

## 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.

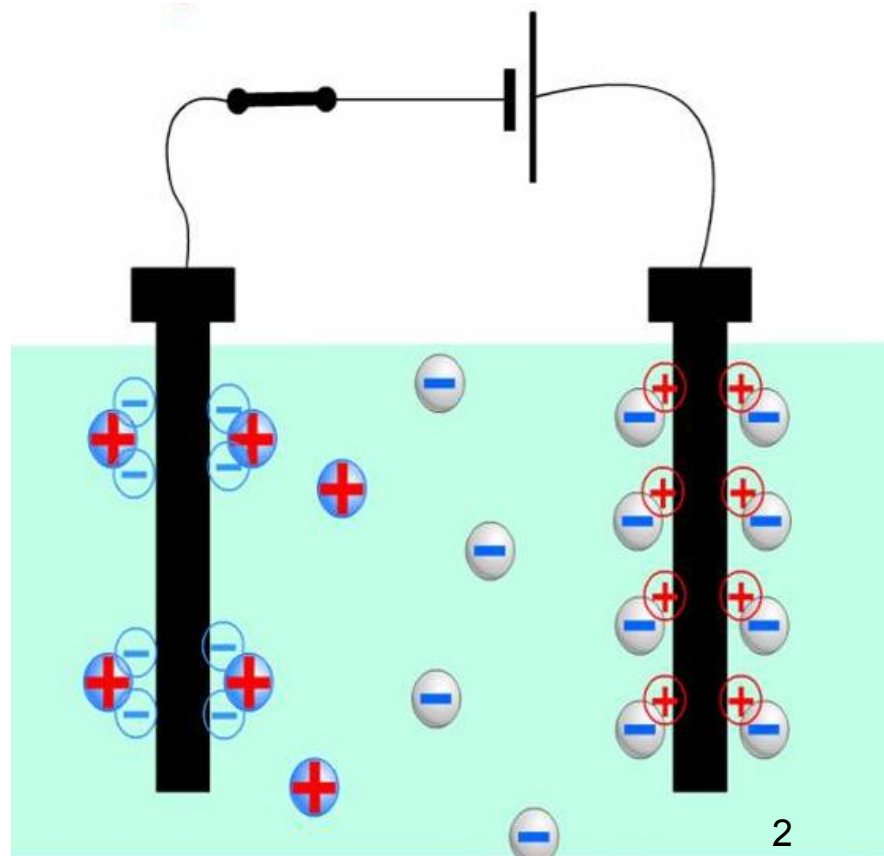
Электролиз — физико-химический процесс, состоящий в выделении на электродах составных частей растворённых веществ (или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах), который возникает при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита.

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).

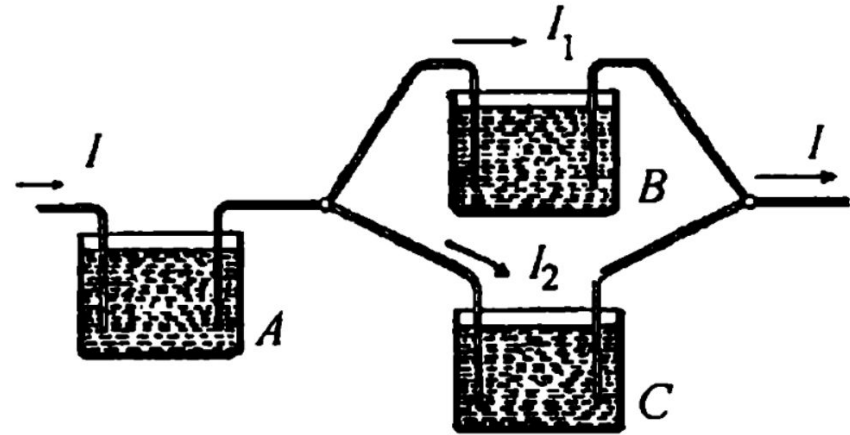


**Майкл Фарадей (1791 – 1867)**

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:

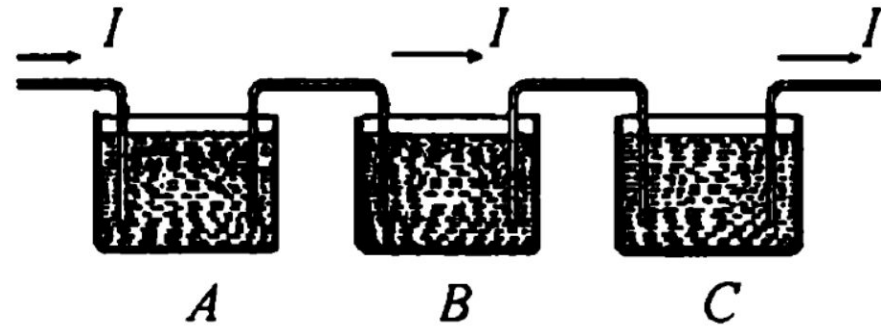
для данного количества электричества (электрического заряда) масса химического элемента, осаждённого на электроде, прямо пропорциональна эквивалентной массе элемента.

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

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