

Изучаем гидролиз солей

О.А. Рябинина

Автор: Рябинина Оксана Александровна, учитель химии Центра образования № 1474 г. Москвы.

Предмет: Химия.

Класс: 9.

Тема: Гидролиз.

Профиль: Гимназический.

Уровень: Общий.

Текст задачи. Соли являются продуктами взаимодействия кислоты и основания. Можно предположить, что их растворы имеют нейтральную среду. Однако оказывается, что соль состава $AlCl_3$ в водном растворе показывает себя как кислота, соль Na_2CO_3 — как щёлочь, а раствор соли $NaCl$ даёт нейтральную реакцию! Выясните, что с ними происходит в водной среде, запишите необходимые реакции. Проведите лабораторные опыты.

а) Выделите ключевые слова для информационного поиска.

б) Найдите и соберите необходимую информацию.

в) Обсудите и проанализируйте собранную информацию.

г) Сделайте выводы.

д) Сравните ваши выводы с выводами известных людей.

Возможные информационные источники

Книги:

Рудзитис Г.Е. Химия. 9 класс. М.: Просвещение, 2009.

Химическая энциклопедия. Т. 1. М: Советская энциклопедия, 1988.

Компакт-диски:

Химический эксперимент в 8–9 классах / Под ред. С.С. Бердоносова., А.И. Жирова.

Web-сайты:

<http://him.1september.ru/2004/08/21.htm>

<http://www.alhimikov.net>

<http://hydrolisis.narod.ru/pages/teoria.htm>

<http://ru.wikipedia.org/wiki/>

<http://bse.sci-lib.com/article010250.html>

<http://festival.1september.ru:8080/articles/560840/>

http://college5.msk.ru/stud/inform_resyrs/him/ximia_n.html

Культурный образец

<http://chemworld.narod.ru/museum/arrenius.htm>

http://reslib.com/book/Obschaya_himiya

<http://www.alhimik.ru/protolis/glava1.htm>

<http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/nobel/1903-Arrhenius.html>

<http://www.it-n.ru/board.aspx>

Гидролиз солей

Представления о кислотах и основаниях существуют более трёхсот столетий, но до сих пор нет единого определения этих понятий. Первым приближением к современным взгля-

дам на кислоты и основания была теория Аррениуса, выдвинутая им в 1887 году, вытекающая из его теории электролитической диссоциации. Аррениус объяснял появление ионов в водном растворе (или расплаве) распадом растворённых веществ — электролитов. Этот процесс распада был назван электролитической диссоциацией.

В дальнейшем на ряде примеров Аррениус убедительно подтвердил положения теории — обнаружил экзотермический характер диссоциации электролитов, разработал теорию гидролиза солей.

Долгое время положения этой теории трактовались многими химиками неправильно — отождествлялись атомы и ионы. В длительной борьбе Аррениусу, Вант-Гоффу и Оствальду удалось доказать правильность её фундаментальных положений. На основе этой теории был изложен курс аналитической химии, создана теория кислот и оснований. В первой четверти XX в. началось интенсивное развитие теории сильных электролитов. Теория Аррениуса получила признание во всём научном мире.

Водные растворы солей имеют разные значения pH и различные типы сред — кислотную, щелочную, нейтральную. Это объясняется тем, что соли в водных растворах могут подвергаться гидролизу.

Гидролиз (от греч. «гидро» — вода и «лизис» — разложение) — это разложение водой. Реакции обмена между солями и водой относят к реакциям гидролиза.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, соль

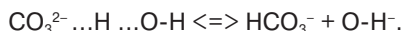
Na_2CO_3 образована катионом сильного основания NaOH и анионом слабой кислоты H_2CO_3 .

Соль — сильный электролит, поэтому в растворе находится в виде ионов:



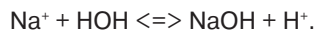
Каждый из ионов окружён гидратной оболочкой. Молекулы воды этой оболочки не могут не испытывать влияния на них заряда гидратируемого иона: связи O-H в молекулах воды поляризуются под действием зарядов ионов, в результате чего ослабевают. В некоторых случаях это приводит к их разрыву.

Карбонат-ион является кислотным остатком слабой кислоты, которая характеризуется прочностью связи атомов водорода с кислотным остатком. Поэтому анион CO_3^{2-} сильно притягивает атом водорода молекулы воды:



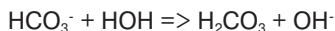
Между карбонат-ионом и атомами водорода молекулы воды возникают водородные связи. Это приводит к ослаблению связи H..O-H. В некоторых молекулах связь разрывается. В результате образуется гидрокарбонат-ион, а молекула воды превращается в гидроксид-ион. Образующиеся ионы при столкновении взаимодействуют друг с другом, поэтому процесс происходит обратимо. Гидроксид-ионы, возникающие в результате этого процесса, изменяют окраску фенолфталеина.

Могут ли ионы Na^+ взаимодействовать с молекулами воды? Допустим,

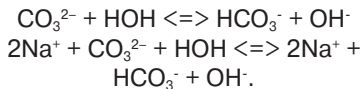


Но при этом образуется сильный электролит.

Может ли гидролиз продолжаться дальше? В направлении



это маловероятно, потому что увеличение концентрации гидроксид-ионов неминуемо приведёт к взаимодействию с образовавшейся кислотой (принцип Ле Шателье). Следовательно, в системе устанавливается динамическое равновесие:



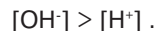
Таким образом, молекулы воды разрушаются не всегда. Свойством разрушать молекулы воды обладают ионы слабых электролитов — слабых кислот и слабых оснований. В состав карбоната натрия входят ион натрия — ион сильного основания и карбонат-ион — ион слабой кислоты. Поэтому взаимодействие этой соли с водой происходит за счёт аниона. Весь процесс:



Равновесие этого процесса сильно смещено в сторону образования исходных веществ. Только 20% соли подвергается гидролизу. В растворе находится смесь ионов: карбонат-ионы, ионы натрия, в небольшом количестве гидрокарбонат-ионы и гидроксид-ионы.

Итак, соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергаются гидролизу по аниону, так как анион сла-

бой кислоты, связывая ион водорода, вызывает сдвиг равновесия воды в сторону образования гидроксид-ионов, от которых среда приобретает щелочной характер, т.е.

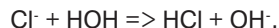


Соль AlCl_3 образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты.

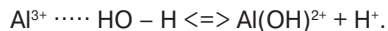
Соль — сильный электролит, в растворе содержится в виде ионов:



Образовавшиеся ионы окружены гидратной оболочкой, в которой происходят изменения. Теперь мы знаем, что молекула воды разрушается под действием слабого электролита. В данной соли анион является ионом сильной кислоты HCl . Поэтому хлорид-ион не разрушает воду. Допустим,



Но эта гипотеза лишена смысла, так как сильный электролит не может в растворе содержаться в виде молекул. Тогда гидратированные ионы алюминия сильно взаимодействуют с молекулами воды и разрушают одну из них:

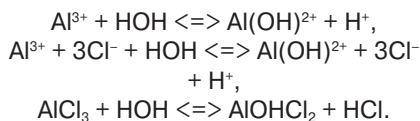


Ион алюминия своим положительным зарядом оттягивает электронную плотность от кислорода молекулы воды. При этом в молекуле воды связи расслабляются, и она может разрушиться. Образуется малодиссоциирующий ион $(\text{AlOH})^{2+}$, прочно удерживающий гидроксид-ион.

От молекулы воды остаётся ион водорода, под его воздействием индикатор метилоранж изменяет оранжевую окраску на розовую. Среда кислая:



Может ли гидролиз продолжаться дальше с образованием основания $\text{Al}(\text{OH})_3$? Нет, потому что будут накапливаться ионы водорода, которые сдвинут равновесие в сторону обратной реакции. В итоге:



Реакция осуществляется за счёт катиона, в момент равновесия в растворе преобладают ионы алюминия, хлорид-ионы, а также ионы $\text{Al}(\text{OH})^{2+}$ и H^+ в небольшом количестве.

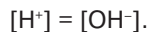
Итак, соли, образованные катионами слабого основания и анионами сильной кислоты, подвергаются гидролизу, так как катионы слабого основания вызывают сдвиг равновесия в сторону образования катионов водорода, от которых среда приобретает кислый характер:



Из данной системы возможен частичный уход продуктов взаимодействия. Как правило, растворимость основных солей значительно меньше, чем средних, а вероятность их образования в данной системе большая.

Соль NaCl образована катионами сильного основания и анионами

сильной кислоты, следовательно, гидролизу не подвергается, в растворе сохраняется равновесие. Среда нейтральная:



Методический комментарий

Предварительно рекомендуется провести с учащимися беседу на следующие темы:

- что определяет свойства растворов кислот,
- как определяется наличие катионов водорода в растворе,
- чем отличаются сильные кислоты от слабых,
- привести примеры тех и других,
- в молекулах каких кислот — сильных или слабых — водород связан прочнее,
- дать определение основаниям,
- как обнаруживается наличие гидроксид-ионов в растворе,
- почему одни основания относятся к сильным электролитам, а другие — к слабым?

На этом уроке не рассматриваются соли, образованные катионами слабых оснований и анионами слабых кислот. Этот вопрос лучше вынести на отдельный урок, повторяя пройденное.

В данной задаче необходимо использование лабораторных опытов. Для этого на отдельном столе выставлены растворы солей, штативы с пробирками, индикаторы. Поощряется, если учащиеся ссылаются в своих докладах на проделанные опыты.