₃
4) Ba²⁺ + 2NO₃⁻ = Ba(NO₃)₂

23. Взаимодействию соляной кислоты и едкого натра отвечает краткое ионное уравнение

- 1) HCl + OH⁻ = H₂O + Cl⁻
2) H⁺ + OH⁻ = H₂O
3) H⁺ + NaOH = H₂O + Na⁺
4) H⁺ + Cl⁻ + OH⁻ = H₂O + Cl⁻

24. Взаимодействию азотной кислоты и едкого кали отвечает краткое ионное уравнение

- 1) HNO₃ + OH⁻ = H₂O + NO₃⁻
2) H⁺ + OH⁻ = H₂O

- 3) $H^+ + KOH = H_2O + K^+$
 4) $H^+ + NO_3^- + OH^- = H_2O + NO_3^-$

25. Взаимодействию нитрата серебра и хлорида натрия отвечает краткое ионное уравнение:

- 1) $NO_3^- + Na^+ = NaNO_3$
 2) $AgNO_3 + Cl^- = AgCl + NO_3^-$
 3) $Ag^+ + NaCl = AgCl + Na^+$
 4) $Ag^+ + Cl^- = AgCl$

26. Взаимодействию серной кислоты и гидроксида бария отвечает краткое ионное уравнение:

- 1) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$
 2) $OH^- + H^+ = H_2O$
 3) $Ba^{2+} + 2OH^- + SO_4^{2-} + 2H^+ = BaSO_4 + 2H_2O$
 4) $Ba(OH)_2 + SO_4^{2-} = BaSO_4 + 2OH^-$

27. В водном растворе практически полностью взаимодействуют вещества:

- 1) $BaCl_2$ и KOH
 2) $NaCl$ и H_2SO_4
 3) K_3PO_4 и $NaNO_3$
 4) $CaCl_2$ и K_3PO_4

28. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:

- 1) KOH и $Fe_2(SO_4)_3$
 2) $NaOH$ и $Ba(NO_3)_2$
 3) Na_2SO_4 и KCl
 4) K_3PO_4 и $NaCl$

29. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:

- 1) серная кислота и карбонат калия
 2) серная кислота и нитрат калия
 3) серная кислота и хлорид калия
 4) серная кислота и нитрат магния

30. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:

- 1) нитрат серебра и хлороводород
 2) нитрат кальция и хлорид калия

- 3) хлороводород и нитрат натрия
 4) хлороводород и нитрат калия

31. Краткое ионное уравнение $H^+ + OH^- = H_2O$ отвечает взаимодействию веществ:

- 1) CH_3COOH и KOH
 2) CH_3COOH и $Fe(OH)_2$
 3) HCl и KOH
 4) HCl и $Fe(OH)_2$

32. Краткое ионное уравнение $H^+ + OH^- = H_2O$ отвечает взаимодействию веществ:

- 1) H_2S и KOH
 2) H_2S и $Cu(OH)_2$
 3) HNO_3 и $Ba(OH)_2$
 4) HNO_3 и $Zn(OH)_2$

33. Выпадение осадка наблюдается при сливании растворов

- 1) хлорида алюминия и гидроксида кальция
 2) сульфата натрия и соляной кислоты
 3) карбоната калия и азотной кислоты
 4) гидроксида натрия и серной кислоты

34. Выделение газа наблюдается при сливании растворов

- 1) сульфата натрия и гидроксида бария
 2) гидроксида натрия и соляной кислоты
 3) карбоната калия и азотной кислоты
 4) гидроксида меди(II) и азотной кислоты

35. Верны ли следующие суждения о диссоциации фосфорной кислоты?

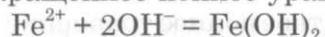
А. Фосфорная кислота диссоциирует ступенчато.

Б. В растворе фосфорной кислоты присутствуют только ионы H^+ и PO_4^{3-} .

- 1) верно только А
 2) верно только Б
 3) верны оба суждения

4) оба суждения неверны

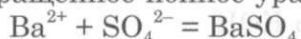
36. Сокращенное ионное уравнение



соответствует взаимодействию растворов веществ:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и KOH
- 2) FeSO_4 и LiOH
- 3) Na_2S и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3

37. Сокращенное ионное уравнение



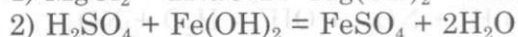
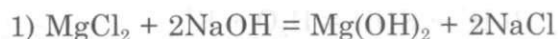
соответствует взаимодействию веществ:

- 1) оксида бария и раствора серной кислоты
- 2) бария и раствора сульфата меди (II)
- 3) растворов нитрата бария и сульфата натрия
- 4) растворов гидроксида бария и серной кислоты

38. Сокращенному ионному уравнению



соответствует молекулярное уравнение



39. Необратимо протекает взаимодействие растворов

- 1) гидроксида бария и серной кислоты
- 2) сульфата натрия и азотной кислоты
- 3) нитрата бария и хлорида калия
- 4) карбоната калия и соляной кислоты
- 5) сульфата магния и нитрата натрия
- 6) хлорида алюминия и гидроксида калия

Ответ: _____

40. Осадок выпадает при добавлении серной кислоты к раствору

- 1) карбоната калия
- 2) нитрата меди(II)
- 3) гидроксида бария
- 4) хлорида кальция
- 5) нитрата свинца(II)
- 6) гидроксида натрия

Ответ: _____



Ответы

345	146	3	3	1	1	3	1	3	3	ответ
40	39	38	37	36	35	34	33	32	31	№
1	1	1	4	3	4	2	2	1	1	ответ
30	29	28	27	26	25	24	23	22	21	№
3	4	4	3	4	3	3	4	3	3	ответ
20	19	18	17	16	15	14	13	12	11	№
3	1	4	4	2	2	3	4	3	2	ответ
10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	№