

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.

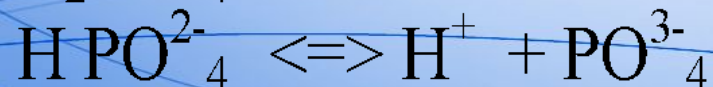
Диссоциация кислот, солей, оснований в водных растворах.

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 - α 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: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HClO_4 , HBr , HI , HMnO_4 ;
 - * 3) основания щелочных металлов, например: NaOH и KOH , а также Ba(OH)_2 , 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: H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 .
 - * 2) многие основания металлов (кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов), а также NH_4OH ;
 - * 3) вода.
- * Кислоты H_3PO_4 , H_2SO_3 и 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 (H_2O).

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



- * Вода очень слабый электролит, при 25⁰С в 1 л воды диссоциирует только 10⁻⁷ моль воды. *Наличие в растворе H⁺ и OH⁻ 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 H_3O^+ и гидроксид-анионов OH^- из незаряженных молекул воды H_2O за счет передачи протона 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!*

