Основные положения теории электролитической диссоциации

ХИМИЯ - 8

Автор: Кунова Г.В. - учитель химии ГОАОУ «ЦОРиО» г. Липецк

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

- **Ионы** - это одна из форм существования химического элемента.
- Свойства ионов совершенно не похожи на свойства атомов, которые их образовали.

Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щёлочь (NaOH) и водород H_2, в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют.

Хлор Cl_2 имеет жёлто-зелёный цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- бесцвётны, неядовиты, лишены запаха.

- По составу ионы делят на простые – Cl^-, Na^+ и сложные – OH^-, NH_4^+.

ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов.

2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.

- В результате взаимодействия электролита с молекулами воды образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы.
- Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делят на *гидратированные* (в растворах и кристаллогидратах) и *негидратированные* (в безводных солях).
- Свойства гидратированных и негидратированных ионов отличаются.

3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют анионами.

- Следовательно, существует ещё одна классификация ионов – по знаку их заряда.
- В растворах электролитов *сумма зарядов катионов равна сумме зарядов анионов*, вследствие чего эти растворы электронейтральны.

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

- Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс – ассоциация (соединение ионов).
- Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации слабых электролитов вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-.$$

5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

- Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации. По степени диссоциации электролиты делят на сильные и слабые.

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

- По характеру образующихся при диссоциации электролитов ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания и соли.

Кислоты

Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:

$$HCl = H^+ + Cl^-,$$

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-,$$

$$HClO_4 = H^+ + ClO_4^-.$$

- Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода.
- Поэтому общие характерные свойства кислот – кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др. – *обусловлены катионами водорода.*

Основания

Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы OH^-:

$$NaOH = Na^+ + OH^-,$$
$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-.$$

- Все общие свойства оснований – мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др. – обусловлены *общими для всех оснований гидроксид-ионами OH^-.*

Соли

Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:

$$K_3PO_4 = 3K^+ + PO_4^{3-},$$

$$NH_4Cl = NH_4^+ + Cl^-.$$

- Свойства солей определяются *как катионами металла, так и анионами кислотного остатка.*
- В отличие от многоосно́вных кислот и оснований, содержащих несколько гидроксид-ионов, такие соли, как K_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$ и т. д., диссоциируют <u>сразу полностью</u>, а не ступенча́то:

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$