



# Образовательный центр «ПАРАМИТА»

Курс лекций по химии



# Тема:

- Электролитическая диссоциация.  
Степень и константа диссоциации.

# Растворы (расплавы)

```
graph TD; A[Растворы (расплавы)] --> B[Электролиты – проводят электрический ток:]; A --> C[Неэлектролиты:];
```

Электролиты – проводят электрический ток:

- Соли
- Кислоты
- Основания

Ионные или ковалентные  
сильно  
полярные хим. связи.

Неэлектролиты:

- Многие органич. в-ва
- Многие простые в-ва

Ковалентные неполярные  
или  
малополярные хим. связи.

2) В растворе или расплаве электролитов они движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (катоду), а отрицательно заряженные ионы к положительно заряженному электроду (аноду). Поэтому положительно заряженные ионы называются КАТИОНАМИ, а отрицательно заряженные ионы – АНИОНАМИ.

ион водорода  $\text{H}^+$

ион аммония  $\text{NH}_4^+$

КАТИОНЫ:

катионы основных солей  $\text{CuOH}^+$ ,  $\text{Al(OH)}_2^+$ ,  $\text{FeOH}^{2+}$  и т. д.

АНИОНЫ:

гидроксид-ион  $\text{OH}^-$ , ионы кислотных остатков  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

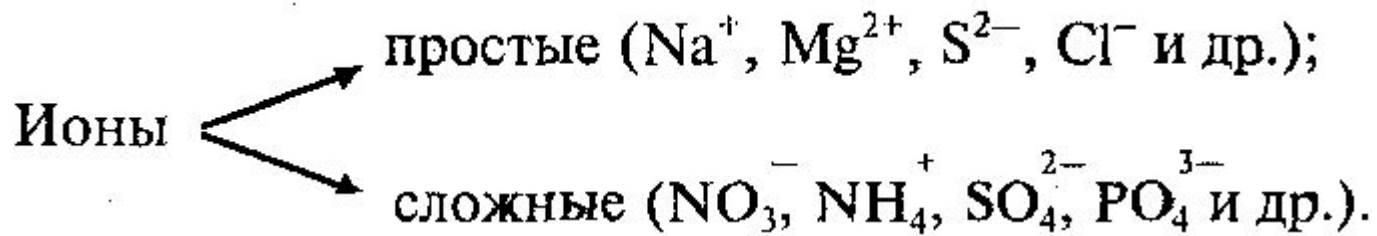
анионы кислых солей  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$  и т. д.

# Теория электролитической диссоциации Аррениуса (1887г.)

- 1) Молекулы электролитов при растворении или расплавлении распадаются на ионы

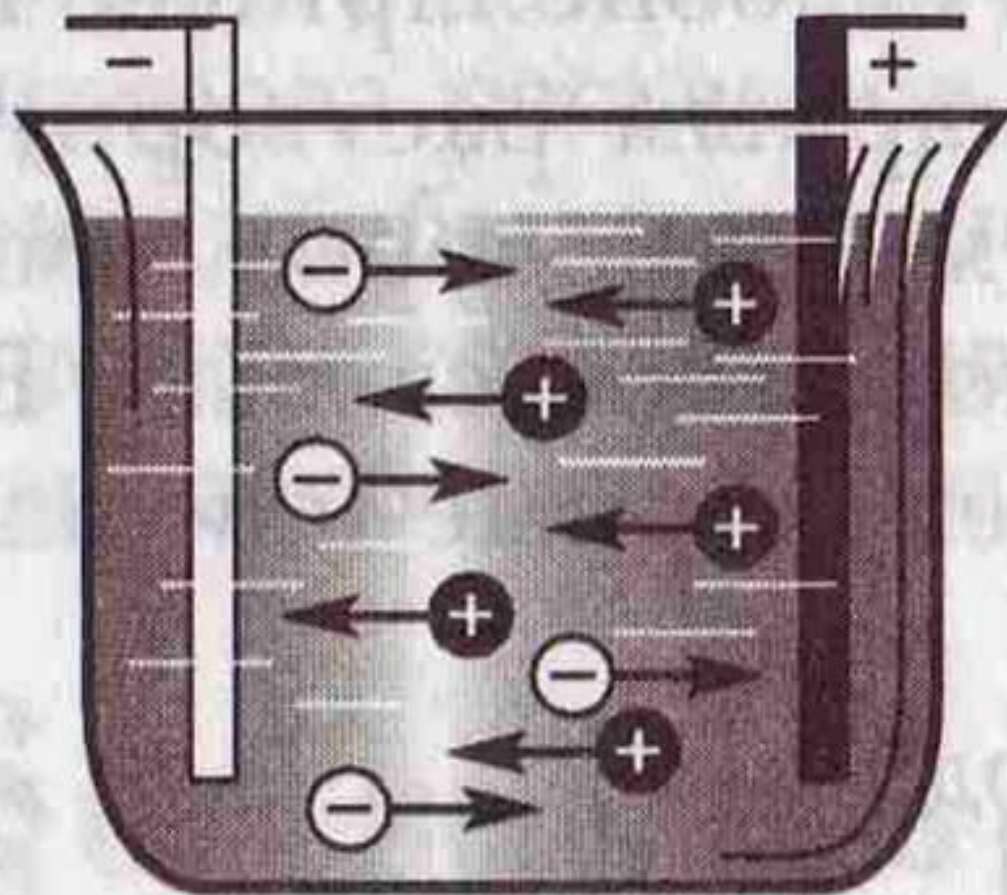
**Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или в расплаве называется электролитической диссоциацией, или ионизацией.**

Ионы – атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд.

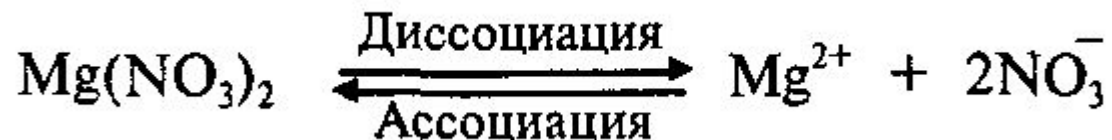


Катод

Анод



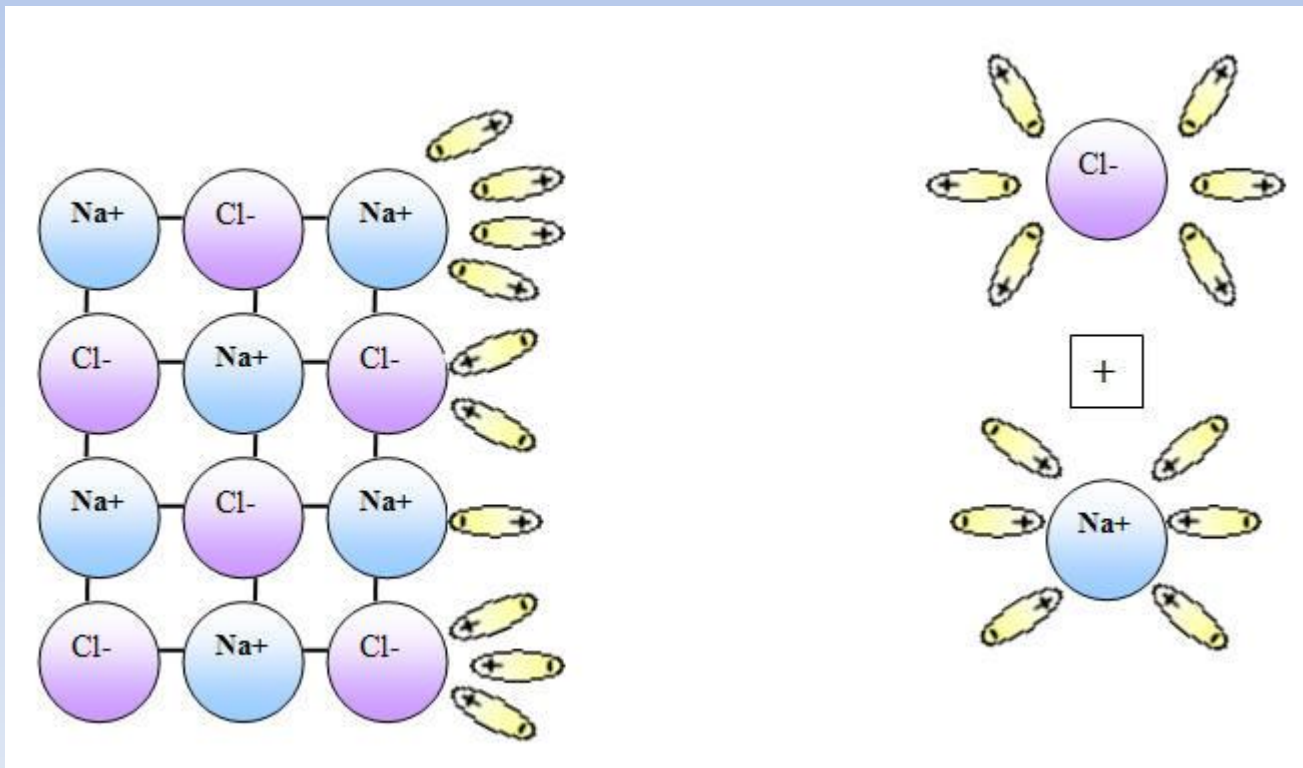
3) Диссоциация процесс обратимый.



**Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку (так как растворы электролитов электронейтральны).**

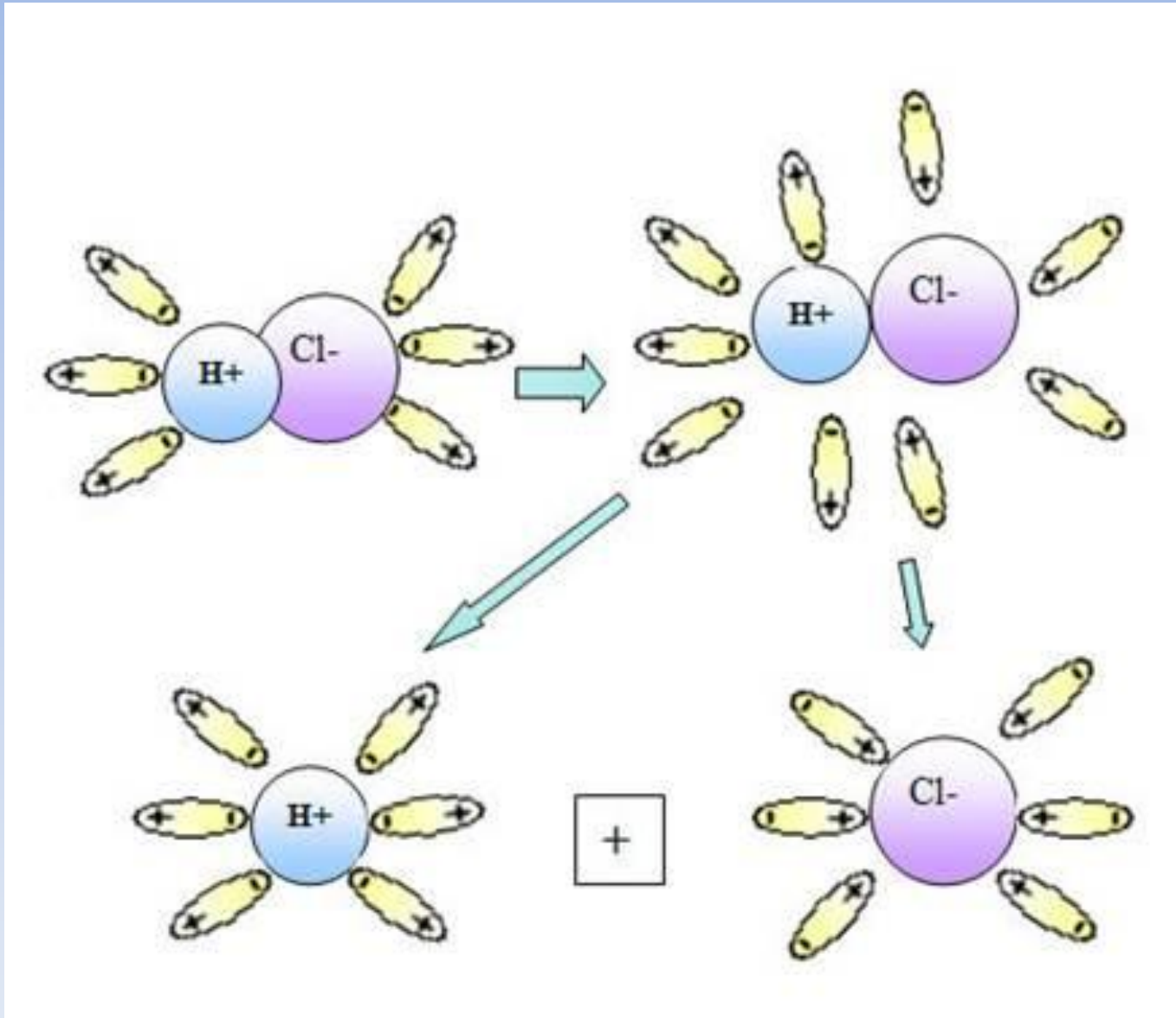
# Механизм электролитической диссоциации. Гидратация ионов.

## 1) Механизм диссоциации электролитов с ионной связью





## 2) Механизм диссоциации электролитов, которые состоят из полярных молекул



# Степень диссоциации


**Число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы, называется степенью электролитической диссоциации (степенью ионизации).**

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

Степень диссоциации зависит:

- 1) Природы растворяемого вещества
- 2) Концентрации раствора
- 3) Температуры

# В зависимости от степени диссоциации:



Сильные электролиты – в водных растворах полностью диссоциируют на ионы, т.е.  $\alpha=1$  (100%):

- Соли
- Сильные кислоты
- Щелочи

Слабые электролиты – в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы, т.е.  $\alpha < 1$  (100%):

- Слабые кислоты
- Слабые нерастворимые в воде основания
- Гидроксид аммония
- Вода

Количественно распад электролита

на ионы определяется **степенью диссоциации** –  $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$ .

$\alpha \sim 100\%$

**Сильные электролиты**



Большинство растворимых солей,  
сильные кислоты: **HCl, HNO<sub>3</sub>,**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, щелочи

$3\% < \alpha < 30\%$

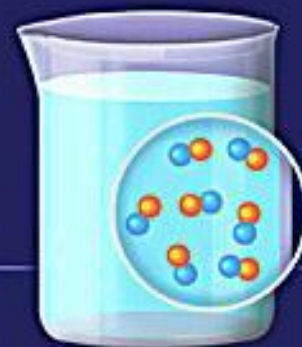
**Слабые электролиты**



Слабые кислоты: **H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>,**  
органические кислоты

$\alpha < 3\%$

**Неэлектролиты**

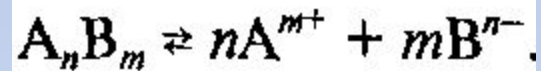


Растворы сахара,  
дистиллированная вода

# Константа диссоциации

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации.

Уравнение диссоциации для слабого электролита:



$$K_p = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}$$

Константа  
диссоциации/ионизации

**$K_d$**

**K<sub>д</sub>**

характеризует способность электролита диссоциировать на ионы.

Чем больше **K<sub>д</sub>**, тем легче электролит распадается на ионы, тем больше его ионов в растворе, тем сильнее электролит.

$$K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2 \cdot 10^{-5};$$

$$K_d(\text{HCN}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 8 \cdot 10^{-10} \text{ при } 25^\circ\text{C}.$$

**K<sub>д</sub>**

**ЗАВИСИТ:** природы электролита и растворителя, температуры

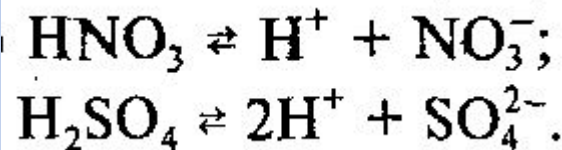
**K<sub>д</sub>**

**НЕ ЗАВИСИТ:** концентрации раствора

# Диссоциация солей, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в водных растворах

**Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов — катионы водорода  $H^+$ .**

1) Сильные кислоты



2) Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (число ступеней диссоциации зависит от основности кислоты)



Первая ступень диссоциации (отщепление одного иона водорода  $H^+$ ):



Константа диссоциации по первой ступени

$$K'_d = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7}$$

Вторая ступень диссоциации (отщепление иона водорода  $H^+$  от сложного иона  $HCO_3^-$ ):



$$K''_d = \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11};$$

$$K'_d > K''_d$$



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

- Сильные однокислотные основания  $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- Сильные двухкислотные основания  $\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Слабые многокислотные основания диссоциируют

ступенно. Первая ступень диссоциации (отщепляется один гидроксид-ион  $\text{OH}^-$ ):



$$K'_d = \frac{[\text{FeOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Fe(OH)}_2]}$$

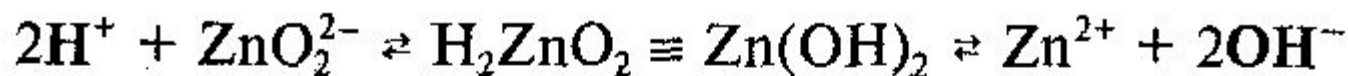
Вторая ступень диссоциации (отщепляется гидроксид-ион  $\text{OH}^-$  от сложного катиона  $\text{FeOH}^+$ ):



$$K''_d = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{FeOH}^+]}$$

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

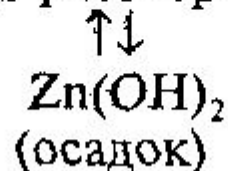
К амфотерным гидроксидам относятся  $Be(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$  и другие. Амфотерным электролитом является также вода  $H_2O$ .



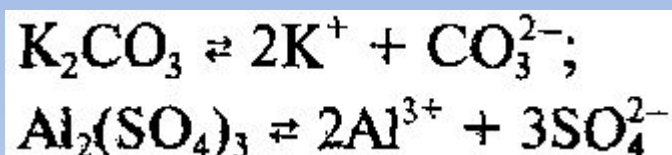
По типу  
кислоты

(в растворе)

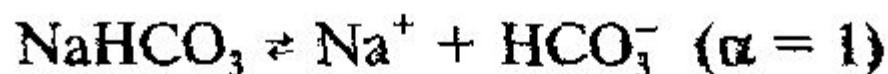
По типу  
основания



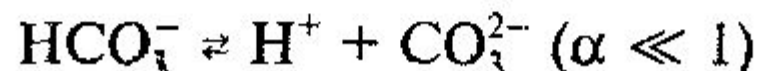
**Нормальные соли — сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.**



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



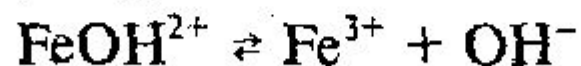
Сложный анион  $\text{HCO}_3^-$  (гидрокарбонат-ион) частично диссоциирует по уравнению:



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



Сложный катион  $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$  частично диссоциирует по уравнениям:



Для обеих ступеней диссоциации  $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ \alpha \ll 1$ .