**Тема практического занятия: «**Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель. Гидролиз солей»

**Значение темы:**

Растворы широко применяются в различных сферах деятельности человека. Они имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико-химические процессы в организмах человека, животных и растений протекают в растворах.

В различных производственных и биологических процессах большую роль играют растворы электролитов. Свойства этих растворов объясняет теория электролитической диссоциации. Знание ТЭД является основой для изучения свойств неорганических соединений, для глубокого понимания механизмов химических реакций в растворах электролитов.

Используемая для характеристики среды раствора электролита величина рН имеет большое значение в химических и биологических процессах. Поэтому определение рН очень важно в технике, сельском хозяйстве, медицине. Изменение рН крови или желудочного сока является медицинским тестом в медицине. Отклонение рН от нормы даже на 0,01 единицы свидетельствует о патологических процессах в организме. Постоянство концентраций ионов водорода Н+ является одной из важных констант внутренней среды живых организмов.

**Учебный текст:** Как известно, присутствие в растворе кислот и оснований можно обнаружить с помощью индикаторов (табл. Изменение окраски индикаторов в различных средах). Например, лакмус в растворе кислоты краснеет, а в растворе основания – синеет. Изменение окраски индикатора вызвано присутствием в растворе кислоты ионов Н+ , а в растворе основания – ионов ОН-.

Казалось бы, в растворах солей, при диссоциации которых не образуется ни ионов Н+, ни ионов ОН- , окраска индикаторов меняться не должна. Однако если прибавить лакмус к растворам хлорида натрия, хлорида магния и карбоната натрия, окажется, что в растворе магния лакмус краснеет, в растворе карбоната натрия синеет, и только в растворе хлорида натрия не изменяет окраски.

Следовательно, в растворе хлорида магния образуются ионы Н+ , а в растворе карбоната натрия - ионы ОН- . Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу.

**Гидролиз** – одно из важнейших химических свойств солей. Слово «гидролиз» означает разложение водой («гидро» - вода, «лизис» - разложение).

**Гидролизом соли** называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате, которого образуются слабые электролиты.

Сущность гидролиза сводится к взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами ОН- или ионами водорода Н+ из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоцирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо: Н2О↔ Н+ + ОН- (→) Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов Н+ или ОН- , и раствор соли показывает кислую или щелочную среду.

В общем, виде реакции гидролиза записываются в форме (Kat-катион,Anанион): **Katn+ + HOH ⇔ KatOH(n-1)+ + H+**

 **Ann- + HOH ⇔ HAn(n-1)- + OH-**

Гидролиз процесс обратимый для большинства солей. В состоянии равновесия только небольшая часть соли гидролизуется.

Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза – h.

**Степень гидролиза** равна отношению числа гидролизованных молекул к общему числу растворенных молекул: где n – число молекул соли, подвергшихся гидролизу; N - общее число растворенных молекул соли.

**Степень гидролиза зависит** от природы соли, концентрации раствора, температуры. При разбавлении раствора, повышении его температуры степень гидролиза увеличивается.

**Гидролиз солей различных типов.**

 Возможность и характер протекания гидролиза определяется составом соли. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания соли можно разделить на 4 типа:

1. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой Примеры: NaCl, K2SO4, Ba(NO3)2

2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой Примеры: NaCN, K2CO3, Li2S

3. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой Примеры: СuCl2, FeSO4, Al(NO3)3

4. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой Примеры:(NH4)2S, Al2S3, Pb(NO2)2

**Памятка по гидролизу**

**Запомни!**

1. Гидролиз возможен только для растворимых солей!

2. Гидролиз идёт по слабому иону, а среду задаёт сильный.

|  |  |
| --- | --- |
| СИЛЬНЫЙ\phantom{1}^+ СИЛЬНЫЙ\phantom{1}^-Гидролиз не идёт.Среда нейтральная. | слабый\phantom{1}^+ СИЛЬНЫЙ\phantom{1}^-Гидролиз по катиону.Среда кислая. |
| СИЛЬНЫЙ\phantom{1}^+ слабый\phantom{1}^-Гидролиз по аниону.Среда щелочная. | слабый\phantom{1}^+ слабый\phantom{1}^-Гидролиз по катиону и аниону.Среда нейтральная. |

3. Сильные и слабые ионы

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **сильные** | **слабые** |
|

|  |
| --- |
| К |
| А |
| Т |
| И |
| О |
| Н |
| Ы |

 | Щелочные и щелочноземельные металлы:\rm Li^+, Na^+, K^+, Ca^{2+},Ba^{2+}Реже:\rm Cs^+, Rb^+, Sr^{2+} | Все остальные |
|

|  |
| --- |
| А |
| Н |
| И |
| О |
| Н |
| Ы |

 | Остатки сильных кислот:\rm Cl^-, Br^-, I^-,SO_4^{2-}, NO^{3-}Реже:\rm ClO^{4-}, ClO^{3-}, CrO_4^{2-}, MnO^{4-} | Все остальные |

 4. Цвета индикаторов

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Индикатор\среда | Щелочная | Нейтральная | Кислая |
| Лакмус | Синий | Фиолетовый | Красный |
| Фенолфталеин | Малиновый | Бесцветный | Бесцветный |
| Метилоранж | Жёлтый | Оранжевый | Красный |

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ**

1. Просмотрете видео-уроки.
2. Прочитайте учебный текст. Запишите в тетрадь памятку по гидролизу.
3. Выполните предложенные упражнения.
4. **Электролитическая диссоциация**

1. Выберите из предложенных веществ электролиты и составьте уравнения их диссоциации, пользуясь таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде.

Na2SO4    Cu(OH)2    HCl    CO2

2. Составить уравнения диссоциации следующих электролитов и рассчитать общую сумму коэффициентов в уравнениях диссоциации:

А) ВаАl2(РО4)2Сl2 ––>
Б) (NH4)3(HSO4)SO4 ––>
В) Na3(HCO3)CO3 ––>

3. Составить уравнения в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах и рассчитать общую сумму коэффициентов в кратких ионных уравнениях:

А) Ca(NO3)2 + K2CO3→ CaCO3+ KNO3;

Б) СuCl2+КОН→ Cu(OH)2 + KCl;

В) СаСО3+НСl→ CаCl2 + CO2+ H2O;

Г) Са(HCO3)2 + Са(OH)2 ––>
Д) SO2 + КOH ––>

**2. Гидролиз солей**

1. Установите соответствие между формулой соли и типом ее гидролиза в водном растворе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

|  |  |
| --- | --- |
| **Формула соли** | **Тип гидролиза** |
| А) (NH4)2S | 1) Не гидролизуется |
| Б) Rb2SO4 | 2) Гидролизуется по катиону |
| В) (CH3COO)2Ca | 3) Гидролизуется по аниону |
| Г) Pb(NO3)2 | 4) Гидролизуется и по катиону, и по аниону |

1. Установите соответствие между формулой соли и окраской индикаторов в ее водном растворе

|  |  |
| --- | --- |
| **Формула соли** | **Окраска индикаторов** |
| А) K2S | 1) лакмус красный, фенолфталеин малиновый |
| Б) A12(SO4)3 | 2) лакмус красный, фенолфталеин бесцветный |
| В) С6Н5ОК | 3) лакмус синий, фенолфталеин малиновый |
| Г) Na3PO4 | 4) лакмус синий, фенолфталеин бесцветный |
|  | 5) лакмус фиолетовый, фенолфталеин малиновый |
|  | 6) лакмус фиолетовый, фенолфталеин бесцветный |

1. Напишите уравнения гидролиза предложенных солей, определив среду раствора. Для какой соли гидролиз идет до конца при растворении ее в воде?:

1) ZnCl2

2) Na2SO4

3) Na2S

4) CuCO3