**Тема: Электролитическая диссоциация.**

*Электролиты****–****это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.*

*Неэлектролиты****–****это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.*

Кроме электропроводности электролиты и неэлектролиты имеют много других отличий. При одинаковой молярной концентрации электролиты (по сравнению с неэлектролитами) обладают:

* более высокой температурой кипения;
* более низкой температурой замерзания;
* более высоким осмотическим давлением;
* более низким давлением пара растворителя.

Такое большое различие в свойствах растворов ученые объясняют тем фактом, что в электролитах при растворении образуется гораздо большее кол-во частиц, которые еще и обладают зарядом, хотя, в общем, раствор электролита нейтрален.

Распад молекул электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя называется **электролитической** **диссоциацией**. Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

К ним относятся вода, кислоты, основания и  соли. При растворении в воде молекулы электролитов диссоциируют на положительные ионы – **катионы** и отрицательные – **анионы**.  Процесс электролитической диссоциации  обусловлен взаимодействием веществ с водой или другим растворителем, что приводит к образованию гидратированных ионов.

Так, ион водорода образует ион гидроксония:

Н+ + Н2О « Н3О+.

Для упрощения ион гидроксония  записывают без указания молекул воды, то есть Н+.

или принята запись: NaCl « Na+ + Cl–.

Впервые теорию **электролитической диссоциации** (разделения) сформулировал в 1887 г. шведский ученый С. Аррениус, ее основные положения заключались в следующем:

[***Основные положения теории электролитической диссоциации***](https://infourok.ru/go.html?href=%23videoplayer)**:**

* электролиты, растворяясь в воде, диссоциируют (распадаются) на положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные ионы;
* под воздействием внешнего электрического поля катионы в растворе электролита начнут двигаться к катоду (отрицательному электроду), анионы - к аноду (положительному электроду);
* электролитическая диссоциация является обратимым процессом - параллельно с распадом молекул на ионы идет обратный процесс ассоциации (ионы соединяются в молекулы), в результате чего в растворе устанавливается динамическое равновесие.

Через несколько лет, в 1891 г., русский ученый И. Каблуков внес существенные уточнения в теорию Аррениуса, введя понятие **сольватации** катионов и анионов (формирование химических связей между растворителем и растворяемым веществом).

**Диссоциация хлорида натрия**

Хлорид натрия является веществом с [ионной связью](https://infourok.ru/go.html?href=http%3A%2F%2Fprosto-o-slognom.ru%2Fchimia%2F14_ionnaja_sv.html), в узлах кристаллической решетки NaCl находятся ионы натрия и хлора.

Рис. 1. Кристаллическая решетка хлорида натрия.

При погружении поваренной соли в воду на первой стадии растворения (диссоциации NaCl) полярные молекулы воды под действием электростатического притяжения приклеиваются своей отрицательной стороной к катионам натрия (Na+), а положительной стороной к анионам хлора (Cl-):

Рис. 2 Притяжение полярных молекул воды к ионам NaCl.

По мере склеивания молекул воды с ионами натрия и хлора происходит ослабление ионных связей Na+ с Cl-:

Рис. 3 Ослабление ионных связей хлорида натрия.

Ионные связи хлорида натрия разрываются и гидратированные ионы переходят в раствор:

Рис. 4 Переход гидратированных ионов натрия и хлора в раствор.

**Диссоциация хлороводорода**

Хлороводород является веществом с [ковалентной полярной связью](https://infourok.ru/go.html?href=http%3A%2F%2Fprosto-o-slognom.ru%2Fchimia%2F16_kovalentnaja_sv.html).

Под воздействием молекул воды ковалентные связи поляризуются еще больше и становятся связями ионными, после чего происходит процесс, описанный выше:


Рис. 5 Диссоциация полярной молекулы HCl.

Из вышесказанного можно сделать вывод, что электролитическая диссоциация возможна в полярных растворителях (вода, этиловый спирт). При диссоциации в первую очередь разрываются наиболее полярные связи (самая большая разность в электроотрицательности атомов, составляющих связь.

Растворитель выполняет не только роль разделения катионов и анионов растворяемого вещества, но также замедляет обратный процесс ассоциации ионов в исходную молекулу, поскольку сольватированные (гидратированные) ионы окружены "прилипшими" молекулами растворителя, что мешает сближению (под воздействием кулоновского электростатического притяжения) и воссоединению в молекулу катионов и анионов. Кол-во молекул растворителя, находящихся в гидратной оболочке ионов, зависит от природы ионов, концентрации и температуры раствора.

Уравнения электролитических диссоциаций записываются следующим образом:

**NaCl ↔ Na+ + Cl-**

**HCl ↔ H+ + Cl-**

Электролитическая диссоциация протекает за счет энергии, выделяемой в процессе разрушения кристаллической решетки растворяемого вещества во время взаимодейтсвия молекул растворителя с веществом. Следует сказать, что диссоциация может протекать и без растворителя, например, при высокой температуре, когда образуется расплав вещества (энергия для разрушения кристаллической решетки берется из внешнего источника высокой температуры).

[***Основания, кислоты, соли в свете теории электролитической диссоциации***](https://infourok.ru/go.html?href=%23videoplayer)**:**

**Кислотами** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода. Например,

HNO3 « H+ + NO3–

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например сероводородная кислота диссоциирует ступенчато:

H2S « H+ + HS– (первая ступень)

HS « H+ + S2– (вторая ступень)

Диссоциация многоосновных кислот протекает, главным образом, по первой ступени. Это объясняется тем, что энергия, которую нужно затратить для отрыва иона от нейтральной молекулы , минимальна и становится больше при диссоциации по каждой следующей ступени.

**Основаниями** называются электролиты, диссоциирующие в растворе, которые в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы. Например,

NaOH : Na+ + OH–

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато

Mg(OH)2 « MgOH+ + OH– (первая ступень)

MgOH+ « Mg2+ + OH– (вторая ступень)

Ступенчатая диссоциация  кислот и оснований объясняет образование кислых и основных солей.

Существуют электролиты, которые диссоциируют одновременно как основные и как кислотные. Они называются **амфотерными.**

H+ + RO– « ROH « R+ + OH–

Амфотерность объясняется малым различием прочности связей R–H и О–Н.

К амфотерным электролитам относятся вода, гидроксиды цинка, алюминия, хрома (III), олова (II, IV), свинца (II, IV) и др.

Диссоциацию амфотерного гидроксида, например Sn(OH)2, можно выразить уравнением:

2H+ + SnO22– « Sn(OH)2 « Sn2+ + 2OH–

           +2H2O ¯                                           основные свойства

              2H+ + [Sn(OH)4]2–

                    кислотные свойства

**Солями** называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов, или комплексные катионы, и анионы кислотных остатков, или комплексные анионы.

Средние соли, растворимые в воде, диссоциируют практически полностью

Al2(SO4)3 « 2Al3+ + 2SO42–

(NH4)2CO3 « 2NH4+ + CO32–

Кислые соли диссоциируют ступенчато, например:

NaHCO3 « Na+ + HCO3– (первая ступень)

Анионы  кислых солей в дальнейшем диссоциируют незначительно:

HCO3– « H+ + CO32– (вторая ступень)

Диссоциацию основной соли можно выразить уравнением

CuOHCl « CuOH+ + Cl– (первая ступень)

CuOH+ « Cu+2 + OH– (вторая ступень)

Катионы основных солей по второй ступени диссоциируют в незначительной степени.

Двойные соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют два типа катионов металла. Например

KAl(SO4)2 « K+ + Al3+ + 2SO42–.

Комплексные соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются два типа ионов: простой и комплексный. Например:

Na2[Zn(OH)4] « 2Na+ + [Zn(OH)4)]2–

Количественной характеристикой электролитической  диссоциации является **степень диссоциации a**, равная  отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N)



Степень диссоциации выражается в долях единицы или процентах.

По степени диссоциации все электролиты делятся на сильные (a>30%), слабые (a<3%) и средней силы (a - 3-30%).

**Сильные электролиты** при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы. К ним относятся:

HCl, HBr, HJ, HNO3, H2SO4, HClO3, HClO4, HMnO4, H2SeO4

Основания

NaOH, KOH, LiOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)2, Ca(OH)2, Sr(OH)2

Соли

**Слабые** **электролиты** частично диссоциируют на ионы при растворении в воде. К ним относятся вода, почти все органические кислоты (СН3СООН, HCOOR, H2C2O4 и др.), некоторые минеральные кислоты (HNO2, HCN, H2S, H2SiO3, H2CO3 и др.),  гидроксид аммония NH4OH, а также все основания металлов, кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов.

ИТОГ: **Электролитическая диссоциация - это процесс распада вещества (электролита) на ионы** (в растворах под воздействием полярных молекул растворителя; в расплавах - под воздействием высокой температуры).

**Задание 1.** Изучить учебник Габриелян О.С. Химия. 11 кл.: Учебник для общеобразовательных учебных заведений. – М., 2014. [§ 15. Электролитическая диссоциация](http://tepka.ru/himiya_11/15.html)

**Задание 2.** Распределить в таблице сильные и слабые электролиты.

**Ответы записать и отправить по электронной почте** **gazelkaa@mail.ru****, до 16.02.2022**