

Лекция №8

Сильные и слабые
электролиты. Равновесие в
растворах слабых
электролитов.

План лекции

1. Сильные и слабые электролиты.
2. Равновесие в растворах слабых электролитов.
3. Гидролиз солей.
4. Закон разбавления Оствальда
5. Значение электролитов для живых организмов.

1. Сильные и слабые электролиты.

α - степень диссоциации электролита:

$$\alpha = n/N \cdot 100\%$$

n – число молекул, распавшихся на ионы

N – общее число молекул в растворе.

Сильные электролиты в водных растворах полностью диссоциируют на ионы.

α каж. – кажущуюся степень диссоциации электролита.

α каж. > 30% у сильных электролитов,

α каж. < 3% у слабых электролитов,

3% < α каж. < 30% у электролитов средней силы.

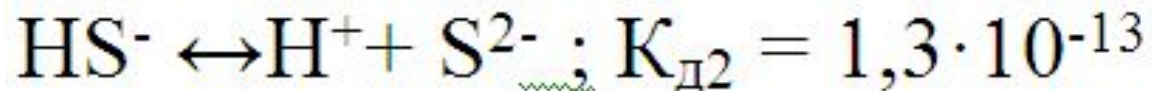
Константа диссоциации слабых электролитов

Слабые электролиты диссоциируют обратимо и ступенчато. В их растворах устанавливается динамическое равновесие.

Константа химического равновесия для диссоциации слабых электролитов называется **константа диссоциации (K_д)**.

K_д характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем меньше K_д, тем слабее электролит диссоциирует на ионы.

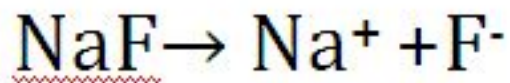
Пример:



2.Равновесие в растворах слабых электролитов.

Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита.

Пример. Что произойдет с диссоциацией HF при добавлении NaF?

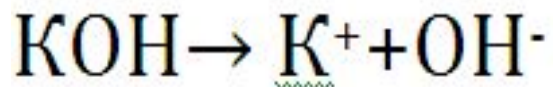
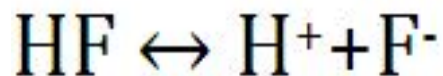


Ответ: При добавлении NaF в растворе увеличится концентрация фторид - ионов и химическое равновесие в растворе HF сместится влево. Диссоциация HF уменьшится.

Вывод: одноименный ион уменьшает диссоциацию слабого электролита.

Влияние связывающего иона на диссоциацию слабого электролита.

- Пример. Что произойдет с диссоциацией HF при добавлении KOH?



- Ответ: При добавлении KOH в растворе уменьшится концентрация ионов водорода H^+ — они свяжутся :
($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$) — химическое равновесие в растворе HF сместится вправо. Диссоциация HF увеличится.
- Вывод: **связывающий ион увеличивает диссоциацию слабого электролита.**

Водородный показатель (pH)

Для обозначения среды (кислой, нейтральной, щелочной) введен водородный показатель pH :

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

В кислой среде $\text{pH} < 7$

В щелочной среде $\text{pH} > 7$

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$ (при 25 °C)

Пример. В растворе $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ моль/л. Рассчитать pH раствора и указать среду раствора.

Решение: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-5} = 5$. Среда кислая ($\text{pH} < 7$).

3 .Гидролиз солей

- **Гидролиз** – это ионная реакции соли с водой.

- 4 типа гидролиза солей:

- **гидролиз не идет**, если соль образована сильной кислотой и сильным O $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

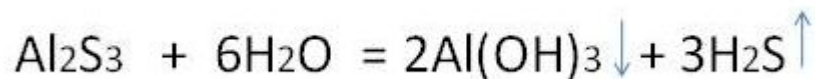
- **гидролиз по катиону** идет у солей, образованных слабым основанием и сильной кислото $Ni(NO_3)_2 = Ni^{2+} + 2 NO_3^-$



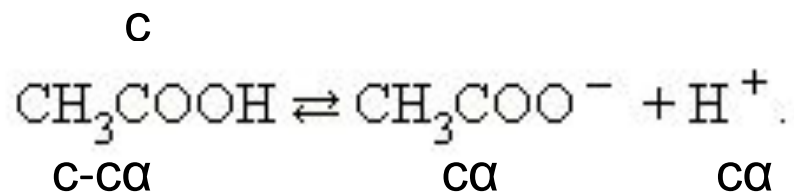
- **гидролиз по аниону** идет у соли, образованных слабой кислотой и сильным основанием $KNO_2 = K^+ + NO_2^-$



- **гидролиз по катиону и аниону одновременно** идет у слей, образованных слабым основанием и слабой кислотой:



4. Закон разбавления Оствальда



$$K_D = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_D = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c - c\alpha} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)}$$

$$K_D = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$\text{При } \alpha \ll 1 \quad K_D = c\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c}}$$

5. Значение растворов электролитов для живых организмов

- 1. Электролиты – это составная часть жидкостей и плотных тканей живых организмов.
- 2. Ионы Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , H^+ , OH^- , Cl^- , HCO_3^- имеют большое значение для физиологических и биохимических процессов.
- 3. Ионы водорода H^+ способствуют нормальному функционированию ферментов, обмену веществ.
- 4. Физраствор – это 0,85%-ный раствор NaCl , который вводят внутривенно при обезвоживании организма.
- 5. Все биохимические реакции в организме протекают в растворах.