

# Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель

# **Теория электролитической диссоциации.**

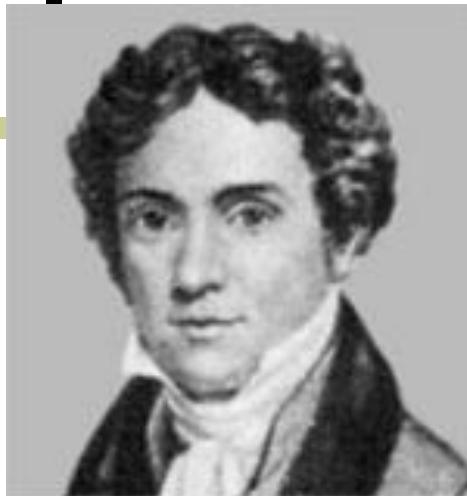
Основные положения теории электролитической диссоциации.

Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД.

Условия течения реакций ионного обмена до конца.

Диссоциация воды. Водородный показатель

## Основные положения теории электролитической диссоциации



**Фарадей Майкл**

22. IX. 1791 – 25. VIII. 1867

Английский физик и химик.

В первой половине 19 в. ввел понятие  
об электролитах и неэлектролитах.

### **Вещества**

#### **Электролиты**

Вещества, водные растворы  
или расплавы которых  
проводят электрических ток

#### **Неэлектролиты**

Вещества, водные растворы или  
расплавы которых *не* проводят  
электрический ток

## Основные положения теории электролитической диссоциации

### Электролиты



#### Тип химической связи:

- ионная,
- ковалентная сильно полярная



Соли, кислоты, основания

нр:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$

## Основные положения теории электролитической диссоциации

### Неэлектролиты



#### Тип химической связи:

- ковалентная неполярная ,
- ковалентная малополярная



Кислород  $O_2$ , азот  $N_2$ , водород  $H_2$

многие органические вещества – спирты,  
глюкоза, сахароза, бензол и др.

## Основные положения теории электролитической диссоциации



**Сванте Август Аррениус-**

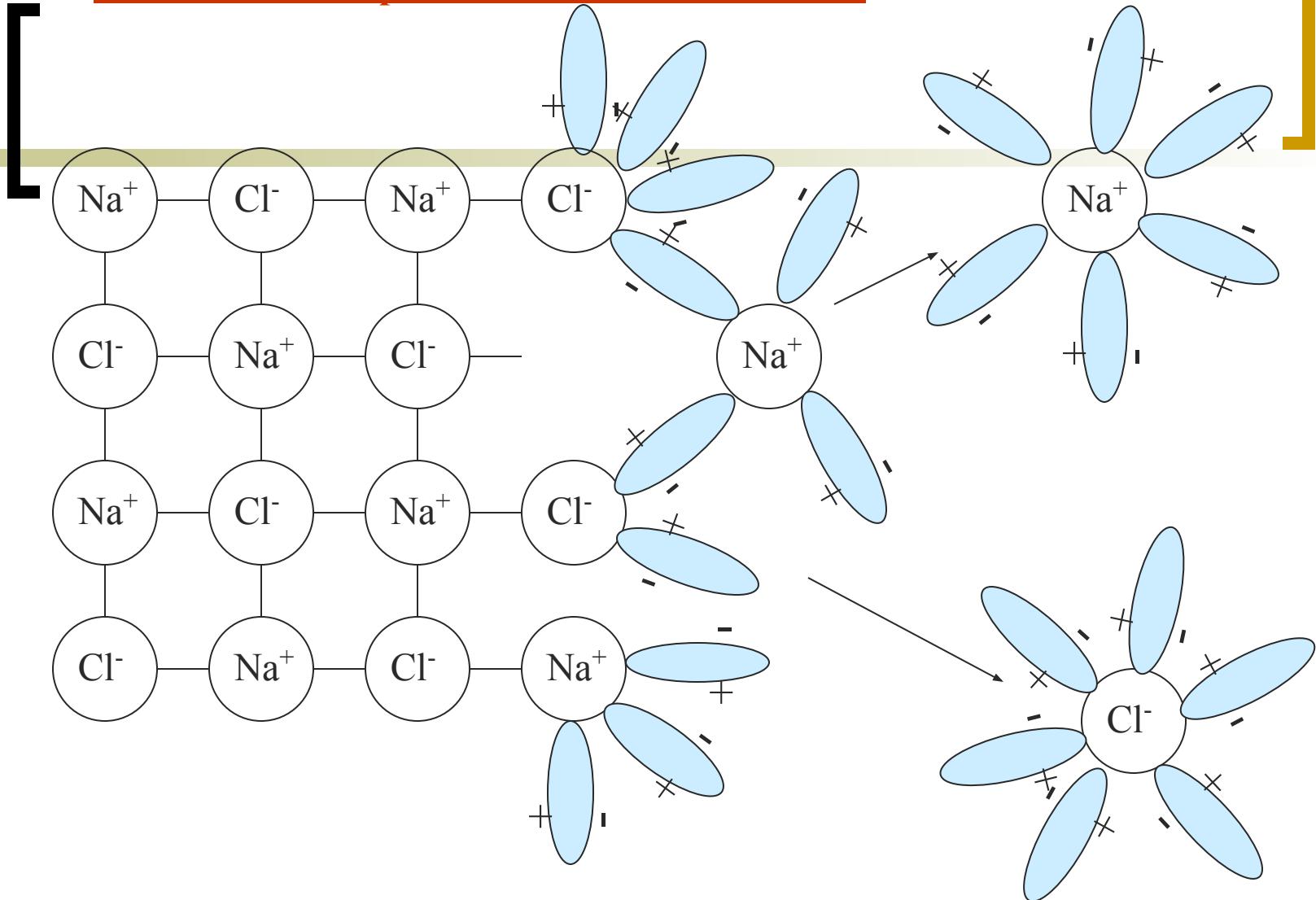
1859 – 1927 г.г.

Шведский физико-химик.

Автор теории электролитической  
диссоциации (1887 г.)

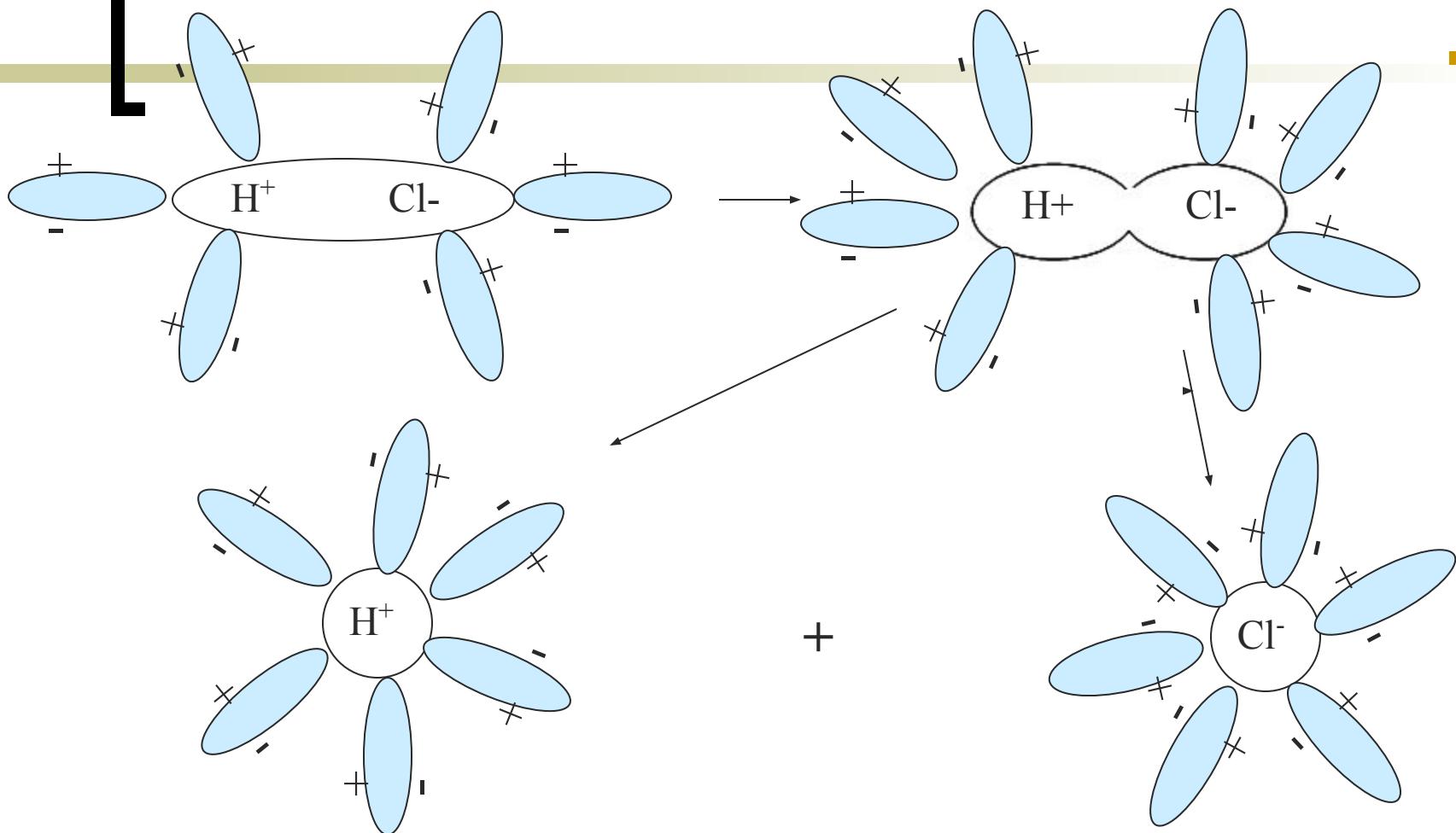
В 1903 г. награжден Нобелевской премией.

## Механизм электролитической диссоциации



Механизм диссоциации электролитов с ионной связью

## Механизм электролитической диссоциации



Механизм диссоциации электролитов с полярной связью

## Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

### Степень электролитической диссоциации

- число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы.

$\alpha$  = число молекул, распавшихся на ионы / общее число растворенных молекул

**[ Степень электролитической диссоциации.  
Сильные и слабые электролиты ]**

**Степень диссоциации ( $\alpha$ ) зависит от**

- природы растворяемого вещества и растворителя.
- концентрации раствора.

При разбавлении раствора,  $\alpha \uparrow$

- температуры.

При  $\uparrow$  температуры степень диссоциации, как правило,  $\uparrow$

Степень электролитической диссоциации.  
Сильные и слабые электролиты

**Сильные электролиты ( $\alpha \rightarrow 1$  или 100%)**

- 1) соли
- 2) сильные кислоты

( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и др.)

- 3) щелочи
- ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  и др.)

Степень электролитической диссоциации.  
Сильные и слабые электролиты

**Слабые электролиты ( $\alpha \rightarrow 0$ )**

1) вода

2) слабые кислоты

( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HF}$ , и др.)

2) нерастворимые в воде основания

( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и др.)

3) гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$

## Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

**Константа диссоциации ( $K_d$ )** характеризует способность слабого электролита диссоциировать на ионы.

Чем  $> K_d$ , тем легче электролит распадается на ионы.

$$K_d(H_2O) = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

**Кислоты** – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода  $\text{H}^+$

Уравнение электролитической диссоциации сильных кислот:



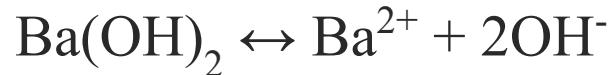
Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.



## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

**Основания** - электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов - гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

Уравнение диссоциации сильных оснований (щелочей)



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

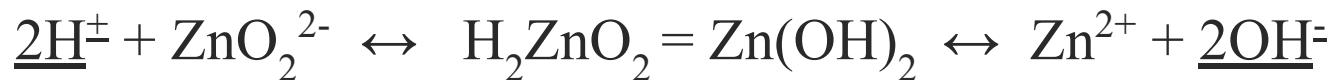


## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

Амфотерные гидроксиды – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода  $\text{H}^+$  и гидроксид-анионы  $\text{OH}^-$ , т.е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.

Уравнение электролитической диссоциации  $\text{Zn(OH)}_2$

(без учета ступенчатого характера)

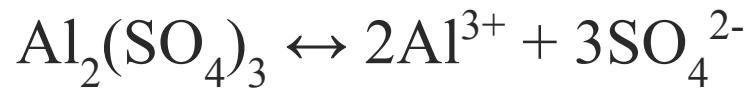


по типу кислоты

по типу основания

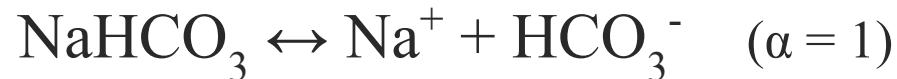
## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

Средние (нормальные) соли – сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.



## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

**Кислые соли** – сильные электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток.



## Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

**Основные соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп  $\text{OH}^-$ .



## Условия течения реакций ионного обмена до конца

Реакции, протекающие между ионами,  
называются **ионными** реакциями.

## Условия течения реакций ионного обмена до конца

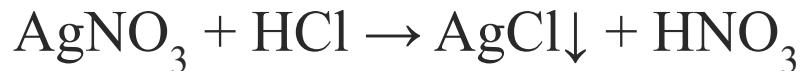
Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

- 1) образование малорастворимых веществ (осадки ↓)
- 2) образование газообразных или летучих веществ (↑)
- 3) образование малодиссоциирующих веществ - слабых электролитов (например, воды  $\underline{\text{H}_2\text{O}}$ )

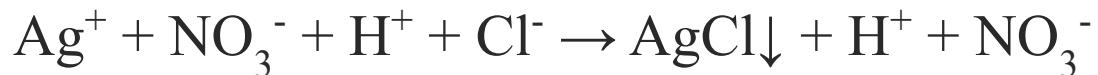
## Условия течения реакций ионного обмена до конца

### 1. Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок

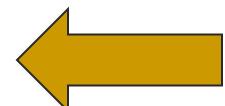
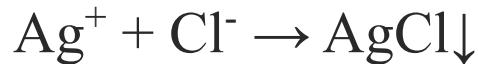
молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



сокращенное ионное уравнение:



## Условия течения реакций ионного обмена до конца

### 2. Реакции, протекающие с образованием газообразных или летучих веществ

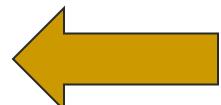
молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



сокращенное ионное уравнение:

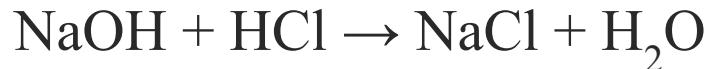


## Условия течения реакций ионного обмена до конца

### 3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ –

#### слабых электролитов

молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



сокращенное ионное уравнение:

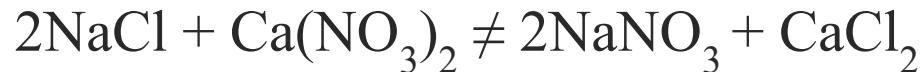


## Обратите внимание!

[

Если исходными веществами реакций обмена являются сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие реакции не протекают.

Например,



]

## Диссоциация воды. Водородный показатель



При 25<sup>0</sup>С [H<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-7</sup> моль/л.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Произведение концентраций  
ионов водорода H<sup>+</sup> и гидроксид-ионов OH<sup>-</sup>  
называется **ионным произведением воды (K<sub>H<sub>2</sub>O</sub>)**

## Диссоциация воды. Водородный показатель

**Водородный показатель pH** - это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода  $\text{H}^+$

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

## Диссоциация воды. Водородный показатель

- Если  $[H^+] = 10^{-7}$  моль/л , то  $pH = - \lg 10^{-7} = 7$   
среда раствора нейтральная
- Если  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л, то  $pH > 7$   
среда раствора щелочная
- Если  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л, то  $pH < 7$   
среда раствор кислая

## Диссоциация воды. Водородный показатель

### Изменение цвета индикаторов в различных средах

Индикаторы	Нейтральная среда $\text{рН} = 7$	Кислая среда $\text{рН} < 7$	Щелочная среда $\text{рН} > 7$
лакмус			
фенолфталеин			
метилоранж			