**33. Гидролиз солей. Степень гидролиза.**

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.

Гидролиз, дословно, - это разложение водой. Давая такое определение реакции гидролиза солей, мы подчеркиваем, что соли в растворе находятся в виде ионов, и что движущей силой реакции является образование малодиссоциирующих частиц (общее правило для многих реакций в растворах).

Всегда ли ионы способны образовывать с водой малодиссоциирующие частицы? Разбирая этот вопрос с учениками, отмечаем, что катионы сильного основания и анионы сильной кислоты таких частиц образовать не могут, следовательно, в реакцию гидролиза не вступают.

Какие типы гидролиза возможны? Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможно три типа гидролиза:

гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион);

гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион);

совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион, и анион)

Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Поскольку гидролиз обратимая реакция, то на состояние равновесия гидролиза влияют температура, концентрации участников реакции, добавки посторонних веществ. Если в реакции не участвуют газообразные вещества, практически не влияет давление. Исключается из рассмотрения вода, так как ее концентрация в водных растворах практически постоянна (~55 моль/л). Так для наших примеров 1 и 2 выражения констант равновесия (констант гидролиза) имеют вид:

http://www.kontren.narod.ru/lttrs/gyd1.gif и    http://www.kontren.narod.ru/lttrs/gyd2.gif

Температура. Поскольку реакция гидролиза эндотермическая, то повышение температуры смещает равновесие в системе вправо, степень гидролиза возрастает.

Концентрация продуктов гидролиза. В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение концентрации ионов водорода (для примера 1) приведет к смещению равновесия влево. Степень гидролиза будет уменьшаться. Также будет влиять увеличение концентрации гидроксид-ионов для реакции рассмотренной в примере 2.

Концентрация соли. Рассмотрение этого фактора приводит к парадоксальному выводу: равновесие в системе смещается вправо, в соответствии с принципом Ле Шателье, но степень гидролиза уменьшается. Понять это помогает константа равновесия. Да, при добавлении соли, то есть фосфат-ионов (пример 2), равновесие будет смещаться вправо, концентрация гидрофосфат и гидроксид-ионов будет возрастать. Но из рассмотрения константы равновесия этой реакции ясно, что для того, чтобы увеличить концентрацию гидроксид-ионов вдвое, нам надо концентрацию фосфат-ионов увеличить в 4 раза! Ведь значение константы должно быть неизменным. А это значит, что степень гидролиза, под которой можно понимать отношение [OH–] / [PO43–], уменьшится вдвое.

Разбавление. Этот фактор означает одновременное уменьшение концентрации всех частиц в растворе (не считая воды). В соответствии с принципом Ле Шателье, такое воздействие приводит к смещению равновесия в сторону реакции, идущей с увеличением числа частиц. Реакция гидролиза протекает (без учета воды!) с увеличением числа частиц. Следовательно при разбавлении равновесие смещается в сторону протекания этой реакции, вправо, степень гидролиза возрастает. К этому же выводу придем из рассмотрения константы гидролиза.

Добавки посторонних веществ могут влиять на положение равновесия в том случае, когда эти вещества реагируют с одним из участников реакции. Так, при добавлении к раствору сульфата меди (пример 1) раствора гидроксида натрия, содержащиеся в нем гидроксид-ионы будут взаимодействовать с ионами водорода. В результате их концентрация уменьшится, и, по принципу Ле Шателье, равновесие в системе сместится вправо, степень гидролиза возрастет. А если к тому же раствору добавить раствор сульфида натрия, то равновесие сместится не вправо, как можно было бы ожидать (взаимное усиление гидролиза) а наоборот, влево, из-за связывания ионов меди в практически нерастворимый сульфид меди.

**34. Константа гидролиза солеи образованной сильным основанием и слабой кислотой (вывод уравнения).**

Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции.

Выведем уравнение константы гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

http://chemistry.siteedit.org/images/gidroliz1.png

http://chemistry.siteedit.org/images/gidroliz2.png

Уравнение константы равновесия для данной реакции будет иметь вид:

http://chemistry.siteedit.org/images/44png.png или http://chemistry.siteedit.org/images/45.png

Так как концентрация молекул воды в растворе постоянна, то произведение двух постоянных http://chemistry.siteedit.org/images/47.png можно заменить одной новой — константой гидролиза:

http://chemistry.siteedit.org/images/48.png

Численное значение константы гидролиза получим, используя ионное произведение воды http://chemistry.siteedit.org/images/49.png и константу диссоциации азотистой кислотыhttp://chemistry.siteedit.org/images/50.png:

http://chemistry.siteedit.org/images/51.png

http://chemistry.siteedit.org/images/52.png

подставим в уравнение константы гидролиза:

http://chemistry.siteedit.org/images/54.png

В общем случае для соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

http://chemistry.siteedit.org/images/55.png

, где Kb — константа диссоциации слабого основания, образующегося при гидролизе

**35. Константа гидролиза соли образованной слабым основанием и сильной кислотой (вывод уравнения).**

**36. Константа гидролиза соли образованной слабым основанием и слабой кислотой (вывод уравнения).**

для соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:

http://chemistry.siteedit.org/images/57.png

**37. Ступенчатый гидролиз солей. Связь константы гидролиза со степенью гидролиза.**

Ступенчатому гидролизу подвергаются соли, образованные:

* многоосновной слабой кислотой,
* многоосновным слабым гидроксидом,
* тем и другим одновременно.

*Вариант1*

Na2CO3

I ступень

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r30.gif

По первой ступени гидролиза образуется кислая соль.

II ступень

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r31.gif

По второй ступени образуется слабая кислота.

Рассмотрим взаимосвязь первой и второй константы диссоциации слабой кислоты с первой и второй константой гидролиза рассмотренной соли.

*I ступень*

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r32.gif

II ступень

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r33.gif

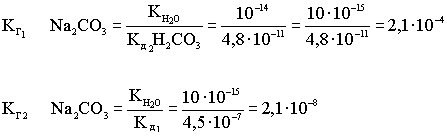
*I ступень гидролиза*

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r34.gif

II ступень *гидролиза*

http://lib.ssga.ru/fulltext/UMK/1%20%D1%81%D0%B5%D0%BC.%20%D0%A5%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F/%D0%9B%D0%95%D0%9A%D0%A6%D0%98%D0%98/Gydrolyz/risunki/r35.gif

Из приведённых уравнений диссоциации слабой кислоты и гидролиза соли видно, что первая константа диссоциации связана со второй константой гидролиза соли, и наоборот.



Вывод

По I ступени соли гидролизуются гораздо глубже, чем по второй ступени.

Кг по II ступени становится заметным при повышении температуры.

Кг1> Кг2 > Кг3

Связь константы гидролиза со степенью гидролиза выводится подобно закону разбавления Оствальда и записывается так:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | |  | | --- | | http://yaklass-shkola.s3-eu-west-1.amazonaws.com/images/lessons/clip_image012_0017.gif | |  |

C – концентрация соли в моль/л.