

Раздел 1

Дискретность электрического заряда. Ионы и электроны. Строение атома

1.1. Законы электролиза. Постоянная Фарадея.

- Основания для гипотезы о существовании «атомов электричества», дискретности электрического заряда
- Первые указания на то, что в состав атомов входят заряженные частицы

Электролиты – проводники «второго класса», в которых прохождение электрического тока сопровождается химическими изменениями и переносом массы.

Совр.:

Электролитами называются вещества, которые в водном растворе или расплаве диссоциируют на ионы.

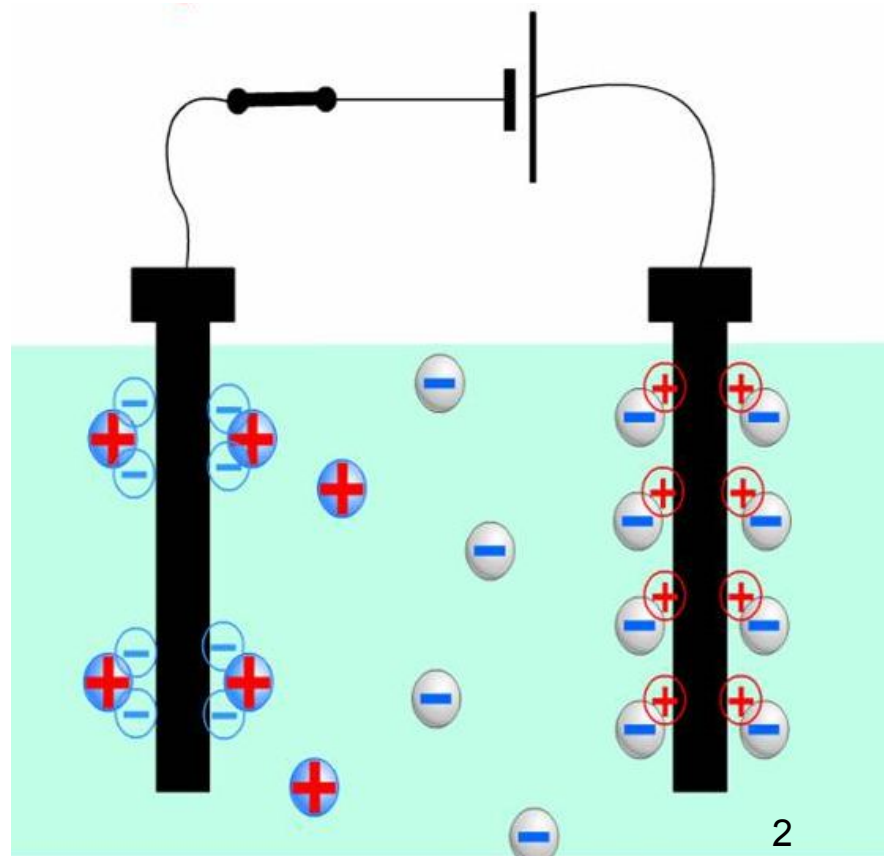
Электролиз — физико-химический процесс, состоящий в выделении на электродах составных частей растворённых веществ (или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах), который возникает при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита.

Катод -- отрицательный электрод,
анод -- положительный.

Положительные ионы — катионы
(ионы металлов, водорода,
аммония).

Отрицательные ионы -- анионы
(ионы кислотных остатков и
гидроксильной группы).

На электродах они нейтрализуются,
выделяются продукты электролиза.



Основные законы электролиза были установлены экспериментально (1832-1836)

задолго до того, как была сформулирована теория электролитической диссоциации (Аррениус, Оствальд, 1887).

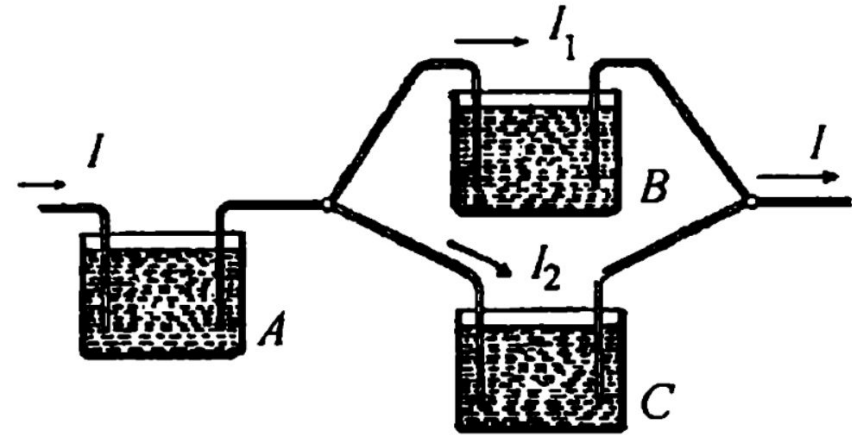


Майкл Фарадей (1791 – 1867)

Открыл явление электромагнитной индукции, законы электролиза, ввел представления об электрическом и магнитном поле

Первый закон Фарадея:

масса вещества, осаждённого на электроде при электролизе, прямо пропорциональна количеству электричества, переданного на этот электрод, электрическому заряду.



$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t$$

k – электрохимический эквивалент вещества.

Второй закон Фарадея:

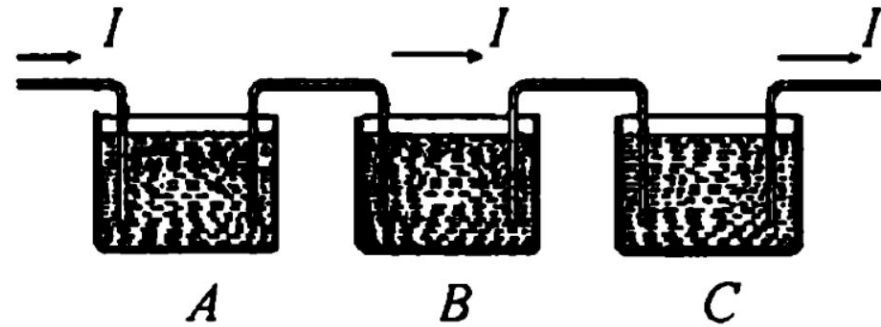
для данного количества электричества (электрического заряда) масса химического элемента, осаждённого на электроде, прямо пропорциональна эквивалентной массе элемента.

Эквивалентной массой вещества является его молярная масса (M), делённая на целое число (Z), зависящее от химической реакции, в которой участвует вещество.

Или:

электрохимический эквивалент вещества пропорционален его химическому эквиваленту.

Z – валентность (заряд иона).



$$k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{Z}$$

F – постоянная Фарадея
(единая для всех веществ).

$$F = 96\,485.3 \text{ Кл/моль}$$

«Единый» закон Фарадея:

$$m = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{Z} \cdot Q$$

$$F = 96\,485.3 \text{ Кл/моль}$$

Переносимый заряд Q пропорционален количеству перенесенного вещества в молях (m/M), то есть, числу атомов/ионов.

Значит, есть элементарная, неделимая порция заряда, переносимая атомом, «атом электричества» (Герман Гельмгольц, 1880)!

$$e = F / N_A ; \text{ где } N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} - \text{ число Авогадро.}$$

Но, даже не зная числа Авогадро, можно было определить удельный заряд (отношение заряда к массе в граммах) для любого иона

$$q_i / m_i = Q / m \quad (= F \cdot Z / M)$$