

Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы:

Контрольные вопросы:

- . Что такое электролитическая диссоциация? Чем она обусловлена?
2. Запишите степени диссоциацию ортофосфорной кислоты
3. Запишите степени диссоциацию серной кислоты
4. Чем электролиты отличаются от неэлектролитов?

Ответить на тестовые вопросы

1. Наибольшее количество хлорид ионов образуется при диссоциации 1 моль

A. NaCl

Б. CaCl₂

В. FeCl₃

Г. BaCl₂

2. Диссоциации не подвергаются

A. Оксиды

Б. Соли

В. Кислоты

Г. Основания

3. Меньше всего ионов образуется на ... ступени диссоциации ортофосфорной кислоты

A. Первой

Б. Второй

В. Третьей

Г. Четвертой

4. Уксусная кислота относится к

А. Электролитам

Б. Неэлектролитам

5. Раствор поваренной соли является

А. Электролитам

Б. Неэлектролитам

Готовые работы присылать на почту vitalina2517@mail.ru не позднее 10.04.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

Лекция 16

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Степень электролитической диссоциации.

План лекции:

1. Электролитическая диссоциация.
2. Степень электролитической диссоциации.
3. Электролиты и неэлектролиты.

Электролитической диссоциацией называют процесс, в ходе которого молекулы растворенного вещества распадаются на ионы в результате взаимодействия с растворителем (воды). Диссоциация является обратимым процессом.

Диссоциация обуславливает ионную проводимость растворов электролитов. Чем больше молекул вещества распадается на ионы, тем лучше оно проводит электрический ток и является более сильным электролитом.

В общем виде процесс электролитической диссоциации можно представить так:

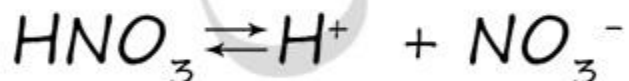


Диссоциация

Соли при диссоциации образуют катионы металла и анионы кислотного остатка



Кислоты при диссоциации отщепляют протон - H^+



Основания при диссоциации отщепляют гидроксид-анион - OH^-



Замечу, что сила кислоты определяется способностью отщеплять протон. Чем легче кислота его отщепляет, тем она сильнее.

У HF крайне затруднен процесс диссоциации из-за образования водородных связей между F (самым электроотрицательным элементом) одной молекулы и H другой молекулы.

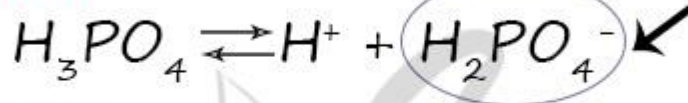
Степени диссоциации

Некоторые вещества диссоциируют на ионы не в одну стадию (как NaCl), а ступенчато. Это характерно для многоосновных кислот: H_2SO_4 , H_3PO_4 .

Посмотрите на ступенчатую диссоциацию ортофосфорной кислоты:

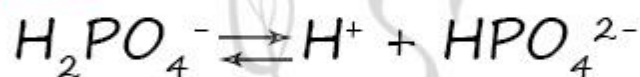
Ступени диссоциации

I ступень

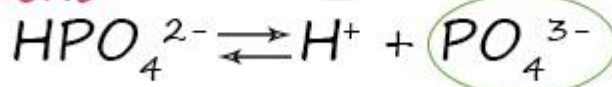


наибольшая
концентрация

II ступень



III ступень



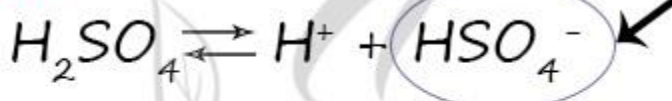
наименьшая
концентрация

Важно заметить, что концентрация ионов на разных ступенях разная. На первых ступенях ионов всегда много, а до последних доходят не все молекулы. Поэтому в растворе ортофосфорной кислоты концентрация дигидрофосфат-анионов будет больше, чем фосфат-анионов.

Для серной кислоты диссоциация будет выглядеть так:

Ступени диссоциации

I ступень



наибольшая
концентрация

II ступень



наименьшая
концентрация

Для средних солей диссоциация чаще всего происходит в одну ступень:



Из одной молекулы ортофосфата натрия образовалось 4 иона.



Из одной молекулы сульфата калия образовалось 3 иона.

Электролиты и неэлектролиты

Химические вещества отличаются друг от друга по способности проводить электрический ток. Исходя из этой способности, вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.



Электролиты - жидкие или твердые вещества, в которых присутствуют ионы, способные перемещаться и проводить электрический ток. Связи в их молекулах обычно ионные или ковалентные сильнополярные.

К ним относятся соли, сильные кислоты и щелочи (растворимые основания).

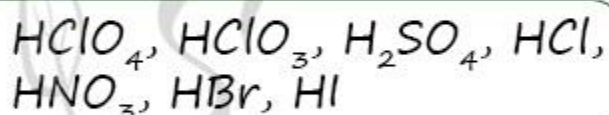
Степень диссоциации сильных электролитов составляет от 0,3 до 1, что означает 30-100% распад молекул, попавших в раствор, на ионы.

Сильные электролиты

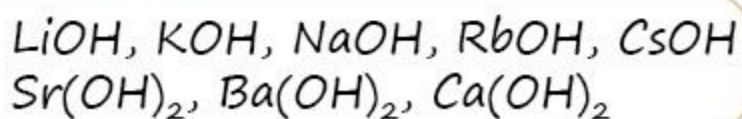
Соли



Сильные
кислоты



Щелочи



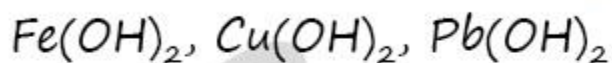
Неэлектролиты - вещества недиссоциирующие в растворах на ионы. В молекулах эти веществ связи ковалентные неполярные или слабополярные.

К неэлектролитам относятся многие органические вещества, слабые кислоты, нерастворимые в воде основания и гидроксид аммония.

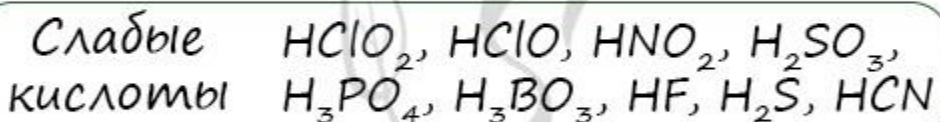
Степень их диссоциации до 0 до 0.3, то есть в растворе неэлектролита на ионы распадается до 30% молекул. Они плохо или вообще не проводят электрический ток.

Слабые электролиты

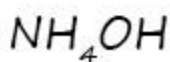
Нераств.
основания



Слабые
кислоты



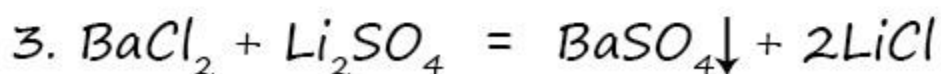
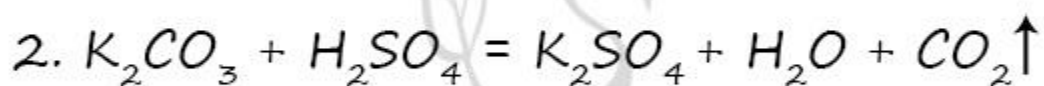
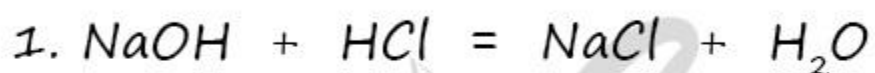
Гидроксид
аммония



Молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения

Молекулярное уравнение представляет собой запись реакции с использованием молекул. Это те уравнения, к которым мы привыкли и которыми наиболее часто пользуемся. Примеры молекулярных уравнений:

Молекулярные уравнения

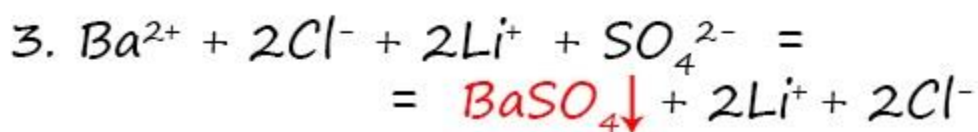
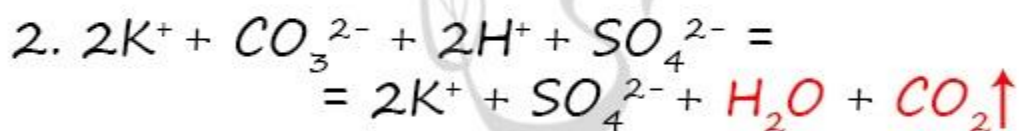
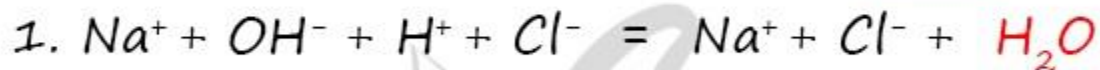


Полные ионные уравнения записываются путем разложения молекул на ионы. Запомните, что нельзя раскладывать на ионы:

- Слабые электролиты (в их числе вода)
- Осадки
- Газы

Полные ионные уравнения

H_2O
осадки
газы



Сокращенное ионное уравнение записывается путем сокращения одинаковых ионов из левой и правой части. Просто, как в математике - остается только то, что сократить нельзя.

Сокращенные ионные уравнения

