

# ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ СРЕДЫ

## ПЛАН

1. Теория электролитической диссоциации.
2. Производство растворимости электролита.
3. Водородный показатель среды раствора.



## 1. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

**ЭЛЕКТРОЛИТЫ** – это вещества, которые распадаются на ионы в растворах и расплавах и поэтому проводят электрический ток.

К электролитам относится большинство неорганических кислот, оснований и солей.

**НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ** – это вещества, не распадающиеся на ионы в растворах и расплавах и не проводящие электрический ток.

К неэлектролитам относится большинство органических соединений, а также вещества с ковалентными неполярными и малополярными связями.

Электролиты являются проводниками 2-го рода, так как обладают ионной проводимостью. Распад электролитов на ионы при растворении в воде называется **электролитической диссоциацией**. Теория электролитической диссоциации была разработана шведским ученым Сванте Аррениусом.

### ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

1. Электролиты при растворении в воде диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.  
*Свойства ионов отличны от свойств образовавших их атомов. Например, атомы натрия разлагают воду с выделением водорода, а ионы натрия – нет; атомы хлора образуют ядовитые молекулы  $Cl_2$  с резким запахом, а ионы хлора не ядовиты и не имеют запаха; атомы водорода не окрашивают индикаторы, а ионы водорода окрашивают, что является показателем кислой среды раствора.*
2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительные движутся к катоду (катионы), а отрицательные – к аноду (анионы).
3. Диссоциация – обратимый процесс. Одновременно с распадом молекул на ионы (диссоциацией) идет процесс объединения ионов в молекулы (ассоциация).

В результате диссоциации образуются не свободные ионы, а их соединения с молекулами растворителя. Этот процесс называется **сольватацией** ( если растворитель – вода – **гидратацией** ). Оболочка из молекул растворителя вокруг иона называется **сольватной оболочкой**, а образовавшееся соединение – **сольватом** ( если растворитель – вода, то – **гидратная оболочка, гидрат** ).

Растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации.

**СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ** – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул в растворе.

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ где}$$

$n$  – число молекул, распавшихся на ионы

$N$  – общее число молекул в растворе.

### **ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ**

Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, а также от концентрации и температуры раствора. Степень диссоциации увеличивается при уменьшении концентрации электролита и при повышении температуры раствора.

### **СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ**

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на **сильные** и **слабые**. Сильные электролиты диссоциируют практически полностью ( для многих из них степень диссоциации близка к 100% ).

Электролит считается **сильным**, если  $\alpha \geq 70\%$  ;

Если  $30\% < \alpha < 70\%$  - электролит средней силы ;

В случае  $\alpha \leq 30\%$  - слабый электролит.

К **сильным электролитам** относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, некоторые кислоты, а также соли этих гидроксидов и кислот.

Основания – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.

Кислоты – HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub> и др.

Соли – NaCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и другие хорошо растворимые соли.

К **слабым электролитам** относятся чистая вода, малорастворимые или нерастворимые в воде основания, кислоты и соли.

Основания – Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>OH и др.

Кислоты – HF, H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HCOOH, CH<sub>3</sub>COOH и т.д.

Соли – соли этих кислот и оснований.

**Сила электролита** – величина условная. Она справедлива для растворов определенной концентрации. Так как степень диссоциации увеличивается с уменьшением концентрации раствора, то в бесконечно разбавленных растворах она равна 1 для любого

электролита. То есть, любой электролит при очень малых концентрациях становится сильным.

### **КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ**

В растворах слабых электролитов существует равновесие между ионами и молекулами:



Константа равновесия этого процесса называется **константой диссоциации**.

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Между константой и степенью диссоциации существует взаимосвязь, выражаемая **законом разбавления Оствальда**:

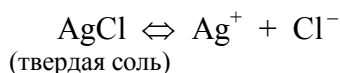
$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{1 - \alpha}$$

Для слабых электролитов  $\alpha \ll 1$ , то есть  $1 - \alpha \approx 1$ . В этом случае знаменателем можно пренебречь –

$$K_d = \alpha^2 \cdot C_M.$$

## **2. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ ЭЛЕКТРОЛИТА**

Растворение твердого вещества в воде прекращается, когда в растворе устанавливается равновесие между твердой фазой растворенного вещества и его ионами, перешедшими в раствор:



В этот момент раствор становится насыщенным. Установлено, что в насыщенном растворе электролита произведение молярных концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Она называется **произведением растворимости электролита (ПР)**.

$$\text{ПР (AgCl)} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = \text{Const} \quad (T = \text{Const}).$$

ПР – безразмерная величина.

### УСЛОВИЕ ВЫПАДЕНИЯ ОСАДКА

Условием выпадения осадка в растворе является превышение произведения растворимости данного электролита. То есть, для того, чтобы выпал осадок, необязательно добавлять в раствор избыток вещества. Достаточно ввести избыточное количество одного из составляющих его ионов.

### 3. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ СРЕДЫ РАСТВОРА

Чистая вода является очень слабым электролитом. При комнатной температуре ( 22-25<sup>0</sup>С ) в одном литре воды диссоциации подвергается 10<sup>-7</sup> моль молекул. Опытным путем установлено, что при постоянной температуре для воды и разбавленных водных растворов веществ произведение молярных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная. Эта величина называется **ионным произведением воды**:

$$[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] = \text{Const.}$$

Для чистой воды  $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$ .

Концентрация ионов водорода определяет характер среды раствора. Среда в растворе может быть *нейтральной*, *кислой* или *щелочной*. Для обозначения характера среды раствора вводится величина, называемая **водородным показателем**.

**Водородный показатель среды раствора** – это десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] .$$

То есть, с помощью водородного показателя среда раствора характеризуется следующим образом:

pH = 7 – нейтральная среда

pH < 7 – кислая среда ( 0 ≤ pH < 7 )

pH > 7 – щелочная среда ( 7 < pH ≤ 14 ).