**Химия 1 курс 4 лекция**

**Тема: теория электролитической диссоциации**

**1Повторение ранее изученного материала.**

Сам. Работа.

**2Изучение нового матнриала**

**Электролиты** — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. Как правило, это соединения с ионной связью и с ковалентной полярной связью:

KCl — ионная связь;

HNO3- — между Н+ и NO3 — ионная связь.

**Неэлектролиты** — вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (органические соединения, газы):

С6Н12O6 — глюкоза,

С2Н5ОН — этанол, спирт.

**Диссоциация** — распад электролита на ионы при растворении или расплавлении. Это процесс обратимый. Процесс, обратный диссоциации, называется ассоциацией.

**Механизм диссоциации:**

**а) веществ с ионной связью:**



**б) веществ с ковалентной полярной связью:**

«диполь воды»  поляризует связь, она становится ионной:



**Катионы:**

Na+ — катион натрия;

Са2+ — катион кальция;

NH4+ — катион аммония.

**Анионы:**

МnО4- — перманганат-анион;

РO43- — фосфат-анион;

NO2- — нитрит-анион;

HCO3- — гидрокарбонат-анион.

**Электролитическая диссоциация Кислот, Солей, Щелочей.**

**Кислоты**— электролиты, в растворах которых представлены в качестве катионов только катионы водорода:





**Щелочи**— электролиты, в растворах которых представлен в качестве анионов. Только гидроксид-анионы:





**Соли**— электролиты, в растворах которых при диссоциации образуются катионы металлов (или ион аммония) и анионы кислотных остатков.

9 . — основание

— кислота

— соль средняя

— соль средняя

**С****тепень электролитической диссоциации** **α-** показывает процент молекул, продиссоциированных к общему количеству молекул электролита:

а) **электролиты сильные, α → 1**.

HNO3;

Na2S;

КОН.

В их растворах равновесие полностью смещается в сторону прямой реакции:



б**) электролиты слабые, α → 0**.

ВаСO3;

Fe(OH)3;

Са3(РO4)2;

Н3РO4;

NH4OH;

Н2СO3.

**Многие диссоциируют ступенчато.**



В растворах слабых электролитов равновесие смещается в сторону образования молекул, т. е. в сторону обратной реакции.

**Для характеристики слабых электролитов используют константу диссоциации по каждой ступени**



**Константа диссоциации** есть отношение произведения равновесных концентраций катионов и анионов, возведенных в степени коэффициентов равновесных концентраций, к концентрации непродиссоциированных молекул, Kд зависит от природы электролита, природы растворителя, температуры, но не зависит от концентрации.

Иногда Kд вычисляют, используя концентрацию и степень диссоциации:



Пример:

при t° = 25° С



Итак, чем больше Кд, тем легче идет распад электролита на ионы, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит.

**Реакции ионного обмена необратимы, если образуются осадок, газ, вода, слабый электролит:**

- уравнение молекулярного вида

- общий ионный вид

- слабый электролит воды; уравнение краткого ионного вида

— реакция ионного обмена не имеет смысла





Ионы могут вступать в реакции окислительно-восстановительного взаимодействия с атомами, молекулами.

