

## РАСТВОРЫ (Часть II)

### 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 ДИССОЦИИАЦИИ**

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 .

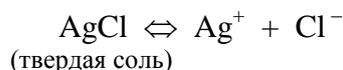
*Кислоты* – HF, H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HCOOH, CH<sub>3</sub>COOH и т.д.

*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.

## **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)**.

ПР (AgCl) = [Ag<sup>+</sup>].[Cl<sup>-</sup>] = Const ( T = Const ).

ПР – безразмерная величина;

(при наличии в формуле соли стехиометрических коэффициентов, концентрации ионов соли берутся в степенях их стехиометрических коэффициентов).

### **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  $10^{-7}$  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 ).

#### ЗАДАНИЯ К ТЕМЕ:

- 1) Разделите нижеперечисленные вещества на электролиты и неэлектролиты: *гидроксид натрия, соляная кислота, этанол, азотная кислота, метиловый спирт, хлорид меди, ацетон, сульфат калия, бензол, ацетилен.*
- 2) Даны следующие ионы: *натрия, хлора, магния, йода, кальция, аммония, алюминия, сульфат-ион, нитрат-ион, фосфат-ион.* Разделите их на катионы и анионы и запишите их химические формулы.
- 3) Дайте определения следующим понятиям:
  - *Сольватация* –
  - *Сольват* –
  - *Гидратация* –
  - *Гидрат* –
  - *Степень диссоциации* –
- 4) Какие факторы и каким образом влияют на степень диссоциации?
- 5) Для следующих электролитов – *фосфата магния, сульфита натрия, уксусной кислоты и перманганата калия* – напишите уравнения диссоциации, формулу константы диссоциации и укажите электролит, который нужно добавить в каждом случае, чтобы уменьшить степень диссоциации.

- 6) Каковы условия выпадения осадка в растворе? При добавлении каких сильных электролитов можно добиться выпадения осадка в растворе хлорида серебра? Чем это объясняется?
- 7) Что такое *водородный показатель* среды раствора и чему он равен в кислой, нейтральной и щелочной средах?