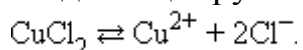


Тема: Электрический ток в электролитах

Электролитами принято называть проводящие среды, в которых протекание электрического тока сопровождается переносом вещества. Носителями свободных зарядов в электролитах являются положительно и отрицательно заряженные ионы. К электролитам относятся многие соединения металлов в расплавленном состоянии, а также некоторые твердые вещества. Однако основными представителями электролитов, широко используемыми в технике, являются водные растворы неорганических кислот, солей и оснований.

Прохождение электрического тока через электролит сопровождается выделением веществ на электродах. Это явление получило название электролиза.

Электрический ток в электролитах представляет собой перемещение ионов обоих знаков в противоположных направлениях. Положительные ионы движутся к отрицательному электроду (*катоду*), отрицательные ионы – к положительному электроду (*аноду*). Ионы обоих знаков появляются в водных растворах солей, кислот и щелочей в результате расщепления части нейтральных молекул. Это явление называется электролитической диссоциацией. Например, хлорид меди CuCl_2 диссоциирует в водном растворе на ионы меди и хлора:

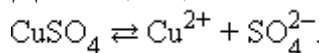


При подключении электродов к источнику тока ионы под действием электрического поля начинают упорядоченное движение: положительные ионы меди движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду (рис.1).

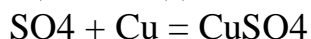
Достигнув катода, ионы меди нейтрализуются избыточными электронами катода и превращаются в нейтральные атомы, оседающие на катоде. Ионы хлора, достигнув анода, отдают по одному электрону. После этого нейтральные атомы хлора соединяются попарно и образуют молекулы хлора Cl_2 . Хлор выделяется на аноде в виде пузырьков.

Во многих случаях электролиз сопровождается *вторичными реакциями* продуктов разложения, выделяющихся на электродах, с материалом электродов или растворителей. Примером может служить электролиз водного раствора сульфата меди CuSO_4 (медный купорос) в том случае, когда электроды, опущенные в электролит, изготовлены из меди.

Диссоциация молекул сульфата меди происходит по схеме



Нейтральные атомы меди отлагаются в виде твердого осадка на катоде. Таким путем можно получить химически чистую медь. Ион SO_4^{2-} отдает аноду два электрона и превращается в нейтральный радикал SO_4 вступает во вторичную реакцию с медным анодом:



Образовавшаяся молекула сульфата меди переходит в раствор.

Таким образом, при прохождении электрического тока через водный раствор сульфата меди происходит растворение медного анода и отложение меди на катоде. Концентрация раствора сульфата меди при этом не изменяется.

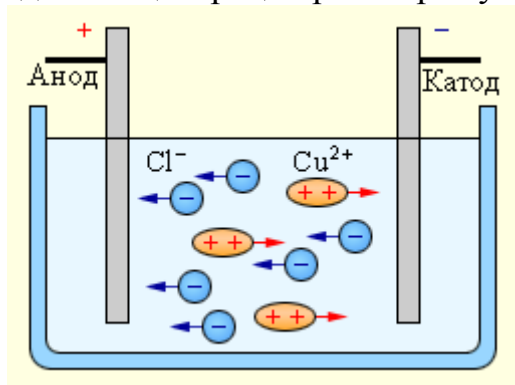


Рисунок 1. Электролиз водного раствора хлорида меди

Закон электролиза был экспериментально установлен английским физиком М. Фарадеем в 1833 году. Закон Фарадея определяет количества первичных продуктов, выделяющихся на электродах при электролизе:

Масса m вещества, выделившегося на электроде, прямо пропорциональна заряду Q , прошедшему через электролит:

$$m = kQ = kIt.$$

Величину k называют **электрохимическим эквивалентом**.

Так как заряд иона равен произведению валентности вещества n на элементарный заряд e ($q_0 = ne$), то выражение для электрохимического эквивалента k можно записать в виде

$$k = \frac{m_0}{q_0} = \frac{m_0 N_A}{neN_A} = \frac{1}{F} \frac{M}{n}.$$

Здесь N_A – постоянная Авогадро, $M = m_0 N_A$ – молярная масса вещества, $F = eN_A$ – постоянная Фарадея.

$$F = eN_A = 96485 \text{ Кл / моль}$$

Постоянная Фарадея численно равна заряду, который необходимо пропустить через электролит для выделения на электроде одного моля одновалентного вещества.

Закон Фарадея для электролиза приобретает вид:

$$m = \frac{1}{F} \frac{M}{n} It.$$

Явление электролиза широко применяется в современном промышленном производстве.