



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 H^+

ион аммония NH_4^+

КАТИОНЫ:

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

АНИОНЫ:

гидроксид-ион OH^- , ионы кислотных остатков Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$

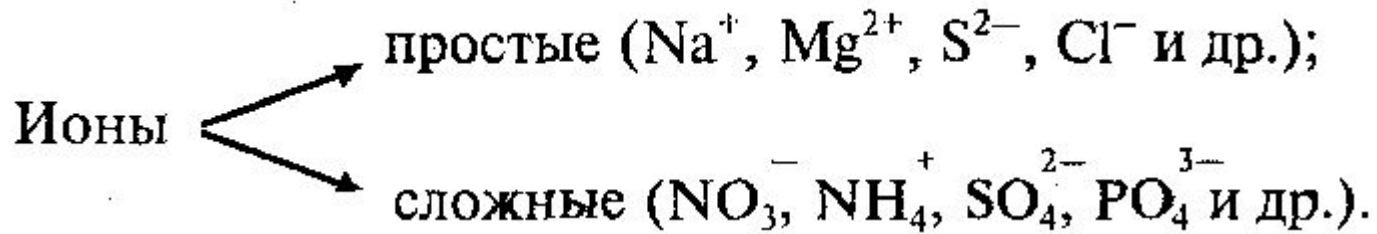
анионы кислых солей HCO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} и т. д.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса (1887г.)

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

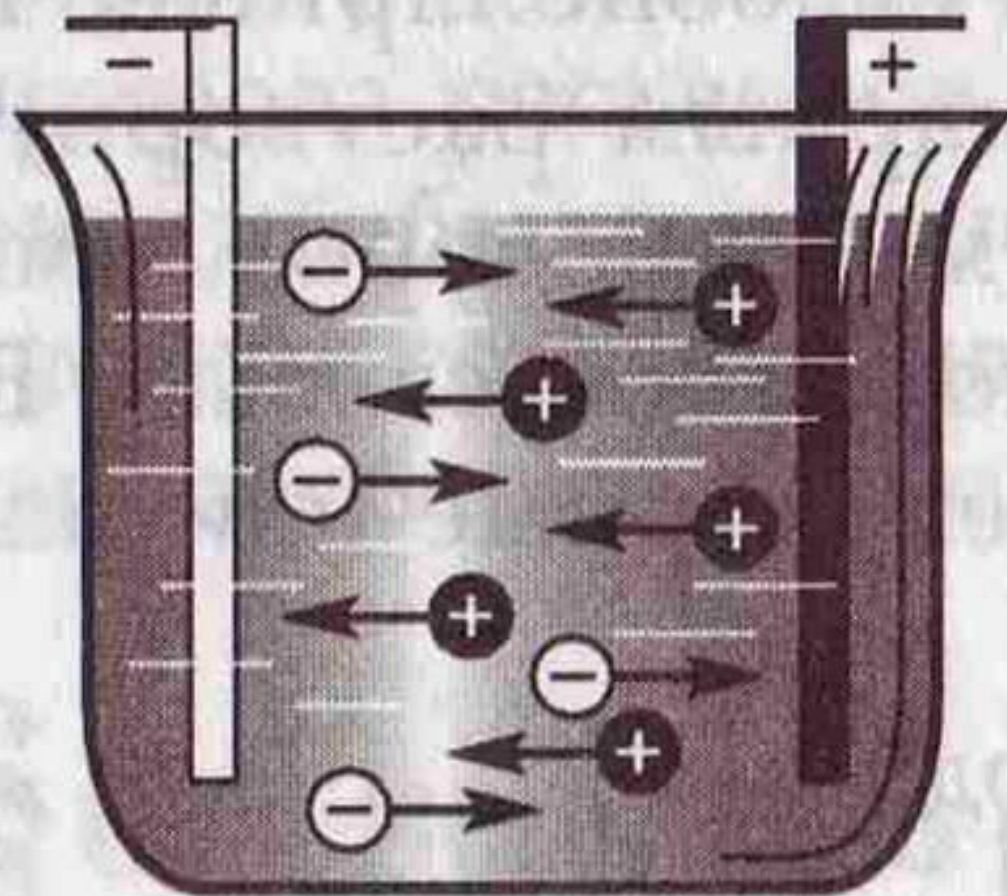
Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или в расплаве называется электролитической диссоциацией, или ионизацией.

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

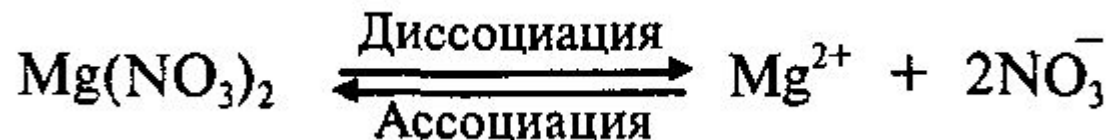


Катод

Анод



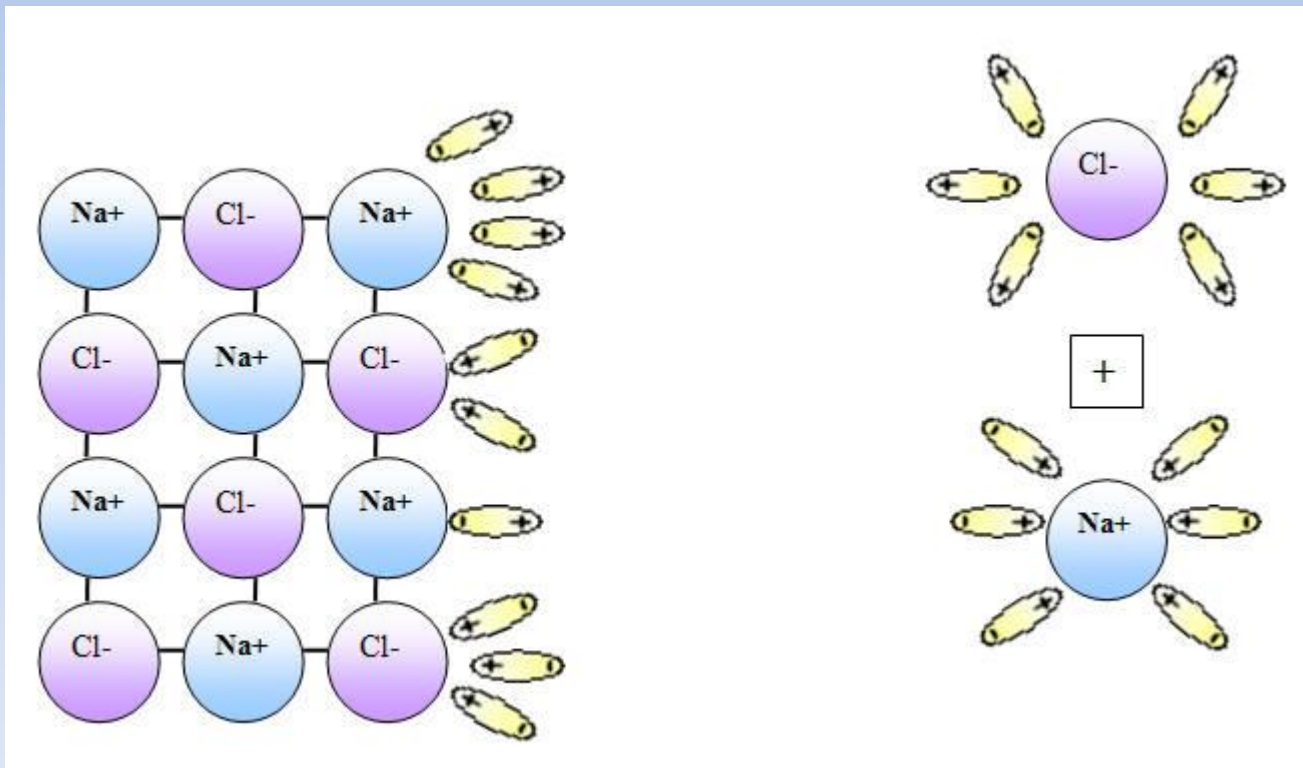
3) Диссоциация процесс обратимый.



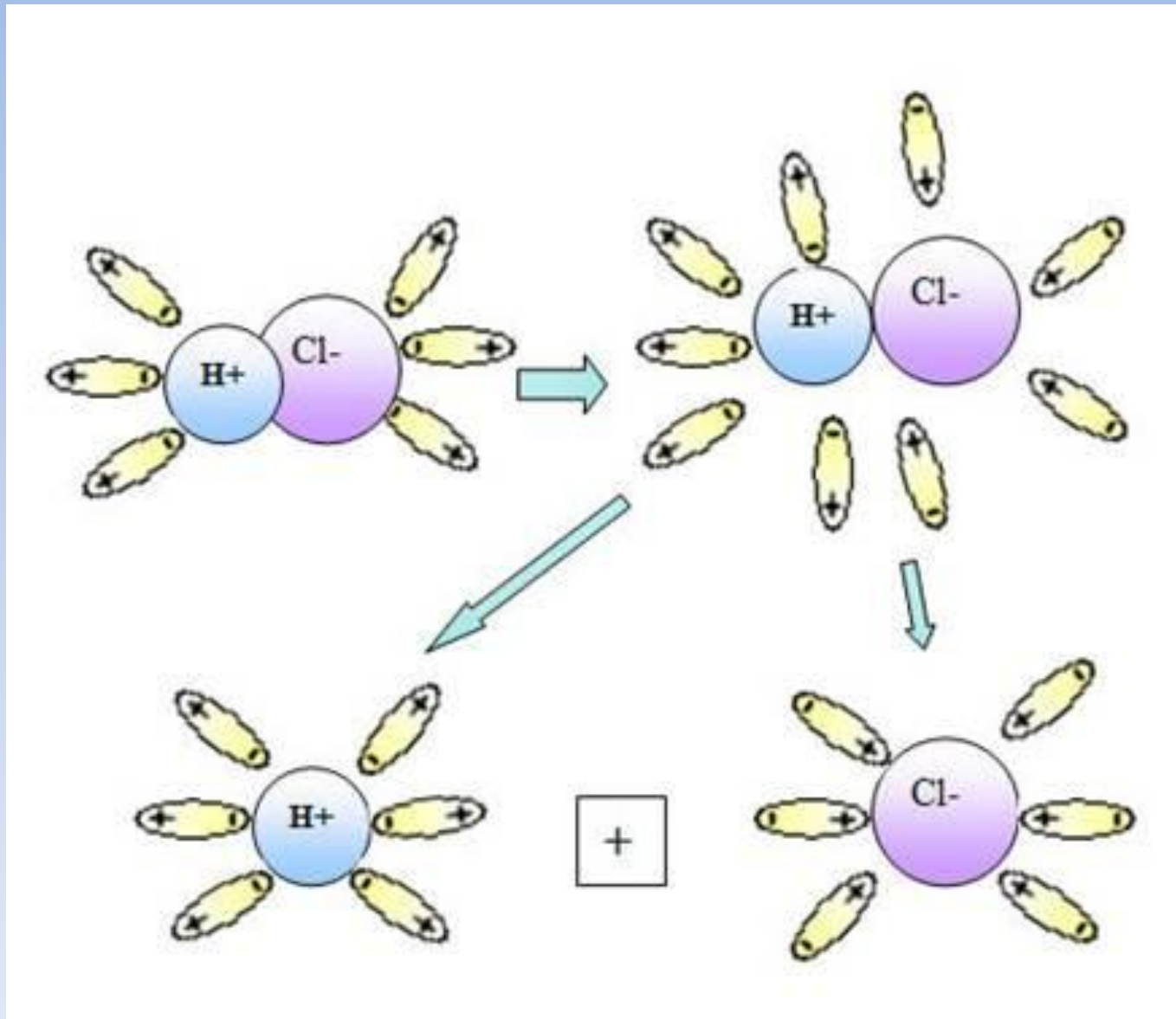
Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку (так как растворы электролитов электронейтральны).

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, HNO₃,**

H₂SO₄, щелочи

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

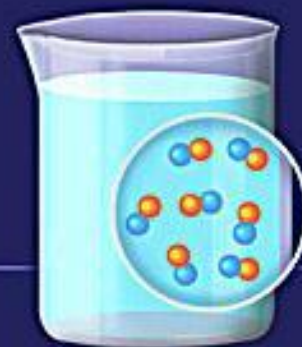
Слабые электролиты



Слабые кислоты: **H₂S, H₂CO₃,**
органические кислоты

$\alpha < 3\%$

Неэлектролиты

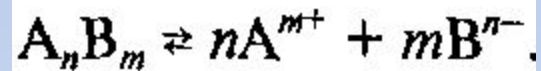


Растворы сахара,
дистиллированная вода

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_д

характеризует способность электролита диссоциировать на ионы.

Чем больше **K_д**, 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_д

ЗАВИСИТ: природы электролита и растворителя, температуры

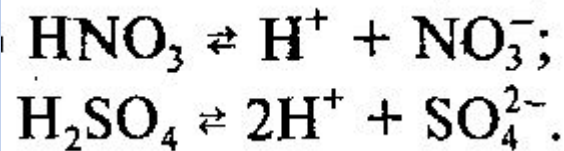
K_д

НЕ ЗАВИСИТ: концентрации раствора

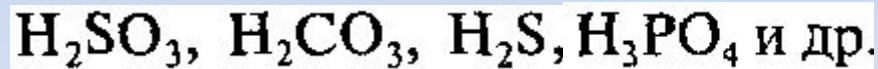
Диссоциация солей, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в водных растворах

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 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 OH^-):



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

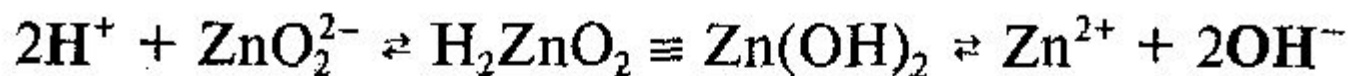
Вторая ступень диссоциации (отщепляется гидроксид-ион OH^- от сложного катиона FeOH^+):



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

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.

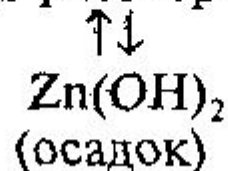
К амфотерным гидроксидам относятся $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ и другие. Амфотерным электролитом является также вода H_2O .



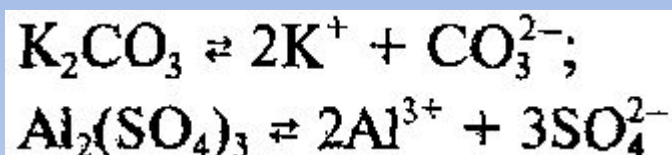
По типу
кислоты

(в растворе)

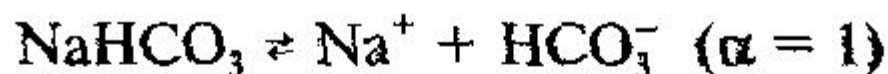
По типу
основания



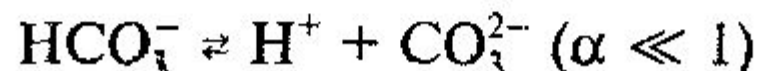
Нормальные соли — сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.



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



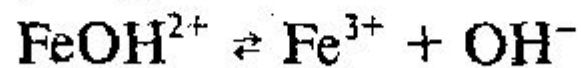
Сложный анион HCO_3^- (гидрокарбонат-ион) частично диссоциирует по уравнению:



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



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



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