

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^- бесцветны, 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:





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.



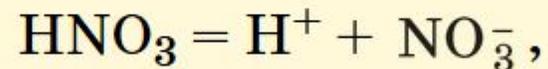
6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

- 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:

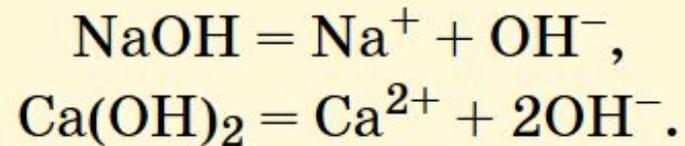


- Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода.
- Поэтому **общие характерные свойства кислот** – кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др. – **обусловлены катионами водорода.**

Основания



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



- 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:



- **Свойства солей** определяются *как катионами металла, так и анионами кислотного остатка*.
- В отличие от многоосновных кислот и оснований, содержащих несколько гидроксид-ионов, такие соли, как K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и т. д., диссоциируют сразу полностью, а не ступенчато:

