Энгельсский технологический институт (филиал) федерального государственного
бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Саратовский государственный технический университет имени Гагарина Ю.А.»

Кафедра «Естественных и математических наук»

ФИЗИКА

Методические указания к
выполнению лабораторной работы

“ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЧИСЛА ФАРАДЕЯ И ЗАРЯДА ЭЛЕКТРОНА”

для студентов направлений

09.03.01 «Информатика и вычислительная техника»
09.03.04 «Программная инженерия»
15.03.02 «Технологические машины и оборудование»
15.03.05 «Конструкторско-технологическоеобеспечение машиностроительных производств»
18.03.01 «Химическая технология»
23.03.01 «Нефтегазовое дело»
29.03.05 «Конструирование изделий легкой промышленности»

очной и заочной формы обучения

Энгельс 2026

Цель работы: определение числа Фарадея и заряда электрона.

Основные положения

Электрический ток в электролитах

Электролитами называются вещества, в которых электрический ток осуществляется ионной проводимостью. *Ионной проводимостью* называется упорядоченное движение ионов под действием внешнего электрического поля. *Электролитами* являются растворы кислот, щелочей и солей, а также расплавленные соли. *Ионами* называются атомы или молекулы, потерявшие или присоединившие к себе один или несколько электронов. Положительные ионы называются иначе *катионами*, отрицательные ионы – *анионами*. Электрическое поле, вызывающее упорядоченное движение ионов, создается в жидкости электродами-проводниками, соединенными с источником тока. Положительно заряженный электрод называется *анодом*, отрицательно заряженный – *катодом*. Положительные ионы (катионы) – ионы металлов и водородные ионы – движутся к катоду, отрицательные ионы (анионы) – кислотные остатки и гидроксильные группы ОН – движутся к аноду.

Прохождение электрического тока через жидкости сопровождается электролизом – выделением на электродах веществ, входящих в состав электролита. Электролиты иначе называются *проводниками II рода*. В них ток связан с переносом вещества, в отличие от металлических проводников – *проводников I рода*, в которых носителями тока являются свободные электроны металлов.

Возникновение ионов в электролитах объясняется явлением *электролитической диссоциации* – распадом молекул растворенного вещества на положительные и отрицательные ионы в результате взаимодействия с растворителем. Молекулы растворяемых веществ состоят из взаимосвязанных ионов противоположного знака (например, $Na^{+}Cl^{-}$, $H^{+}Cl^{-}$, $K^{+}I^{-}$, $Cu^{2+}SO_4^{2-}$ и т.д.). Силы притяжения между этими ионами обеспечивают целостность таких молекул. Взаимодействие этих молекул с полярными

молекулами растворителя, например, воды приводит к ослаблению взаимного притяжения противоположно заряженных ионов. Сила взаимодействия ионов в воде уменьшается в 81 раз (диэлектрическая проницаемость воды $\varepsilon = 81$). При тепловом, хаотическом движении молекул растворенных веществ и растворителей происходят их столкновения, которые приводят к распаду молекул на ионы.

Степенью диссоциации ***d*** называется отношение числа молекул n, диссоциировавших на ионы, к общему числу n_0 молекул вещества: $d = \frac{n}{n_0}$. При тепловом, хаотическом движении ионов в *растворе* может происходить процесс воссоединения ионов противоположных знаков в нейтральные молекулы. Этот процесс называется *рекомбинацией (молизацией) ионов*. При повышении температуры электролита возрастает средняя кинетическая энергия движения молекул, а также уменьшается сила внутреннего трения жидкости, что приводит к увеличению скорости движения ионов. В результате этого увеличивается и число пар ионов, образующихся в единицу времени.

Из-за увеличения концентрации ионов при повышении температуры значение электрического сопротивления электролита уменьшается:

$$R_t = R_0(1 - \alpha \cdot t)$$

где R_0 – сопротивление электролита при 0^0C; R_t – сопротивление электролита при t^0C; α – температурный коэффициент сопротивления.

Между процессами электрической диссоциации и рекомбинации ионов при неизменных условиях устанавливается динамическое равновесие, при котором число молекул, распадающихся на ионы в единицу времени, равно числу пар ионов, которые за это время воссоединяются в нейтральные молекулы.

В состоянии динамического равновесия раствор электролита характеризуется определенной степенью диссоциации d, определяющей число носителей тока в жидкости – ионов противоположного знака. Степень

диссоциации d зависит от температуры, концентрации раствора и относительной диэлектрической проницаемости ε растворителя. Ионы в электролитах движутся хаотически до тех пор, пока в жидкость не опускаются электроды. Тогда на хаотическое движение ионов накладывается их упорядоченное движение к соответствующим электродам и в жидкости возникает электрический ток.

Законы электролиза

Первый закон электролиза (первый закон Фарадея): масса вещества, выделяющегося на электроде, прямо пропорциональна электрическому заряду q, прошедшему через электролит:

$$m = k \cdot q \text{ или } m = k \cdot I \cdot t \qquad (1)$$

(поскольку $q = I \cdot t$, где I – сила постоянного тока, протекающего через раствор за время t).

Коэффициент пропорциональности k называется *электрохимическим эквивалентом* вещества. Он численно равен массе вещества, которая выделяется при прохождении через электролит единичного заряда q – физический смысл k.

Второй закон электролиза (*второй закон Фарадея*): электрохимические эквиваленты веществ прямо пропорциональны их химическим эквивалентам:

$$k = c\frac{A}{z} = \frac{1}{F}\frac{A}{z} \qquad (2)$$

Где величина $F = \frac{1}{c}$ называется числом Фарадея; $\frac{A}{z}$ – химический эквивалент; $A(\mu)$ – атомная (молярная) масса вещества; z – валентность.

Объединенный закон Фарадея:

$$m = \frac{1}{F}\frac{A}{z}q \quad \text{и} \quad m = \frac{1}{F}\frac{A}{z}It \qquad (3)$$

или

отсюда

$$F = \frac{A \cdot I \cdot t}{z \cdot m} \quad (4)$$

или

$$F = \frac{A \cdot q}{z \cdot m} \quad (5)$$

Из формулы (5) следует *физический смысл числа Фарадея*: число Фарадея численно равно электрическому заряду, который нужно пропустить через электролит для выделения на электроде массы любого вещества, равной в килограммах отношению $A/_Z$. Значение числа Фарадея в системе СИ: $\mathrm{F} = 9{,}648 \cdot 10^4$Кл/моль.

Из законов Фарадея следует, что подобно тому, как вещество состоит из отдельных атомов, электрический заряд состоит из элементарных зарядов.

Для выделения на электроде 1 моля вещества через электролит должен пройти электрический заряд, равный числу Фарадея. В 1 моле одновалентного вещества содержится $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов ($N_A -$ число Авогадро), поэтому на каждый ион одновалентного вещества приходится

$$q_1 = \frac{F}{N_A}$$

Численно заряд одновалентного иона равен заряду электрона:

$$e = \frac{F}{N_A} \quad (6)$$

Заряд z – валентного иона $q = \pm z \cdot \frac{F}{N_A} = \pm z \cdot e$.

Если не рассматривать вторичные реакции, возникающие при протекании тока через электролит, то при электролизе на катоде всегда выделяются металлы или водород, а на аноде – остаток химического соединения. Выделение вещества происходит только на электродах, в объеме электролита выделение вещества не происходит.

Рассмотрим в качестве примера явление электролиза при прохождении тока через водный раствор медного купороса $CuSO_4$.

Молекулы диссоциируют по схеме

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}.$$

Если в раствор опустить два медных электрода, то положительные ионы (катионы) будут подходить к катоду, принимать недостающие электроны и отлагаться на катоде. Отрицательные ионы (анионы) будут подходить к аноду и отдавать электроны. У анода возникает вторичная реакция

$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CuSO_4.$$

Таким образом, в конечном счете происходит перенос меди от анода к катоду при сохранении неизменным состава электролита.

Применение электролиза

Явление электролиза широко применяется в современном промышленном производстве. С помощью электролиза из солей и оксидов получают многие металлы, например медь, никель, алюминий. Электролитический способ дает возможность получать вещества с малым количеством примесей. Поэтому его применяют для получения многих веществ, когда требуется высокая степень химической чистоты.

Путем электролиза можно наносить тонкие слои металлов, например хрома, никеля, серебра, золота на поверхность изделий от окисления, повышать его прочность или просто украшать изделие. Электролитический способ покрытия изделий тонким слоем металла называется *гальваностегией*.

При более длительном пропускании тока через электролит можно получить на изделии такой толстый слой металла, который может быть отделен от него с сохранением формы. Электролитическое получение точных копий различных изделий называется гальванопластикой. С помощью гальванопластики получают копии изделий сложной формы, копии скульптур и других произведений искусства.

Явление электролиза лежит в основе принципа действия кислотных и щелочных аккумуляторов, где используется важное свойство процесса электролиза – его обратимость.

Из раствора кислот (например, H_2SO_4 – серная кислота; HCl – соляная кислота), а также подкисленной воды H_2O электролитическим способом можно получать газы (водород, хлор, кислород). В этом случае необходимо учитывать условия, при которых происходит электролиз, т.е. температуру, давление. Эти параметры связаны уравнением Менделеева-Клапейрона

$$PV = \frac{m}{\mu}RT \quad \text{и ли} \quad PV = \nu \cdot R \cdot T \qquad (7)$$

где P – давление газа; V – объем газа; T – термодинамическая температура: $T = t^0C + 273$; $R = 8{,}31$ Дж/моль · К – газовая постоянная; $\nu = m/\mu$ – количество вещества.

Затраты электроэнергии на электролиз вещества рассчитываются по формулам:

$$W = I \cdot U \cdot t = I^2 \cdot R \cdot t = \frac{U^2}{R} \cdot t, \qquad (8)$$

Где U – напряжение между электродами; R – сопротивление электролита.

Производство измерений

Приборы и принадлежности: электролитическая ванна с раствором медного купороса, источник постоянного тока, амперметр, реостат, секундомер, медные электроды, технические весы (рис. 1).

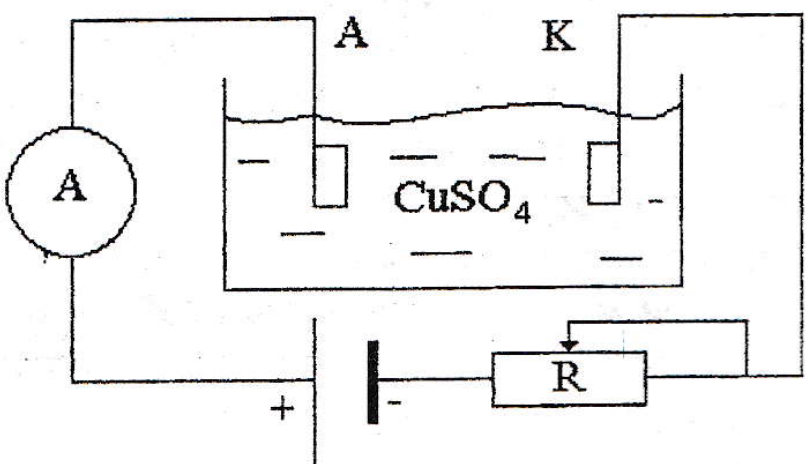

Рис. 1

1. Стеклянный сосуд ванны наполняют раствором $CuSO_4$.

2. Определяют массу катода m_1 на технических весах.

3. Помещают катод и анод в электролитическую ванну.

4. Включают электрический ток и устанавливают при помощи реостата силу тока I (указывается преподавателем). Одновременно включают секундомер (на 45 минут).

5. Пропускают ток в течение времени t (указывается преподавателем). В течение этого времени поддерживают силу тока постоянной при помощи реостата.

6. Выключают ток, вынимают катод, просушивают его и определяют массу m_2.

7. Разность $\Delta m = m_2 - m_1$ дает приращение катода. Вычисляют величину электрохимического эквивалента k по формуле

$$k = \frac{\Delta m}{I \cdot t}.$$

8. По формуле (4) находим число Фарадея, учитывая, что для меди z=2; $A = 64 \cdot 10^{-3}$кг/моль.

9. По формуле (6) вычисляют заряд электрона.

10. Результаты измерений и вычислений занести в таблицу.

m_1	m_2	Δm	I	t	k	F	e

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Каким типом проводимости обладают электролиты? В чем заключается существенное отличие проводимости электролитов от проводимости металлических проводников?
2. В чем заключается явление электролитической диссоциации?
3. Что представляет собой явление электролиза?
4. Сформулируйте законы электролиза.
5. Каков физический смысл электрохимического эквивалента?
6. Какой физический смысл числа Фарадея?
7. Покажите с помощью закона Фарадея, что существует наименьшая величина заряда.
8. Можно ли определить электрохимический эквивалент, если через ванну пропускать переменный ток?
9. После проведения опыта обнаружено, что ошибочно изменена полярность электродов, можно ли в этом случае определить электрохимический эквивалент?

ЛИТЕРАТУРА

1. Савельев И.В. Курс общей физики: в 3 т./И.В. Савельев. М.: Наука, 1998. Т.2.
2. Яворский Б.М. Курс физики: в 3 т./Б.М. Яворский, А.А. Детлаф, Л.И. Милковская. М.: Высшая школа, 1999. Т.2.
3. Трофимова Т.И. Курс физики/Т.И. Трофимова. М.: Высшая школа, 2002.
4. Учебные анимированные клипаты по физики ЭТИ СГТУ [Электронный ресурс] http://tfi.sstu.ru/
5. http://www.sstu.ru/studentu/
6. http://techn.sstu.ru/Biblioteka/
7. http://techn.sstu.ru/new/SubjectFGOS/SpisokPredmetow.aspx