

Тема: Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различными типами химических связей. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации и факторы ее зависимости.

Сильные и средние электролиты. Диссоциация воды. Водородный показатель. Среда водных растворов электролитов.

Электролитическая диссоциация (ЭД)— процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении.

Её теорию изучал шведский ученый С. Аррениусом в 1887 году. Она объясняла особенностей водных растворов электролитов. В дальнейшем она была развита русскими химиками И. А. Каблуковым и В. А. Кистяковским для объяснения электролитической диссоциации, используя химическую теорию растворов [Д. И. Менделеева](#). Было доказано, что при растворении электролита происходит его химическое взаимодействие с водой, в результате которого электролит диссоциирует на ионы. Теория электролитической диссоциации – это одна из основных теорий в неорганической химии.

Каков же механизм электролитической диссоциации ?

Рассмотрим на примере растворения веществ с различными типами химических связей:

а) веществ с ионной химической связью - на примере поваренной соли - хлорида натрия. Механизм электролитической диссоциации NaCl при растворении поваренной соли в воде состоит в последовательном отщеплении ионов натрия и хлора полярными молекулами воды. Ионы Na^+ и Cl^- переходят из кристалла в раствор, что ведет к образованию гидратов этих ионов.

б) Растворение в воде веществ с ковалентной сильнополярной химической связью - на примере соляной кислоты. Как мы знаем в молекулах HCl связь между атомами ковалентная сильнополярная. При растворении в воде соляной кислоты происходит изменение характера химической связи. Под влиянием полярных молекул воды ковалентная полярная связь превращается в ионную. Образуются ионы, которые связаны с молекулами воды – такие ионы называются гидратированными.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

Электролитическая диссоциация – это процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.

Электролиты – это вещества, которые при растворении в воде или в расплавленном состоянии распадаются на ионы.

Ионы – это атомы или группы атомов. Ионы с положительным зарядом называются катионы, а с отрицательным зарядом –анионы.

Запишем уравнение диссоциации раствора хлорида натрия: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
 Na^+ - катион ; Cl^- - анион.

Для закрепления работа с таблицей: записать основные положения.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

1. Молекулы распадаются на ионы **положительно (+)** и **отрицательно (-)** заряженные, простые и сложные. Раствор в целом остается электронейтральным.
2. Ионы отличаются от атомов не только наличием заряда, но и свойствами.
3. При пропускании электрического тока, ионы получают направленное движение: **катионы (Na⁺) движутся к катоду (K⁻)**, **анионы (Cl⁻) движутся к аноду (A⁺)**.
4. Причина электролитической диссоциации это взаимодействие полярных молекул растворителя с растворенным веществом.

Этот процесс обратим: $\text{NaCl} \xrightleftharpoons[\text{молизация}]{\text{ионизация}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Электролиты диссоциируют по-разному – одни хорошо, другие не очень. Эту способность электролита к диссоциации характеризует величина, называемая степенью электролитической диссоциации. Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, концентрации электролита и температуры, от концентрации вещества в растворе, поэтому некоторые слабые электролиты при разбавлении могут стать сильными.

Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_g), к общему числу растворенных частиц (N_p).

$$\alpha = \frac{N_g}{N_p}$$

По величине степени диссоциации все электролиты можно условно разделить на сильные и слабые. Сильные электролиты –это вещества, степень диссоциации которых больше 30%. **К сильным** электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями: все хорошо растворимые соли, сильные кислоты (HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃) и сильные основания (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂).

Слабые электролиты – вещества, степень диссоциации которых меньше 3%, вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов наряду с ионами содержат недиссоциированные молекулы. Слабые электролиты не могут дать большой концентрации ионов в растворе. Они плохо (или почти не проводят) электрический ток. К слабым электролитам относятся:

1) почти все органические кислоты (CH₃COOH, C₂H₅COOH и др.) ;

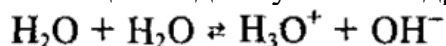
- 2) некоторые неорганические кислоты (H_2CO_3 , H_2S и др.) ;
- 3) почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; NH_4OH);
- 4) вода.

К **средним** электролитам относятся фосфорная H_3PO_4 , мышьяковая H_3AsO_4 , хромовая H_2CrO_4 , сернистая кислоты H_2SO_3 и целый ряд других соединений. Электролиты средней силы – это те, степень диссоциации которой делит в пределах от 3% до 30%.

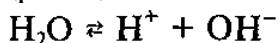
Диссоциация воды. Водородный показатель. Среда водных растворов электролитов

Вода — слабый амфотерный электролит.

Уравнение ионизации воды с учетом гидратации ионов водорода H^+ таково:



Без учета гидратации ионов H^+ уравнение диссоциации воды имеет вид:



Как видно из второго уравнения, концентрации ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в воде одинаковы. Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель рН (пэ-аш).

Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Например, если $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л, то $\text{pH} = 3$, среда раствора — кислая; если $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ моль/л, то $\text{pH} = 12$, среда раствора — щелочная:

Чем рН меньше 7, тем больше кислотность раствора. Чем рН больше 7, тем больше щелочность раствора

Среда водных растворов электролитов.

В водных растворах различают три типа сред: нейтральную, щелочную и кислую.

Нейтральная среда — это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л

Кислая среда — это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л

Щелочная среда — это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л

Существуют различные методы измерения рН. Качественно характер среды водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов.

Индикаторами называются вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, т. е. рН раствора.

На практике применяют индикаторы лакмус, метиловый оранжевый (метиловый) и фенолфталеин.

Домашнее задание:

1. Выучить все правила по теме.
2. Напишите уравнение диссоциации веществ: H_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KOH , HCl