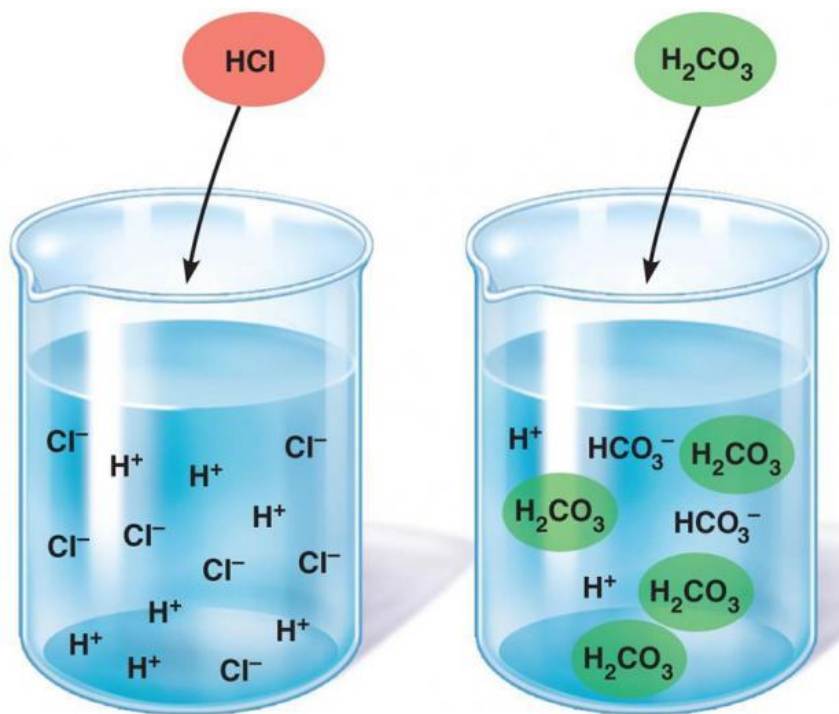


Электролитическая диссоциация

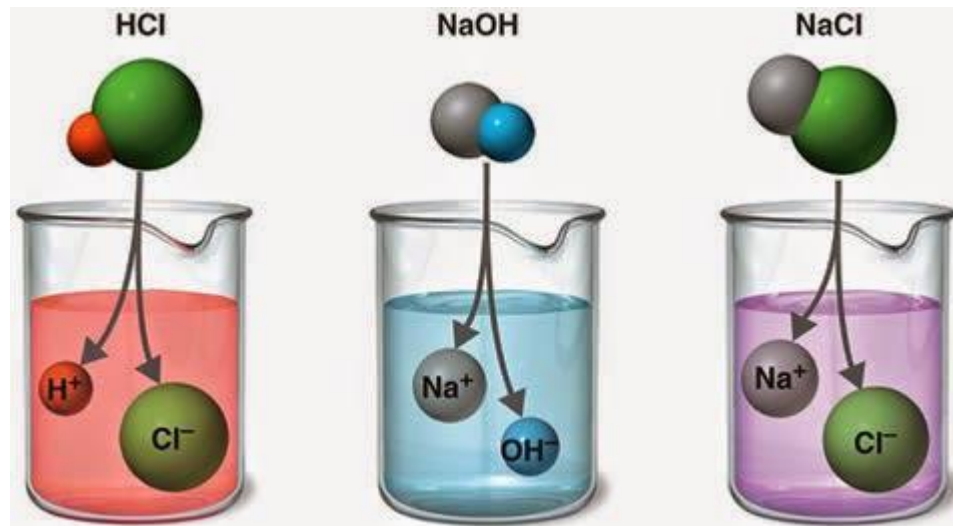


Вопросы:

1. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация.
2. Степень электролитической диссоциации. Сила электролита.
3. Растворы сильных электролитов.
4. Произведение растворимости для сильных малорастворимых электролитов.
5. Растворы слабых электролитов.
6. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH).

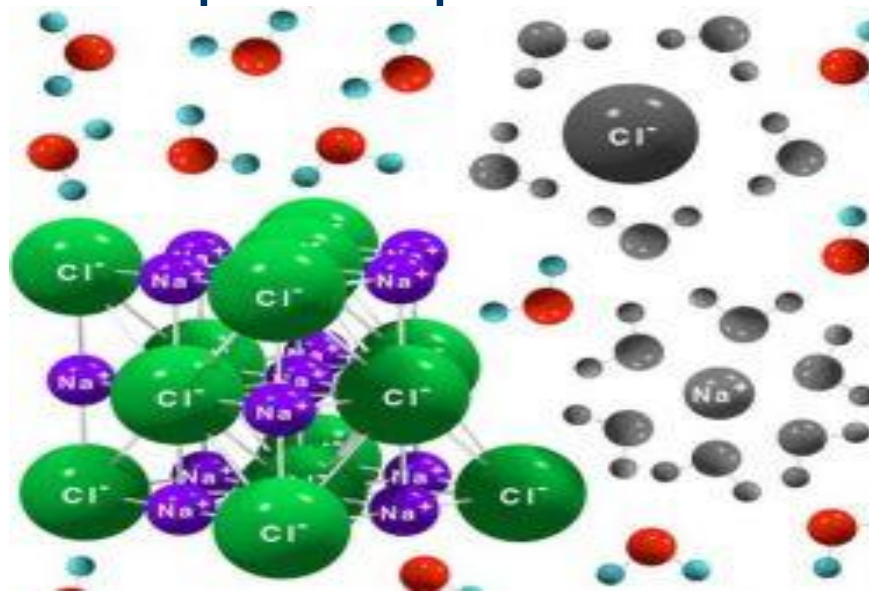
Электролиты

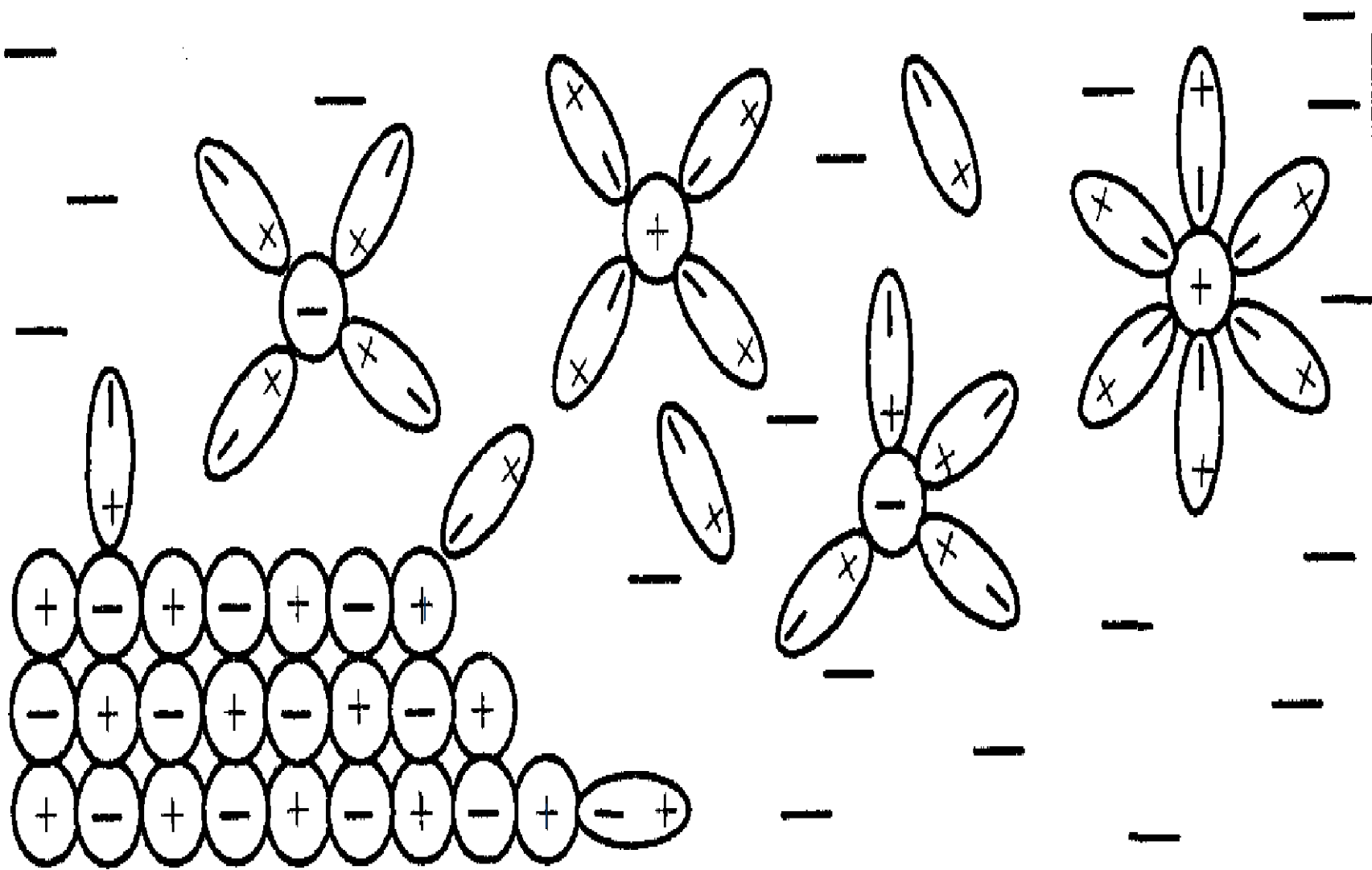
- Вещества, которые **распадаясь** в растворах или расплавах **на ионы**, способны **проводить электрический ток**.



Электролитическая диссоциация

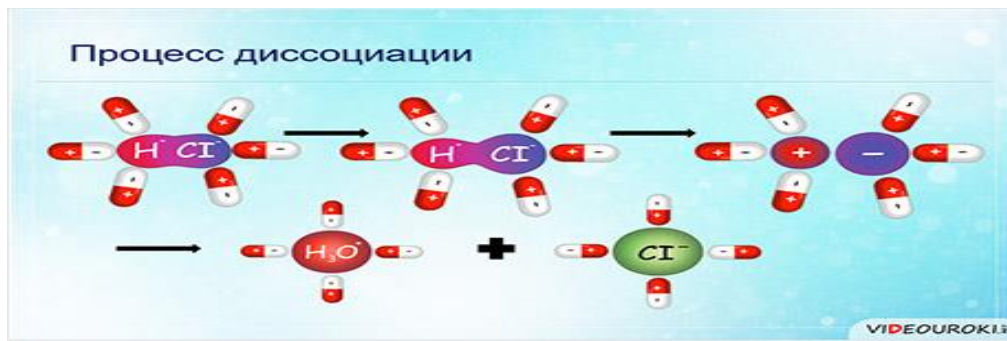
- процесс распада электролита **на ионы** под действием **химического взаимодействия** частиц электролита **с полярными молекулами** растворителя.





Основные положения теории Аррениуса

- при растворении вещества образуют **положительно** и **отрицательно** заряженные ионы.
- положительные – **катионы**, отрицательные – **анионы**.
- диссоциация процесс **обратимый**.



Сванте
Аррениус

В 1887г. Шведский учёный С.Аррениус для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил теорию электролитической диссоциации. В дальнейшем эта теория была развита многими учёными, в том числе И.А. Каблуковым и В.А. Кистяковским.

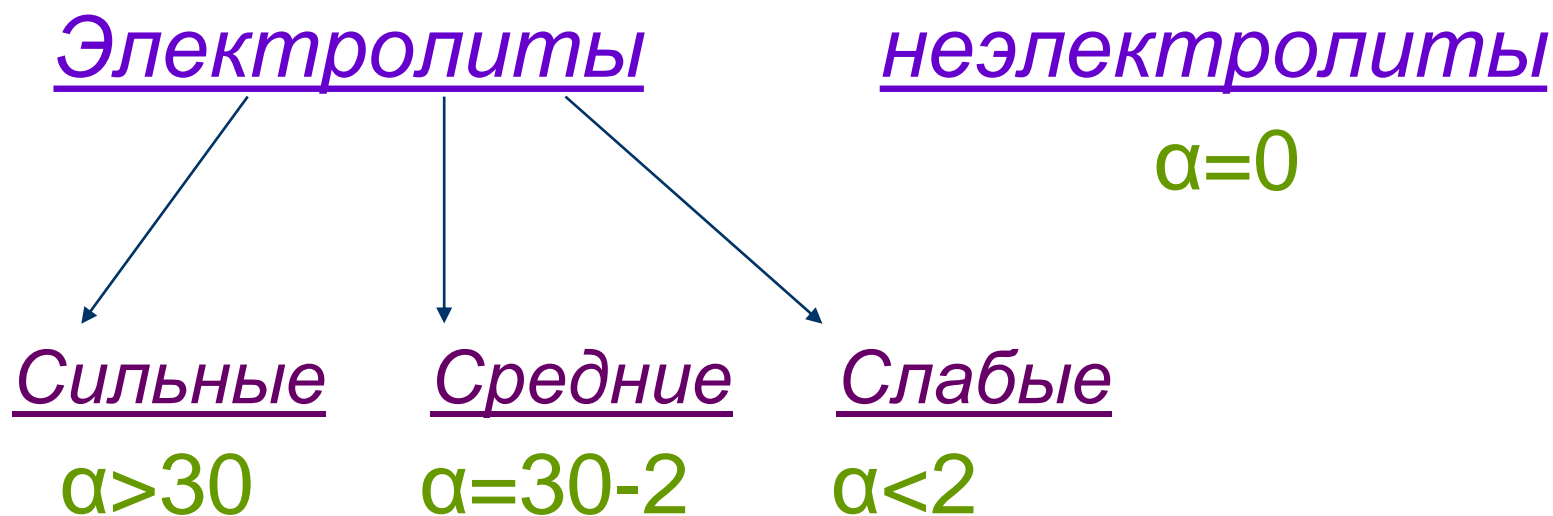
Степень электролитической диссоциации. Сила электролита.

Степень диссоциации (α) – отношение числа продиссоциировавших молекул электролита (x) к общему числу молекул электролита в растворе (n).

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

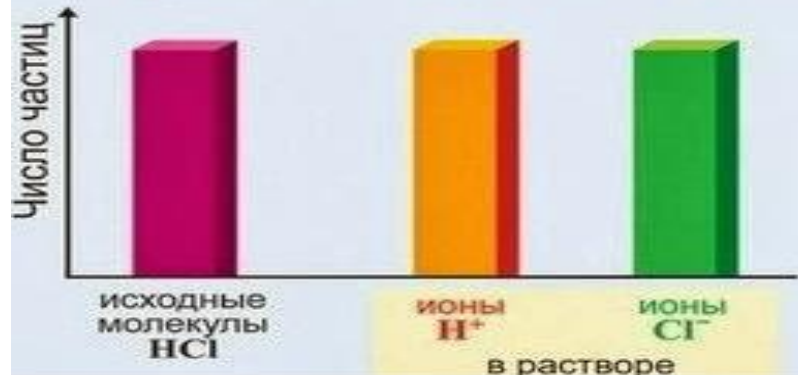
$$\alpha = \frac{x}{n}$$

В зависимости от степени
электролитической диссоциации:



Электролиты		Неэлектролиты ($\alpha=0$)
Сильные электролиты ($\alpha \approx 1$)	Слабые электролиты ($\alpha \ll 1$)	
1. Растворимые соли (в т.ч. соли органических кислот)	1. Слабые кислоты, в т.ч. органические (НСООН, HNO ₂ и др.)	1. Оксиды, не взаимодействующие с водой
2. Сильные кислоты (HCl, HI и др.)	2. Нерастворимые основания и гидроксид аммония NH ₄ OH	2. Простые вещества
3. Щелочи (NaOH, KOH и др.)	3. Некоторые малорастворимые и нерастворимые соли.	3. Большинство органических веществ

Сильные электролиты диссоциируют практически полностью



Слабые электролиты диссоциируют незначительно



Электролиты:

Сильные: $\alpha \geq 0,3$ (30%)

HCl – 78,4%; **H₂SO₄** – 58%; **KOH** – 77%; **NaOH** – 73%.

Средние: $\alpha \leq 0,3$ (30%), но $\alpha > 0,03$ (3%)

H₃PO₄ – 29%; **HF** – 7%.

Слабые: $\alpha \leq 0,03$ (3%)

CH₃COOH – 1,36%; **H₂CO₃** – 0,17%; **H₂S** – 0,07%; **HCN** – 0,01%;

NH₄OH – 1,4%.

Все соли, кроме CuCl₂, HgCl₂, CdCl₂, Fe(CNS)₃ являются сильными электролитами.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации:

- Природа вещества и растворителя
- Концентрация раствора
- Температура
- Давление
- Наличие одноименных ионов и др.

Растворы сильных электролитов

- Если приложить к раствору постоянное **электрическое поле**, то разноименно заряженные ионы будут перемещаться в **противоположных направлениях**.
- При этом **центральный ион** стремится в одном направлении, а **окружающая его ионная атмосфера** в другом.
- Направленное перемещение иона **замедлится**, т.е. **уменьшится** число ионов проходящих через раствор в единицу времени.
- Чем **больше** концентрация раствора, тем **больше** тормозящее действие ионной атмосферы, т.е. α уменьшается. Значение степени диссоциации сильных электролитов наз. **кажущейся α** .

Активность иона (α)

- его **эффективная условная концентрация**, соответственно которой он действует при химических реакциях.

$$a = f \cdot C$$

Конц. р-р $f < 1$ (**сильное** взаимодействие между ионами)

Разб. р-р $f > 1$ (**слабое** взаимодействие между ионами)

f - показывает во сколько раз **активность иона** отличается от его истинной концентрации

В разб. р-рах при $C < 10^{-4}$ $f = 1$, тогда $\alpha = C$

f — зависит от:

- природы иона;
- концентрации;
- **концентрации других ионов**

Ионная сила раствора (μ) -

- Характеризует интенсивность электрического поля всех ионов в растворе

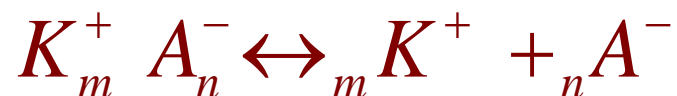
$$\mu = 1/2 \sum C_i \cdot Z_i^2$$

или

$$\mu = 1/2 \sum (C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 \dots)$$

Произведение растворимости для сильных малорастворимых электролитов

- При растворении твердого тела в воде растворение прекращается, когда получается насыщенный раствор, т.е. когда устанавливается равновесие:



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

$$PР = [K^+]^m \cdot [A^-]^n$$

- произведение **концентраций ионов** малорастворимого электролита в его **насыщенном растворе** есть величина постоянная при данной **температуре**.
- **ПР** вычисленное без учета **коэффициентов активности**, является постоянной величиной только для малорастворимого электролита, так как его **ионная сила насыщенного раствора** стремится к 0, а **коэффициент активности** стремится к 1.

$$PР > [K^+]^m \cdot [A^-]^n$$

осадок растворяется

$$iД < [K^+]^m \cdot [A^-]^n$$

осадок образуется

Растворы слабых электролитов

K_p , отвечающая диссоциации слабого электролита наз. константой диссоциации (K_d)

K_d зависит от:

- природы электролита и растворителя,
- температуры.

K_d не зависит от:

- концентрации.

Чем $\gg K_d$, тем легче электролит диссоциирует.

K_d не имеет смысла для сильных электролитов.

Закон растворения Оствальда

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

$1 - \alpha \approx 1$, так как для слабых электролитов степень диссоциации принимает очень малые значения

$$K_a = \alpha^2 \cdot C$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH)

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1.8 \cdot 10^{-16}$$

$$[H_2O] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000g}{18g / \text{моль} \cdot 1л} = 55,56 \text{ моль} / л$$

$$K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ моль} / л$$

$$pH = -\lg[H^+]$$

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

Определение среды :

- $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ нейтральная среда
- $[H^+] > 10^{-7}$ кислая среда $[OH^-] < 10^{-7}$
- $[H^+] < 10^{-7}$ щелочная среда $[OH^-] > 10^{-7}$

- $pH = pOH = 7$ нейтральная среда
- $pH > 7$ щелочная среда $pOH < 7$
- $pH < 7$ кислая среда $pOH > 7$

Фенолфталеин

Метилоранж

Лакмус

Универсальный индикатор

0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

pH

0,4% раствор
HCl

Лимонная
кислота

Пиво

Вода

1% раствор
NaHCO₃

1% раствор
NaOH

4% раствор
HCl

Газированная
вода CO₂

Молоко

Кровь

1% раствор
Na₂CO₃

4% раствор
NaOH

кислотная среда

нейтральная
среда

щелочная среда

wimage.ru

Расчет pH в растворах кислот и оснований

кислота

$$[H^+] = \alpha \cdot C_k \cdot n$$

$$pH = -\lg[H^+]$$

основание

$$[OH^-] = \alpha \cdot C_o \cdot n$$

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

$$pH = 14 - pOH$$

