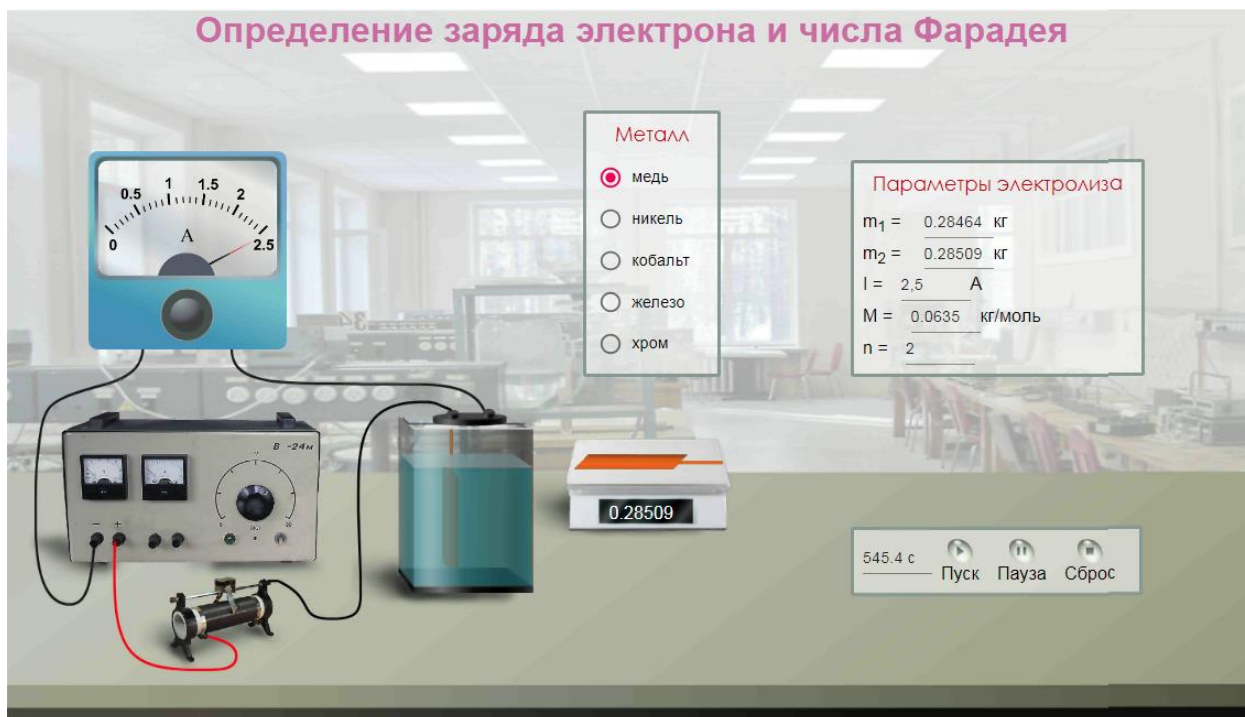


## Лабораторная работа № 10

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗАРЯДА ЭЛЕКТРОНА И ЧИСЛА ФАРАДЕЯ

**Цель работы:** определить заряд электрона и число Фарадея.

**Приборы и принадлежности:** электролитическая ванна с раствором медного купороса, выпрямитель, амперметр, реостат, электронные весы, соединительные провода, электронный блок управления с секундомером, блок с начальными параметрами электролиза, блок с набором электродов: медь, никель, кобальт, железо, хром. (Виртуальная лаборатория - <http://efizika.ru/html5/10/index.html>.)



### КРАТКАЯ ТЕОРИЯ

Пропускание электрического тока через раствор электролита, например  $CuSO_4$ , сопровождается выделением вещества на электродах. Это явление получило название электролиза. Рассмотрим процессы происходящие при электролизе.

Диссоциация молекул сульфата меди в водном растворе протекает по следующей схеме  $CuSO_4 \leftrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ .

Нейтрализовавшиеся атомы меди отлагаются в виде твердого осадка на катоде.

Масса вещества, выделившегося на электроде, прямо пропорциональна общему заряду, прошедшему через электролит. Эта закономерность была экспериментально открыта М.Фарадеем в 1832 г.

$$m = kIt,$$

где  $k = \frac{\mu}{neNa}$  - электрохимический эквивалент вещества, постоянная величина равная отношению массы иона к его заряду, где  $e$  - заряд электрона,  $Na = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup> - постоянная Авогадро,  $n$  - валентность вещества,  $\mu$  - его молярная масса. Молярная масса меди  $\mu = 63,5 \cdot 10^{-3}$  кг/моль.

Откуда, закон Фарадея примет вид  $m = \frac{\mu}{neNa} It$ . Из закона Фарадея

можно вычислить заряд электрона  $e = \frac{\mu}{mnNa} It$ .

Произведение заряда электрона на число Авогадро  $Na$  назвали числом Фарадея. Число Фарадея - это электрический заряд, переносимый в количестве 1 моль при электролизе  $F = eNa$ .

### ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

1. Запустите виртуальную лабораторную установку: <http://efizika.ru/html5/10/index.html>. Если она уже использовалась, то приведите её в исходное состояние, нажав кнопку «Сброс».

2. Взвесьте на лабораторных весах правый электрод.

3. Установите электрод в электролитическую ванну.

4. Установите силу тока в цепи 2 А и нажмите кнопку «Пуск».

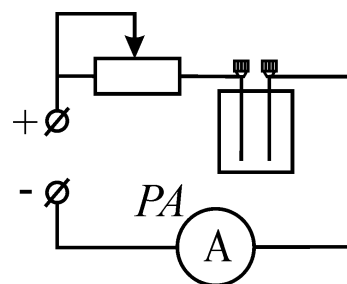


Рис. 1

5. Проведите электролиз медного купороса в течение 10-15 минут, поддерживая с помощью реостата силу тока 2 А неизменной.

6. Нажмите кнопку «Пауза», выньте электрод и взвесьте его вторично. Определите массу вещества, выделившегося на катоде ( $m = m_2 - m_1$ ).

Таблица 1

$m_1$ , КГ	$m_2$ , КГ	$m$ , КГ	$I$ , А	$\mu$ , КГ/МОЛЬ	$n$

Таблица 2

$t$ , с	$N_A$ , МОЛЬ <sup>-1</sup>	$e$ , Кл	$F$ , Кл/МОЛЬ	$k$ , КГ/Кл

7. Используя данные опыта, рассчитайте заряд электрона, число Фарадея и электрохимический эквивалент меди.

8. Рассчитайте погрешности измерения.

9. Сделайте выводы по результатам эксперимента.

### Контрольные вопросы

1. В чем заключается процесс электролитической диссоциации (показать на примере медного купороса)? Что такое электролиз?

2. Что такое катод, анод, катион, анион?

3. Что называется электрохимическим эквивалентом, химическим эквивалентом? В каких единицах они измеряются? Каков их физический смысл?

4. Какова связь между числом Фарадея, химическим и электрохимическим эквивалентом вещества?

5. Можно ли определить химический эквивалент, если через ванну пропускать переменный ток?

6. После проведения опыта обнаружено, что ошибочно изменена полярность электродов. Можно ли в этом случае определить электрохимический эквивалент?

7. В каких областях промышленности применяется электролиз?