**Дата \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Класс \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Тема: Гидролиз солей**

**Цели урока:**  сформировать у учащихся понятие гидролиза солей.

**Ход урока**

**1. Организационный момент**

Лежа дома на диване
Про прогулку думал Ваня
Сколько в мире,- думал Ваня,-
Есть кислот и оснований
Например, вода морей-
Это ведь раствор солей.
Где-то я читал когда-то:
Там хлориды и сульфаты…
И соляной там и серной
Кислоты полно наверно:
Ведь вчера прошли мы в школе
Что в воде идет гидролиз!
И зачем себе на горе
Люди в отпуск едут к морю?
Если долго там купаться
Можно без трусов остаться:
Ткань любую кислота
Растворяет кислота
Ванин слушая рассказ,
Целый час смеялся класс
Больше Ваню не дразните,
Ведь сказал ему учитель:
"Зря Иван поддался страху,-
Лучше б шел купаться в море!"

Сейчас мы рассмотрим, что такое гидролиз, и в конце урока скажем, почему Ваня боялся зайти в море.

**2. Изучение нового материала**

Гидролиз солей - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Если рассматривать соль как продукт нейтрализации основания кислотой, то можно разделить соли на четыре группы, для каждой из которых гидролиз будет протекать по-своему.



1) Гидролиз не возможен

Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой (**KBr**, **NaCl**,**NaNO3**), гидролизу подвергаться не будет, так как в этом случае слабый электролит не образуется.

рН таких растворов = 7. Реакция среды остается нейтральной.

2) Гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион)

В соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (**FeCl2**,**NH4Cl**,**Al2(SO4)3**, **MgSO4**) гидролизу подвергается катион:

**FeCl2 + HOH <=>Fe(OH)Cl + HCl
Fe2+ + 2Cl- + H+ + OH- <=> FeOH+ + 2Cl- + Н+**

В результате гидролиза образуется слабый электролит, ион H+ и другие ионы.                  рН раствора < 7 (раствор приобретает кислую реакцию).

3)  Гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион)

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (**КClO**, **K2SiO3**,**Na2CO3**, **CH3COONa**) подвергается гидролизу по аниону, в результате чего образуется слабый электролит, гидроксид-ион ОН-и другие ионы.

**K2SiO3 + НОH <=>KHSiO3 + KОН
2K++SiO32- + Н++ОH-<=> НSiO3- + 2K+ + ОН-**

рН таких растворов > 7 (раствор приобретает щелочную реакцию).

4) Совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион и анион)

Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой (**СН3СООNН4**,**(NН4)2СО3**, **Al2S3**), гидролизуется и по катиону, и по аниону. В результате образуются малодиссоциирующие основание и кислота. рН растворов таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Мерой силы кислоты и основания является константа диссоциации соответствующего реактива.

Реакция среды этих растворов может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной:

**Аl2S3 + 6HOH =>2Аl(ОН)3 + 3Н2S**

***Гидролиз солей многокислотных оснований и многоосновных кислот проходит ступенчато***

Например, гидролиз хлорида железа (II) включает две ступени:

1-ая ступень

**FeCl2 + HOH <=>Fe(OH)Cl + HCl
Fe2+  + 2Cl-+ H+ + OH- <=>Fe(OH)++ 2Cl-+ H+**

2-ая ступень

**Fe(OH)Cl + HOH <=>Fe(OH)2 + HCl
Fe(OH)+ + Cl- + H+ + OH- <=>Fe(ОН)2 + Н++ Cl-**

Гидролиз карбоната натрия включает две ступени:

1-ая ступень

**Nа2СО3 + HOH <=>NаНСО3 + NаОН
СО32-+ 2Na+ + H+ + OH- =>НСО3- + ОН-+2Na+**

2-ая ступень

**NаНСО3 + Н2О <=>NаОН + Н2СО3
НСО3- + Na++ H+ + OH- <=>Н2СО3 + ОН-+ Na+**

 Гидролиз - процесс обратимый. Повышение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов препятствует протеканию реакции до конца. Параллельно с гидролизом проходит реакция нейтрализации, когда образующееся слабое основание (**Мg(ОН)2**, **Fe(ОН)2** ) взаимодействует с сильной кислотой, а образующаяся слабая кислота ( **СН3СООН**, **Н2СО3** ) - со щелочью.

Гидролиз протекает необратимо, если в результате реакции образуется нерастворимое основание и (или) летучая кислота:

**Al2S3 + 6H2O =>2Al(OH)3↓+ 3H2S↑**

Алгоритм составления уравнений гидролиза солей

|  |  |
| --- | --- |
| *Ход рассуждений* | *Пример* |
| 1. Определяем силу электролита – основания и кислоты, которыми образована рассматриваемая соль. Помните! Гидролиз всегда протекает по слабому электролиту, сильный электролит находится в растворе в виде ионов, которые не связываются водой.

|  |  |
| --- | --- |
| Кислота | Основания |
| *Слабые*-CH3COOH,H2CO3, H2S*Средней силы* -H3PO4*Сильные* - НСl, HBr, HI, НNО3, НСlO4, Н2SO4 | *Слабые* – все нерастворимые в воде основания иNH4OH*Сильные*– щёлочи (искл.  NH4OH) |

 | *Na2CO3 – карбонат натрия, соль образованная сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H2CO3)* |
| 2. Записываем диссоциацию соли в водном растворе, определяем ион слабого электролита, входящий в состав соли: | *2Na+ +****CO32-****+ H+OH- ↔**Это гидролиз по аниону**От слабого электролита в соли присутствует анион CO32- , он будет связываться молекулами воды в слабый электролит – происходит гидролиз по аниону.* |
| 3. Записываем полное ионное уравнение гидролиза – ион слабого электролита связывается молекулами воды | *2Na+ +****CO32-****+****H+****OH- ↔ (HCO3)- + 2Na+ + OH-**В продуктах реакции присутствуют ионы ОН-, следовательно, среда щелочная pH>7* |
| *4. Записываем молекулярное гидролиза* | *Na2CO3 + HOH ↔ NaHCO3 + NaOH* |

***Факторы, влияющие на степень гидролиза.***

1). Гидролиз  эндотермическая реакция, поэтому повышение температуры усиливает гидролиз.

2). Повышение концентрации ионов водорода ослабляет гидролиз, в случае гидролиза по катиону. Аналогично, повышение концентрации гидроксид-ионов ослабляет гидролиз, в случае гидролиза по аниону.

3). При разбавлении водой равновесие смещается в сторону протекания реакции, т.е.  вправо, степень гидролиза возрастает.

4). 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

2CuSO4 + 2H2O  <=> (CuOH)2SO4 + H2SO4

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.

5). 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

Rb3PO4 + H2O  Rb2HPO4 + RbOH,

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.

Так для наших примеров 1 и 2 выражения констант равновесия (констант гидролиза) имеют вид:

2CuSO4 + 2H2O  (CuOH)2SO4 + H2SO4 (1)

Rb3PO4 + H2O  Rb2HPO4 + RbOH (2)

Мы возвращаемся к стихотворению и отвечаем, почему же Ваня боялся зайти в море.

**Значение гидролиза**: Гидролиз имеет большое практическое значение для человека, касаясь органических веществ: жиров, спиртов, мыла, крахмала, которые подробно изучаются в 10 классе.

**3. Закрепление изученного материала**

*№1.*Запишите уравнения гидролиза солей и определите среду водных растворов (рН) и тип гидролиза:
Na2SiO3,AlCl3, K2S.

*№2.* Составьте уравнения гидролиза солей, определите тип гидролиза и среду раствора:
Сульфита калия, хлорида натрия, бромида железа (III)

*№3.* Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ:
Сульфид Калия - K2S,  Бромид алюминия - AlBr3,  Хлорид лития – LiCl, Фосфат натрия - Na3PO4,  Сульфат калия - K2SO4,  Хлорид цинка - ZnCl2, Сульфит натрия - Na2SO3,  Cульфат аммония - (NH4)2SO4,  Бромид бария - BaBr2 .

**4. Домашнее задание**

П. 6, упр. 9 на стр. 24