## Изучаем гидролиз солей.

Имя задачи: Гидролиз солей.

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 и можно предположить,что их растворы имеют нейтральную среду. Однако,оказывается, что соль, состава AlCl3, в водном растворе показывает себя, как кислота, соль Na2CO3 - как щелочь, а раствор соли NaCl дает нейтральную реакцию! Выясните, что с ними происходит в водной среде, запишите необходимые реакции. Проделайте 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. Том 1.М: Cоветская 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://him.1september.ru/)

[http://www.alhimikov.net](http://www.alhimikov.net/)

<http://hydorlysis.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

Кузнецова Л.М. Химия. 9 класс. М.: Мнемозина,2006.

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

<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 трехсот столетий, но до сих пор нет единого определения этих понятий. Первым приближением к современным взглядам на кислоты и основания была теория Аррениуса, выдвинутая им в 1887 году, вытекающая из его теории электролитической диссоциации. Аррениус объснял появление ионов в водном растворе (или расплаве) распадом растворенных 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 ее 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 всем 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. (Слайд №2)

 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 Na2CO3 образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H2CO 3 .

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

 Na2CO3 = 2Na+ + CO32-

 Каждый из ионов окружен гидратной оболочкой. Молекулы воды этой оболочки не могут не испытывать влияния на них заряда гидротируемого иона: связи О-Н 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 прчностью связи атомов водорода с кислотным остатком. Поэтому анион CO32- сильно притягивает атом водорода молекулы воды:

 CO32-...H...O-H <=> HCO3- + O-H-

 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,

 Na+ + HOH <=> NaOH + H+

 Но при этом образуется сильный электролит.

Может ли гидролиз продолжаться дальше? В направлении

 HCO3- + HOH <=> H2CO3 + OH-

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

 CO32- + HOH <=> HCO3- + OH-

 2Na+ + CO32- + HOH <=> 2Na+ + HCO3- + OH-

 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 счет аниона. Весь процесс:

 Na2CO3 + HOH <=> NaHCO3 + NaOН

Равновесие этого процесса сильно смещено в сторону образования исходных веществ. 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 слабой кислоты, связывая ион водорода, вызывает сдвиг равновесия воды в сторону образования гидроксид-ионов, от которых среда приобретает щелочную среду, т.е.

 [OH-] > [H+]

 Соль AlCl3 образована слабым основанием и сильной кислотой.

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

 AlCl3 = Al3+ + Cl -

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

 Cl- + HOH <=> HCl + OH-

 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

Al3+ + HO - H <=> (AlOH)2+ + H+

 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 (AlOH)2+,прочно удерживающий гидроксид-ион. От молекулы воды остается ион водорода, под его воздействием индикатор метилоранж изменяет окраску на розовую. Среда кислая: [H+] > [OH-] .

 Может ли гидролиз продолжаться дальше с образованием основания Al(OH)3? Нет, потому что будут накапливаться ионы водорода, которые сдвинут равновесие в сторону обратной реакции. В итоге,

 Al3+ + НОН <=> AlOH2+ + Н+,

 Al3+ + 3Cl– + HOH <=> AlОH2+ + 3Cl– + H+,

 AlCl3 + HOH<=>AlOHCl2 + HCl

Реакция осуществляется за счет катиона,в момент равновесия в растворе преобладают ионы алюминия,хлорид-ионы, а также ионы

AlОH2+ и Н+ в небольшом количестве.

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

 [H+] > [OH-]

Из данной системы возможен частичный уход продуктов взаимодействия. Как правило, растворимость основных солей значительно меньшая, 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:

 [H+] = [OH-]

**Методический комментарий.**

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.

Домашнее задание: учебник Рудзитиса Г.Е. Химия. 9 класс.Стр. 20-21

 Письменно: стр. 20 вопрос № 10.