

Тема 2.3 Электрический ток в различных средах (1-занятие).

1. Основные положения электронной теории проводимости металлов.
2. Электрический ток в электролитах. Электролиз. Закон электролиза.
3. Определение величины электрического заряда.

1. Как известно, за направление тока принято направление движения положительных зарядов. Поэтому в металлах для того, чтобы создать ток положительные заряды, т.е. атомы металлов должны перемещаться по проводнику. В начале XX века, чтобы проверить какими частицами создается электрический ток в металлах, поставлен опыт Рикке. В опыте Рикке через три последовательно соединенных металлических цилиндра (медь, алюминий, медь) в течение года протекал электрический ток (рис. 1).

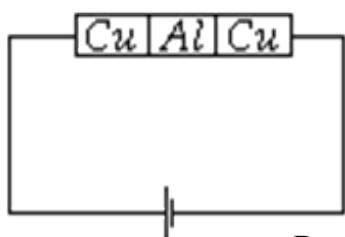


Рис. 1

Суть опыта заключалась в следующем: если ток создается положительными зарядами, т.е. атомами, то атомы одного металла должны проникать в состав другого металла. В данном опыте должны были проникать атомы меди в состав алюминия, атомы алюминия – в состав меди.

Но результаты опыта были отрицательными. Никакого проникновения не было. Это означало, что ток в металлах создается с такими частицами, которые являются одинаковыми для всех металлов. Позже были и другие опыты, которые подтвердили результаты опыта Рикке и еще показали, что ток создается отрицательно заряженными частицами. Такими являются электроны, открытые Томсоном в 1897 году.

Таким образом, в металлах ток создается направленными движениями электронов. На основе этого создана *электронная теория проводимости металлов*. По этой теории можно объяснить все классические законы постоянного тока.

2. Теперь рассмотрим прохождение электрического тока через растворы кислот, солей и щелочей. Дистиллированная вода ток не пропускает, так как нет в ней свободных носителей зарядов. Если добавить небольшое количество поваренной соли, то раствор соли начинает пропускать ток. Это объясняется так: молекулы поваренной соли в воде распадаются на положительные и отрицательные ионы:

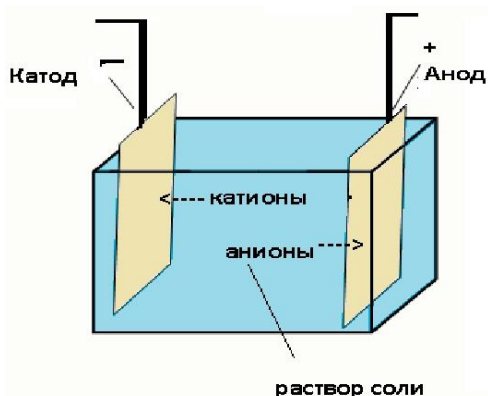
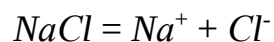


Рис. 2



Этот процесс называется *электролитической диссоциацией*, а раствор – *электролитом*. В электролите ионы под действием электрического поля начинают двигаться направленно, создавая ток (рис. 2). Положительные ионы движутся по полю, т.е. в сторону катода. Поэтому их называют *катионами* (Na^{+}). Отрицательные ионы движутся против поля, т.е. в сторону анода. Поэтому их называют *анионами* (Cl^{-}).

Катионы достигая до катода получают недостающие электроны и нейтрализуются, а анионы достигая до анода отдают лишние электроны и нейтрализуются. Нейтрализованные атомы металла, например, атомы натрия остаются на поверхности катода и постепенно создают слой чистого натрия. В результате при прохождении тока из электролита выделяется металл. Этот процесс называется *электролизом*. Нейтрализованные атомы газа, например, атомы хлора выходят из электролита и уходят в атмосферу.

Явление электролиза впервые изучено М. Фарадеем. Он установил, что *масса вещества, выделяющегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству заряда, протекающего через раствор* (первый закон Фарадея):

$$m = kq.$$

Здесь k – коэффициент пропорциональности, который выражает зависимость массы выделенного при электролизе от рода вещества и называется *электрохимическим эквивалентом* вещества.

Зная, что $q = It$, получим первый закон Фарадея в следующем виде:

$$m = kIt.$$

Электролиз широко применяются на практике. Например, с помощью электролиза производят покрытие поверхности металлических предметов тонким слоем другого металла для защиты от коррозии.

3. Как известно, масса одного моля ионов (атомов) в граммах равна относительной молекулярной массе одного иона:

$$\mu = m_{\text{отн}} (\text{г/моль}) = m_{\text{отн}} \cdot 10^{-3} (\text{кг/моль}).$$

Отношение молярной массы ионов на их валентность (μ/n) называют *химическим эквивалентом* ионов. Например, относительная атомная масса меди 63,54, а валентность ионов меди равна 2. Поэтому молярная масса меди равна 63,54 г/моль, а ее химический эквивалент равен $63,54/2 = 31,77$ (г/моль).

В результате опытов Фарадей установил, что для выделения на электроде одного химического эквивалента ионов любого вещества нужно пропустить через электролит одинаковое количество заряда равное F . Это количество заряда принято называть постоянной Фарадея: $F = 9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль. Следовательно, общий заряд всех ионов, составляющих один химический эквивалент, равен F .

Если ион одновалентный, то заряд иона равен заряду электрона e и химический эквивалент (μ/n) равен молярной массе ионов μ . Число ионов в одном моле равно постоянной Авогадро N_A . Поэтому, если общий заряд всех ионов моля равен F , то заряд электрона равен

$$e = F / N_A.$$

Подставляя числовые данные, находим заряд одновалентного иона или заряд электрона: $e = (9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}) / (6,02 \cdot 10^{23} \text{ ионов/моль}) = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл/ион}$.

Контрольные вопросы:

1. Суть опыта Рикке в чем заключается?
2. Электрический ток в металлах какими частицами создаются и какая теория создана для этого?
3. Что такое электролиз и где применяется?
4. Что такое химический эквивалент ионов? Что такое постоянная Фарадея?