

*Лекция № 2*  
*по дисциплине «Аналитическая*  
*химия»*

**Тема: «Теория электролитической диссоциации. Кислотно-основные равновесия в водных растворах».**

## *Цель занятия*

Сформировать знания о сущности теории электролитической диссоциации, о сильных и слабых электролитах.

Сформировать знания о кислотно-основном равновесии в водных растворах



# Задачи лекции

1. Сущность теории электролитической диссоциации. Понятие об электролитах.
2. Диссоциация кислот, солей, оснований в водных растворах.
3. Химические реакции между электролитами. Ионные уравнения.
4. Уравнение диссоциации воды. Константа автопротолиза воды. Понятие о водородном показателе  $pH$ . Характеристика степени кислотности растворов по значению  $pH$  и концентрации ионов водорода.
5. Расчет  $pH$  и  $pOH$  растворов сильных кислот и сильных оснований.

# Сущность теории электролитической диссоциации.

## Понятие об электролитах.

**Сущность теории Аррениуса** сводится к следующим трем положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы. Ион (др.-греч.  $\acute{\iota}\acute{o}\nu$  — идущее) — одноатомная или многоатомная электрически заряженная частица.

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду и называются **катионами**; отрицательно заряженные - к аноду, они называются **анионами**.

3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация). Общая запись этих двух процессов:



где KA – электролит,  $K^+$  - катион,  $A^-$  - анион.

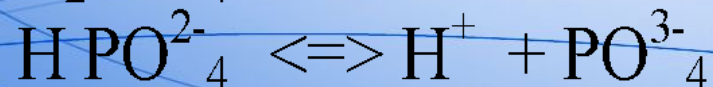
# Диссоциация кислот, солей, оснований в водных растворах.

Электролитами являются соединения с ковалентной полярной и ионной химической связью. Это растворимые кислоты, основания и соли.

**Кислоты – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.**

Диссоциация сильной кислоты:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Многоступенчатая диссоциация слабой кислоты:





# Диссоциация кислот, солей, оснований в водных растворах

**Основания – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются гидроксид-ионы.**

Диссоциация сильного основания (щелочи) :



Диссоциация слабого основания:



# Диссоциация кислот, солей, оснований в водных растворах.

\* Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

\* Диссоциация средней соли :  $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ .

\* Диссоциация кислой соли:  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$

\* Диссоциация основной соли:  $\text{BaOHCl} \rightarrow \text{BaOH}^+ + \text{Cl}^-$

# Сильные и слабые электролиты

- \* Растворы электролитов характеризуются **степенью диссоциации** (обозначается греческой буквой -  $\alpha$  альфа).
- \* **Степень диссоциации** – это отношение числа распавшихся на ионы молекул  $N^I$  к общему числу растворенных молекул  $N$ :
- \* 
$$\alpha = \frac{N^I}{N}$$
- \*  $\alpha = \frac{N^I}{N}$  (в долях единицы или в процентах)
- \* Если  $\alpha = 1$  или 100%, электролит полностью распадается на ионы.
- \* Если  $\alpha = 0$ , диссоциация отсутствует.
- \* Если  $\alpha = 0,5$  или 50%, то это означает, что из каждых 100 молекул данного электролита 50 находятся в состоянии диссоциации.
- \* Различают **сильные и слабые электролиты**.



# Сильные и слабые электролиты

- \* **Сильные электролиты** в водном растворе диссоциированы практически полностью. В растворах сильных электролитов молекулы отсутствуют. К сильным электролитам относятся:
  - \* 1) почти все соли;
  - \* 2) многие минеральные кислоты:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ;
  - \* 3) основания щелочных металлов, например:  $\text{NaOH}$  и  $\text{KOH}$ , а также  $\text{Ba(OH)}_2$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ .
- \* **Слабые электролиты** в водных растворах диссоциируют лишь частично. В растворе имеется большое количество недиссоциированных молекул. Диссоциация слабых электролитов процесс обратимый.
- \* К слабым электролитам относятся:
  - \* 1) некоторые минеральные кислоты:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .
  - \* 2) многие основания металлов (кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов), а также  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
  - \* 3) вода.
- \* Кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HF}$  являются кислотами средней силы.

# Химические реакции между электролитами. Ионные уравнения.

\* Согласно ТЭД все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются **ионными реакциями**, а уравнения этих реакций - **ионными уравнениями**.

# Химические реакции между электролитами. Ионные уравнения.

- \* При составлении ионных уравнений реакций следует руководствоваться следующими **правилами**:
  - \* 1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют.
  - \* 2. В реакциях используют растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов.
  - \* 3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.
  - \* 4. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

# Порядок составления ионных уравнений реакции

- \* 1. Записывают молекулярное уравнение реакции
- \*  $\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- \* 2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости.
- \* 3. Записывают уравнения диссоциации растворимых в воде исходных веществ и продуктов реакции:
  - \*  $\text{MgCl}_2 = \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
  - \*  $\text{AgNO}_3 = \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$
  - \*  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- \* 4. Записывают полное ионное уравнение реакции
  - \*  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{AgCl}^- + \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- \* 5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:
  - \*  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{AgCl}^- + \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
  - \*  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$



# Условия необратимости реакций ионного обмена

- \* 1. Если образуется осадок.
- \* 2. Если выделяется газ.
- \* 3. Если образуется малодиссоциированное вещество ( $\text{H}_2\text{O}$ ).



# Уравнение диссоциации воды. Константа автопротолиза воды. Понятие о водородном показателе рН.



- \* Вода очень слабый электролит, при 25<sup>0</sup>С в 1 л воды диссоциирует только 10<sup>-7</sup> моль воды. *Наличие в растворе H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> нужно учитывать при анализе.*
- \*  $[\text{H}^+] + [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

# Уравнение диссоциации воды. Константа автопротолиза воды. Понятие о водородном показателе рН.

При добавлении к воде кислоты увеличится концентрация ионов  $[H^+]$  и уменьшится концентрация ионов  $[OH^-]$ . При добавлении к воде щелочи – наоборот, увеличится концентрация ионов  $[OH^-]$ , уменьшится концентрация ионов  $[H^+]$ . Таким образом, в кислых растворах  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л, а в щелочном растворе  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л, а в нейтральных растворах, где  $[H^+] = [OH^-]$ , концентрация тех и других ионов равна  $10^{-7}$  моль/л.

# Уравнение диссоциации воды. Константа автопротолиза воды. Понятие о водородном показателе рН.

- \* Концентрацию ионов  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  удобнее выразить через отрицательные логарифмы и обозначать соответственно  $pH$  и  $pOH$ .
- \* Величину  $pH$  называют **водородным показателем**,  $pOH$  – **гидроксильным**:
- \*  $pH = - \lg [H^+]$  ;  $pOH = - \lg [OH^-]$
- \*  $pH + pOH = 14$

# Автопротолиз воды

- \* **Автопротолиз** – обратимый процесс передачи протона от одной нейтральной молекулы жидкости к другой и образования в результате равного числа катионов и анионов.
- \* **Автопротолиз воды** – обратимый процесс образования равного числа катионов оксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  и гидроксид-анионов  $\text{OH}^-$  из незаряженных молекул воды  $\text{H}_2\text{O}$  за счет передачи протона  $\text{H}^+$  от одной молекулы к другой:



# Характеристика степени кислотности растворов по значению рН и концентрации ионов водорода.

**В кислой среде  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л, рН < 7**

**В щелочной среде  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л, рН > 7.**

**В нейтральной среде  $[\text{H}^+] + [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л, рН = 7**



# Расчет рН и рОН растворов сильных кислот и сильных оснований.

# УСПЕХОВ, УВАЖАЕМЫЕ КОЛЛЕГИ!

- *Огромное спасибо  
за внимание и  
терпение!*

