**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:**

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_f643da6931e49746.jpg

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

«диполь воды» https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_37d20e18b47f1fc6.jpg поляризует связь, она становится ионной:

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_2866daf0d876432.jpg

**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:

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_785503abf87a6883.jpg

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_38abed267464ccec.jpg

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

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_1d5996225c8bd851.jpg

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_f93ba1453057df9d.jpg

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

9https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_506063e8d6abdeee.jpg https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_9bdca8089f54c3d3.jpg. — основание

—https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_20dc3e1ddaf60468.jpg кислота

—https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_d16df991a740e617.jpg соль средняя

— соль средняя

**С**https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_719e214ccc741364.jpg**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:

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_36f9cae64c946558.jpg

б**) электролиты слабые, α → 0**.

ВаСO3;

Fe(OH)3;

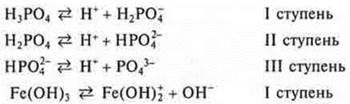
Са3(РO4)2;

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**

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_c0b320a352d9d5d8.jpg

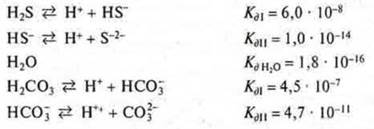
**Константа диссоциации** есть отношение произведения равновесных концентраций катионов и анионов, возведенных в степени коэффициентов равновесных концентраций, к концентрации непродиссоциированных молекул, Kд зависит от природы электролита, природы растворителя, температуры, но не зависит от концентрации.

Иногда Kд вычисляют, используя концентрацию и степень диссоциации:

https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_58739ed09c22dbf.jpg

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.

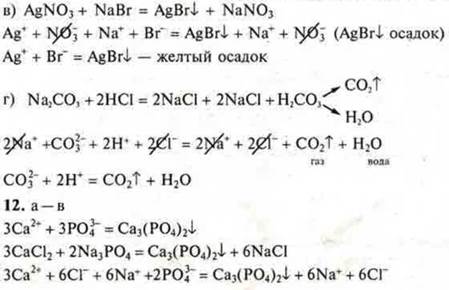
**Реакции ионного обмена необратимы, если образуются осадок, газ, вода, слабый электролит:**

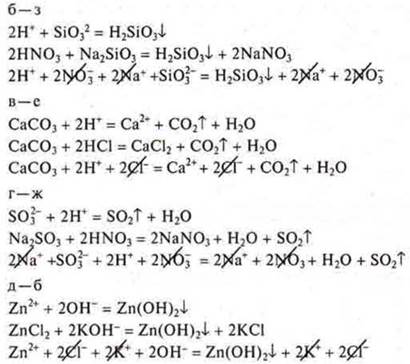
-https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_7299de3e3235da63.jpg https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_b21978722f490e03.jpgуравнение молекулярного вида

-https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_5a05e684b3a709a1.jpg общий ионный вид

- слабый электролит воды; уравнение краткого ионного вида

—https://fsd.multiurok.ru/html/2023/05/20/s_64681ecf78111/phpZ07JCG_Lekciya-Elektroliticheskaya-Dissociaciya_html_da60fa3f3ef2083b.jpg реакция ионного обмена не имеет смысла





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

