



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
УПРАВЛЕНИЕ ДИСТАНЦИОННОГО ОБУЧЕНИЯ И ПОВЫШЕНИЯ
КВАЛИФИКАЦИИ

Кафедра «Физика»

Методические указания
к лабораторной работе № 2-12 по физике
(Раздел «Электричество»)

**«Законы электролиза
Фарадея»**

Авторы
Кривошеев Н.В.,
Ларина Т.Н.

Ростов-на-Дону, 2018

Аннотация

Указания содержат краткую теорию электролиза, описание рабочей установки и методику эксперимента по определению постоянной Фарадея, элементарного электрического заряда и числа Авогадро из экспериментально найденной зависимости объемов водорода и кислорода и затраченного на это заряда при электролизе водного раствора карбоната натрия.

Предназначено для обучающихся, изучающих дисциплину «Физика» для выполнения лабораторной работы по программе курса «Физика».

Авторы

к.ф.-м.н., доцент,
профессор кафедры «Физика»
Кривошеев Н.В.

к.ф.-м.н., доцент,
доцент кафедры «Физика»
Ларина Т.Н.



Оглавление

Лабораторная работа № 2-12 Законы электролиза Фарадея	
.....	4
Краткая теория.....	4
Порядок выполнения работы.....	14
Обработка результатов эксперимента	16
Контрольные вопросы	17
Литература.....	21

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2-12 ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА ФАРАДЕЯ

Цель работы: изучение законов электролиза. Определение постоянной Фарадея, элементарного электрического заряда и числа Авогадро из экспериментально найденной зависимости объемов водорода и кислорода и затраченного на это заряда при электролизе водного раствора карбоната натрия.

Приборы и принадлежности:

Универсальный источник питания,	1 шт,
цифровой мультиметр,	1 шт,
аппарат Гофмана,	
выключатель на два положения Вкл\выкл,	1 шт,
соединительный кабель, $l = 750$ мм, 32 А, синий,	1 шт,
соединительный кабель, $l = 550$ мм, 32 А, красный,	2 шт,
соединительный кабель, $l = 250$ мм, 32 А, красный,	2 шт,
штатив, $h = 750$ мм,	1 шт,
секундомер цифровой, 1/100 с,	1 шт,
барометр,	1 шт,
цифровой термометр,	1 шт,
карбонат натрия Na_2CO_3 (порошок),	
вода дистиллированная.	

Краткая теория

Электрохимические процессы, протекающие под действием электрического тока на электродах, погруженных в электролит называют электролизом.

Электролитами называются проводящие среды, в которых протекание электрического тока сопровождается переносом вещества. Носителями свободных зарядов в электролитах являются положительно и отрицательно заряженные ионы (ионная проводимость). К электролитам относятся водные растворы неорганических кислот, солей и оснований, расплавы металлов, а также некоторые твердые вещества. Сила электролита в значительной степени зависит от природы растворителя. Мерой воздействия растворителя является диэлектрическая проницаемость, значение которой для воды при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно 81. Именно для воды свойство ослаблять химические связи между ионами особенно сильно. Распад мо-

лекул на положительно и отрицательно заряженные ионы характеризуется степенью диссоциации α . Степень диссоциации α – это отношение количества молекул, диссоциировавших на ионы, к общему количеству молекул данного вещества. Процесс, обратный диссоциации, называется рекомбинацией. Различают сильные и слабые электролиты. Сильные электролиты ($\alpha=1$) при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы. К ним относятся: почти все растворимые соли; многие неорганические кислоты, например, H_2SO_4, HNO_3, HCl , а также основания. Слабые электролиты (α близко к 0) при растворении в воде незначительно диссоциируют на ионы. К ним относятся: почти все органические кислоты; некоторые неорганические кислоты (угольная и сернистая), аммиак. Вода также является слабым электролитом. При растворении в воде веществ с ионной связью полярные молекулы воды притягиваются полюсами к положительно заряженным ионам вещества. В результате электростатическое притяжение между ионами в решетке понижается и ионы переходят в раствор. Способность растворов электролитов проводить электрический ток называется электрической проводимостью. Она зависит от природы электролита и растворителя, концентрации, температуры и некоторых других факторов. Удельная электрическая проводимость раствора электролита σ – это электрическая проводимость объема раствора, заключенного между двумя параллельными электродами, имеющими площадь по одному квадратному метру и расположенными на расстоянии одного метра друг от друга. Удельная электрическая проводимость является величиной, обратной удельному сопротивлению ρ . Опыт показывает, что электролиз каждой соли начинается с определенного, характерного для нее напряжения (потенциал разложения). Если напряжение будет ниже, постоянный ток вообще не будет проходить через раствор. Электропроводность электролитов зависит от числа ионов в единице объема и от подвижности ионов. Подвижность ионов определенного сорта выражается скоростью их перемещения в растворителе (v_+, v_-) под действием электрического поля с падением потенциала в 1 В на 10^2 м . Электропроводность электролита выражается в виде:

$$\sigma = zen(v_+ + v_-) \quad (1)$$

Здесь: z – зарядовое число, e – элементарный заряд, n – концентрация ионов.

Прохождение электрического тока через электролит сопровождается выделением веществ на электродах. Это явление получило название электролиза. Например, хлорид меди $CuCl_2$ диссоциирует в водном растворе на ионы меди и хлора по схеме:



При подключении электродов к источнику тока ионы под действием электрического поля начинают упорядоченное движение: положительные ионы меди движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду. На катоде ионы меди нейтрализуются избыточными электронами, в результате чего нейтральные молекулы меди оседают на катоде. Ионы хлора отдают аноду избыточные электроны, превращаясь в нейтральные молекулы хлора.

Зависимость сопротивления электролитов от температуры имеет вид

$$\rho = \rho_0(1 + \alpha t), R = R_0(1 + \alpha t), \quad (2)$$

где ρ_0, ρ_t – удельные сопротивления вещества электролитов соответственно при $0^\circ C$ и $t^\circ C$; R_0, R_t – сопротивления проводника при $0^\circ C$ и $t^\circ C$, α – температурный коэффициент сопротивления. Температурный коэффициент сопротивления вещества характеризует зависимость изменения сопротивления при нагревании от рода вещества. Он численно равен относительному изменению сопротивления (удельного сопротивления) проводника при нагревании на 1 К.

$$\alpha = \frac{1}{\rho} \frac{\Delta \rho}{\Delta T}, \quad (3)$$

где α – среднее значение температурного коэффициента сопротивления в интервале ΔT . Для растворов электролитов $\alpha < 0$, например, для 10%-ного раствора поваренной соли $\alpha = -0,02 \text{ K}^{-1}$. Сопротивление электролитов с ростом температуры уменьшается, так как увеличение числа свободных ионов из-за диссоциации молекул превышает рост рассеивания ионов при столкновениях с молекулами растворителя. Необходимо отметить, что линейная зависимость сохраняется лишь в небольшом диапазоне изменения температур, в котором $\alpha = const$. При больших изменениях температур

зависимость сопротивления электролитов от температуры становится нелинейной.

Законы Фарадея – основные законы электролиза, отражающие общий закон сохранения вещества в условиях протекания электрохимической реакции.

Согласно первому закону Фарадея масса вещества m , выделившегося на каждом из электродов при прохождении электрического тока I , прямо пропорциональна заряду, прошедшему через электролит.

$$m = k Q. \quad (4)$$

Заряд $Q = It$, для постоянного тока; в противном случае масса m пропорциональна $\int Idt$, где t_1 и t_2 – моменты включения и выключения тока. Величину k , численно равную массе вещества, выделившегося на электроде, при прохождении заряда в 1 Кл, называют электрохимическим эквивалентом вещества.

Электрохимический эквивалент вещества k пропорционален его химическому эквиваленту, равному $\frac{\mu}{z}$. Таким образом электрохимический эквивалент выражается в виде:

$$k = \frac{1}{F} \frac{\mu}{z}. \quad (5)$$

Здесь μ – молярная масса вещества, z – валентность, $F = e N_A$ – постоянная Фарадея, e – элементарный заряд, $F = e N_A = 96485$ Кл / моль, N_A – постоянная Авогадро.

Обобщенный закон Фарадея для электролиза для постоянного тока имеет вид:

$$m = \frac{1}{F} \frac{\mu}{z} Q = \frac{1}{F} \frac{\mu}{z} It. \quad (6)$$

Заряд, необходимый для образования 1 моля любого одновалентного вещества, одинаков для всех веществ. Он равен $9,6485 \cdot 10^7$ Кл и называется числом Фарадея или постоянной Фарадея (фундаментальная физическая константа).

Законы Фарадея абсолютно точны, если ионами электролита переносится весь прошедший через него заряд. Наблюдаемые в некоторых случаях отклонения от этих законов могут быть связаны

с неучтенными побочными электрохимическими реакциями (например, выделение газообразного водорода при электроосаждении некоторых металлов) или с частичной электронной проводимостью (например, при электролизе некоторых расплавов). Законы Фарадея сыграли важную роль в понимании природы химической связи и развития атомно-молекулярной теории.

Системы, в которых полностью исключены указанные причины кажущихся отклонений от закона Фарадея, получили название кулометров. Использование законов Фарадея позволяет по количеству образовавшихся продуктов электролиза точно определить заряд, прошедший через электролит.

Эта закономерность широко применяется на практике. Используя величину заряда, можно рассчитать массу выделившегося вещества, или наоборот.

Скорости электродных реакций зависят от состава и концентрации электролита, от материала электрода, электродного потенциала, температуры и ряда других факторов. Скорость каждой электродной реакции определяется скоростью переноса электрических зарядов через единицу поверхности электрода в единицу времени; мерой скорости, следовательно, служит плотность тока.

Обычно электролиз проводят в электрохимических ячейках на электродах, соединенных с внешним источником тока. Электрохимические ячейки бывают двух типов: гальванические элементы и электролитические ячейки (электролизеры). Гальванические элементы, преобразующие химическую энергию в электрическую, составляют основу источников тока – батарей и аккумуляторов, а также топливных элементов. В электролитической ячейке реакции на границе раздела электрод – электролит протекают за счет внешнего источника электрической энергии. Эта энергия превращается в химическую энергию продуктов реакций, протекающих на электродах. Одна и та же ячейка в зависимости от режима работы может вести себя либо как гальванический элемент, либо как электролизер. Так, автомобильный свинцовый аккумулятор действует как гальванический элемент, когда используется для запуска двигателя (при этом он разряжается), и как электролизер, когда заряжается от автомобильного генератора или от зарядного устройства.

Элементарный электрический заряд e – это фундаментальная физическая постоянная, минимальная порция электрического заряда, наблюдающегося в природе у свободных долгоживущих частиц, например, электрона и протона. Его значение: $|e| = (1,6021892 \pm 0,0000046) \cdot 10^{-19}$ Кл.

Величина элементарного электрического заряда является константой электромагнитных взаимодействий и входит во все уравнения микроскопической электродинамики. Элементарный электрический заряд не может быть уничтожен. Этот факт составляет содержание закона сохранения электрического заряда на микроскопическом уровне. Электрический заряд любой микросистемы и макроскопических тел всегда равен целому кратному от величины e (или нулю).

Экспериментальная установка

Общий вид экспериментальной установки приведен на рисунке 1.

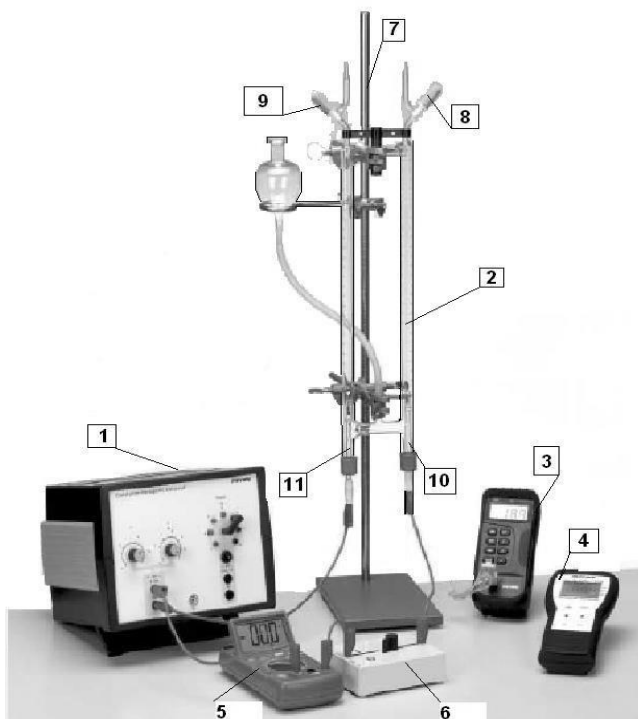


Рис. 1. Общий вид установки:
 1 – источник постоянного тока; 2 – аппарат Гофмана;
 3 – манометр; 4 – секундомер; 5 – миллиамперметр;
 6 – выключатель; 7 – штатив; 8, 9 – кран;
 10, 11 – платиновые электроды.

Для разделения выделяющихся при электролизе газов используется аппарат Гофмана, представляющий собой три сообщающихся сосуда, в два из которых, заканчивающихся кранами K_1 и K_2 , вставлены электроды, а в третий вставлена воронка для наполнения сосудов электролитом (водный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 – кальцинированная сода).

На крайних сосудах нанесены деления, позволяющие определять объем в миллилитрах, для измерения высоты уровня жидкости h . Установка Гофмана наполняется водой, в которую добавляют некоторое количество карбоната натрия (лучше всего, чтобы концентрация Na_2CO_3 составляла 2–4%) и с помощью электродов подключается к цепи, содержащий реостат R , амперметр, ключ K и источник постоянного тока B . (рис.2.)

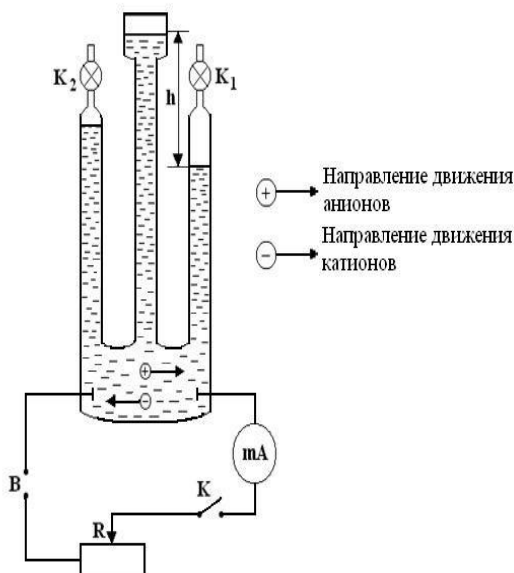


Рис.2. Схема установки.

Гидролиз карбоната натрия идет в два этапа. При протекании тока через электролит одна молекула карбоната натрия Na_2CO_3 дает одну молекулу H_2 и один атом кислорода O . Следовательно, для выделения на аноде одной молекулы кислорода O_2 необходима диссоциация двух молекул Na_2CO_3 , при этом на катоде выделится две молекулы водорода ($2H_2$). Таким образом, при одних и тех же

термодинамических условиях объем выделившегося на катоде водорода будет в два раза больше объема выделившегося на аноде кислорода. Если выделившиеся газы собрать по отдельности, то по занимаемому ими объему при известном давлении и температуре можно определить число молекул того или иного газа, образовавшегося у электродов. Зная число молекул газа легко найти число ионов, а измерив перенесенный ими заряд Q , рассчитать заряд одного иона.

При прохождении тока через электролит в сосуде с отрицательным электродом будет накапливаться водород, а в сосуде с положительным электродом – кислород. Эти газы вытеснят из крайних сосудов электролит и в объеме над поверхностью электролита будет создано давление, которое будет уравниваться атмосферным давлением и давлением избыточного столба жидкости в среднем сосуде по отношению к уровню жидкости в крайних сосудах.

Определение постоянной Фарадея F

Если записать уравнение состояния идеального газа для двух моментов времени работы аппарата Гофмана:

$$P_1 V_1 = \frac{m_1 RT}{\mu} \quad \text{и} \quad P_2 V_2 = \frac{m_2 RT}{\mu},$$

то разность этих двух уравнений даст следующее:

$$P_2 V_2 - P_1 V_1 = \frac{(m_2 - m_1) RT}{\mu}. \quad (7)$$

Изменение массы выделившегося газа можно сравнить, с той, которая получается по закону Фарадея (6):

$$m_2 - m_1 = \Delta m = \frac{Q\mu}{Fz} = \frac{(P_2 V_2 - P_1 V_1)\mu}{RT}. \quad (8)$$

Из уравнения (8) можно выразить постоянную Фарадея:

$$F = \frac{ItRT}{(P_2 V_2 - P_1 V_1)z_1}. \quad (9)$$

Для водорода $z_1 = 1$, а для кислорода $z_1 = 2$.

Определение величины элементарного электрического заряда

При протекании тока I в течение t секунд через электролит в направлении к катоду ионы водорода перенесут заряд:

$$Q^+ = It. \quad (10)$$

Такой же заряд, но обратного знака, будет перенесен катионом к аноду.

Поскольку каждая молекула водорода образована из двух атомов водорода, можно определить число ионов водорода:

$$n^+ = 2 \frac{M}{m}, \quad (11)$$

где M – масса водорода, m – масса одной молекулы H_2 .

Масса выделившегося водорода определится из уравнения состояния идеального газа:

$$M = \mu \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{RT}, \quad (12)$$

где μ – молярная масса H_2 , $R = 8,31$ Дж/К моль – универсальная газовая постоянная, P_{H_2} – давление выделившегося водорода, V – объем выделившегося водорода, T – температура.

Подставив выражение (12) в выражение (11) получим число ионов водорода

$$n^+ = 2 \frac{\mu_{H_2} P_{H_2} V_{H_2}}{m_{H_2} RT}. \quad (13)$$

Аналогичные рассуждения можно провести и для ионов кислорода, и с учетом того, что при образовании двух ионов водорода создается только один ион кислорода получить:

$$n^- = \frac{\mu_{O_2} P_{O_2} V_{O_2}}{m_{O_2} RT}. \quad (14)$$

Учитывая, что $Q = ne$, где n – число ионов, а e – элементарный электрический заряд, умножим правые и левые части уравне-

ния (13) и (14) на e и учитывая соотношение (10), получим формулы для расчета элементарного электрического заряда по водороду и кислороду, соответственно:

$$e^+ = \frac{1}{2} \frac{m}{\mu} \frac{RTIt}{P_{H_2} V_{H_2}}, \quad e^- = \frac{m}{\mu} \frac{RTIt}{P_{O_2} V_{O_2}}. \quad (15)$$

Таким образом, для определения элементарного заряда с помощью установки Гофмана необходимо измерить объем, давление и температуру водорода и/или кислорода, а также измерить величину тока и время его прохождения через электролит.

Определение числа Авогадро.

Постоянная Фарадея $F = e N_A$, где N_A – число Авогадро. Тогда число Авогадро

$$N_A = F/e.$$

Перед началом измерений необходимо заполнить таблицу 1.
Таблица 1. Технические данные приборов.

№№ п/п	Название прибора	Пределы измерений	Число делений	Цена деления	Класс точности	Абсолютная приборная погрешность
1	Универсальный источник питания					0,01 А
2	Цифровой мультиметр					0,01 А
3	Секундомер, цифровой					1 сек
4	Барометр/Манометр					5×10^3 Па
5	Цифровой термометр					0,1°С

Порядок выполнения работы

При выполнении работы необходимо строго соблюдать правила техники безопасности и охраны труда, установленные на рабочем месте студента в лаборатории. К работе с установкой допускаются лица, ознакомленные с ее устройством и принципом действия.

Внимание. При смешении с воздухом водород образует взрывоопасную смесь, называемую «гремучим газом». Поэтому водород следует выпускать медленно и маленькими порциями. Рядом не должно быть открытого огня.

1. Через воронку на среднем сосуде при открытых кранах K_1 и K_2 заполнить 3% раствором карбоната натрия в дистиллированной воде трубки аппарата Гофманна до полного вытеснения из них воздуха.

2. Замкнуть ключ K , установить ток $I = 50$ мА, и через некоторое время, когда электролит насытится выделяющимися газами, пузырьки которого начнут выходить в окружающий воздух, закрыть краны K_1 и K_2 . Далее необходимо отметить время начала измерения.

3. Поддерживать ток постоянным в течение 300 с, затем разомкнуть ключ K .

4. Дать остыть раствору до комнатной температуры T , K .

5. Определить давление водорода P_{H_2} . Атмосферное давление $P_{ат}$ измерить барометром. Измерив разность уровней электролита h , рассчитать гидростатическое давление электролита в виде $P_0 = \rho gh$, где $g = 9,8$ м/с² – ускорение свободного падения, ρ – плотность электролита (в нашем случае при 3% растворе Na_2CO_3 она равна $\rho = 1,03 \times 10^3$ кг/м³). Давление насыщенных паров воды $P_{пар.вод.} = aP_t$, где a – эмпирический коэффициент, зависящий от концентрации электролита и равный в данном эксперименте $a = 0,9$, P_t – давление насыщенного водяного пара при комнатной температуре, определяемый в данном опыте по таблице 2. Таким образом парциальное давление водорода определяется соотношением:

$$P_{H_2} = P_{ат} + \rho gh - aP_t. \quad (16)$$

Таблица 2. Давление насыщенного пара при температуре в диапазоне 16 – 23⁰С

$t, ^\circ\text{C}$	16	17	18	19	20	21	22	23
$P_t, \text{кПа}$	1,82	1,94	2,06	2,20	2,34	2,49	2,64	2,81

6. Объем выделившегося водорода V определяют по делениям на крайних сосудах аппарата Гофмана.

7. Измеренные и вычисленные величины заносят в таблицу 3.1 для определения зависимости объема H_2 от протекшего через раствор заряда и 3.2 для определения зависимости объема O_2 от протекшего через раствор заряда. Опыт проводят при фиксированном токе. Через каждые 300 с определяется объем газа.

Таблица 3.1. Измеренные и вычисленные величины для определения зависимости объема H_2 от протекшего через раствор заряда.

№ п/п	$I,$ (А)	$t,$ (сек)	$q,$ (Ас)	$T,$ (⁰ К)	$V,$ (м ³)	$P_{ат.},$ (МПа)	$h,$ (м)	$P_h,$ (кПа)	$P_t,$ (кПа)	$P_{H_2},$ (кПа)
1										
2										
3										
4										

Таблица 3.2. Измеренные и вычисленные величины для определения зависимости объема O_2 от протекшего через раствор заряда

№ п/п	$I,$ (А)	$t,$ (сек)	$q,$ (Ас)	$T,$ (⁰ К)	$V,$ (м ³)	$P_{ат.},$ (МПа)	$h,$ (м)	$P_h,$ (кПа)	$P_t,$ (кПа)	$P_{O_2},$ (кПа)
1										
2										
3										
4										

Обработка результатов эксперимента

Определение постоянной Фарадея.

По данным таблиц 3.1 и 3.2 строится график зависимости объема выделенного газа в зависимости от затраченного количества электричества. (Пример приведен на рис. 3.).

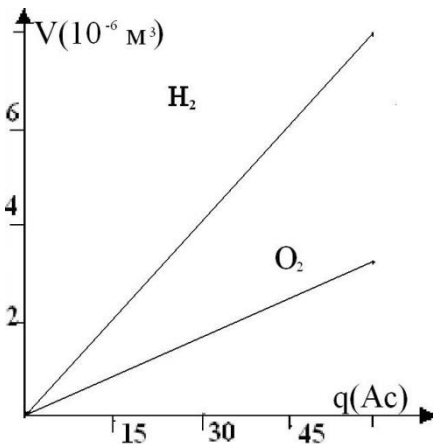


Рис 3. График зависимости между полученными в результате электролиза объемами водорода и кислорода и прошедшим зарядом, ($T = 296.05^0 \text{ К}$ и $p = 100.4 \text{ кПа}$).

Из графика найти отношение $\Delta V/\Delta q$. Константу F^* определить по формуле (9).

Рассчитать погрешность измерения по формуле:

$$\varepsilon = \frac{\Delta F}{F} = \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta T}{T}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2 + \left(\frac{\Delta P_{H_2(O_2)}}{P_{H_2(O_2)}}\right)^2}$$

Записать окончательный результат $F = F^* \pm \Delta F$, сравнить его со значением константы Фарадея.

Определение величины элементарного электрического заряда.

Значение элементарного электрического заряда определяется по формулам (15) при измерении объема водорода (e^+) и при измерении объема кислорода (e^-).

Рассчитать относительную погрешность измерения по формуле:

$$\varepsilon = \frac{\Delta e}{e} = \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta T}{T}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2 + \left(\frac{\Delta P_{H_2(O_2)}}{P_{H_2(O_2)}}\right)^2}$$

Записать окончательный результат в виде $e = e^* \pm \Delta e$, сравнить его со значением элементарного заряда и сделать вывод.

Определение числа Авогадро.

Число Авогадро находится из соотношения $N_A^* = F/e$. Относительная погрешность

$$\varepsilon = \frac{\Delta N_A}{N_A} = \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta T}{T}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2 + \left(\frac{\Delta P_{H_2(O_2)}}{P_{H_2(O_2)}}\right)^2}$$

Записывают окончательный результат $N_A = N_A^* \pm \Delta N_A$, сравнивают его со значением числа Авогадро.

Примечание: F^*, e^*, N_A^* - соответствующие средние значения величин, полученных в результате проведенных измерений и расчетов.

Контрольные вопросы

1. Какова величина элементарного электрического заряда?
2. В чем заключается явление электрической диссоциации?
3. Как формулируется первый, второй и обобщенный законы Фарадея?
4. Какие системы называются кулонометрами?
5. Какие проводники называются проводниками второго рода?
6. Что такое процесс диссоциации и степень диссоциации?
7. Что такое элементарный электрический заряд?
8. Какой заряд несет ион водорода?
9. У какого электрода выделившийся объем газа будет больше? Во сколько раз?
10. Дать определение константы Фарадея?
11. Что влияет на величину электропроводности электролитов?

Тесты

1. Электрический ток в жидкостях обусловлен упорядоченным движением:

Варианты ответов:

- 1) только электронов;
- 2) только отрицательных ионов;
- 3) только положительных ионов;
- 4) отрицательных и положительных ионов.

2. Каким типом проводимости обладают растворы электролитов?

Варианты ответов:

- 1) электронной;
- 2) ионной;
- 3) дырочной;
- 4) электронно – ионной.

3. Электролитическая диссоциация – это:

Варианты ответов:

- 1) распад молекул электролитов на положительные и отрицательные ионы;
- 2) соединение ионов в нейтральные молекулы;
- 3) соединение атомов в нейтральную молекулу.

4. Электролиты являются:

Варианты ответов:

- 1) проводниками тока;
- 2) непроводниками тока;
- 3) в зависимости от температуры могут быть проводниками;
- 4) в зависимости от температуры могут быть непроводниками.

5. Одинаковое ли количество газов выделяется при электролизе воды на каждом из электродов?

Варианты ответов:

- 1) на катоде вдвое больше;
- 2) одинаковое;
- 3) на аноде вдвое больше.

6. Влияет ли валентность вещества на массу этого вещества, выделяемую на электродах?

Варианты ответов:

- 1) не влияет;
- 2) выделяемая масса прямо пропорциональна валентности;
- 3) выделяемая масса обратно пропорциональна валентности.

7. Зависит ли масса выделившегося на электроде вещества от концентрации раствора электролита?

Варианты ответов:

- 1) да;
- 2) нет.

8. Как изменится сопротивление электролита, если его нагреть?

Варианты ответов:

- 1) увеличится;
- 2) уменьшится;
- 3) не изменится.

9. Медный анод массой 33 г погружен в ванну с водным раствором медного купороса. Через сколько времени анод полностью растворится, если электролиз идёт при силе тока 2 А?

Варианты ответов:

- 1) 500 с;
- 2) 500000 с;
- 3) 50 с;
- 4) 50000 с.

10. Авторство законов электролиза принадлежит:

Варианты ответов:

- 1) А. Эйнштейну;
- 2) А. Лавуазье;
- 3) М. Фарадею;
- 4) А. Авогадро.

11. Электролиз – это:

Варианты ответов:

- 1) распад электролита на ионы;
- 2) взаимодействие катионов или анионов с водой;
- 3) окислительно-восстановительные реакции под действием электрического тока;
- 4) прохождение электрического тока через раствор электролита.

Физика

12. Сколько минут длилось никелирование током силой 2 А, если масса выделившегося никеля равна 1,8 г? Электрохимический эквивалент никеля 0,3 мг/Кл.

Варианты ответов:

- 1) 10; 2) 20; 3) 30;
4) 40; 5) 50.

13. Какая из нижеприведенных величин соответствует единице измерения постоянной Фарадея в СИ?

Варианты ответов:

- 1) кг/моль. 2) Кл/моль. 3) А*с/моль.
4) А*моль/с. 5) А/моль.

14. Положительно заряженный электрод называется:

Варианты ответов:

- 1) катионом; 2) катодом;
3) анионом; 4) анодом.

15. Первый закон Фарадея:

Варианты ответов:

1) масса вещества, выделившегося на каком-либо из электродов, прямо пропорциональна силе тока.

2) Электрохимический эквивалент пропорционален химическому эквиваленту данного вещества.

3) масса вещества, выделившегося на каком-либо из электродов, прямо пропорциональна заряду, прошедшему через электродит.

16. Чему равна эквивалентная масса кадмия, если для выделения 1 г калия из раствора его соли надо пропустить через раствор 1717 Кл электричества?

Варианты ответов:

- 1) 56,2 г/моль; 2) 85 г/моль;
3) 120 г/моль; 4) 45,4 г/моль.

17. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислить атомную массу металла.

Варианты ответов:

- 1) 114,835; 2) 70;
3) 170; 4) 90.

18. Правильно отражает температурную зависимость электролита кривая (рис. 4.):

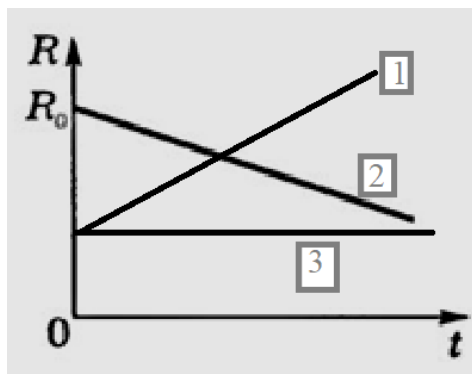


Рис. 4.

Варианты ответов:

1; 2; 3.

ЛИТЕРАТУРА

1. Савельев И.В. Курс физики. Т.2. М.: Астрель, 2004.
2. Трофимова Т.И. Курс физики. М.: Академия, 2010.
3. Общая физика: руководство по лабораторному практикуму: учебное пособие / под ред. И.Б.Крынецкого и Б.А. Струкова. М.: ИНФРА-М, 2008.
4. Капуткин Д.Е., Шустиков А.Г. Физика. Обработка результатов измерений при выполнении лабораторных работ: Учеб. Пособие М.: МИСиС. 2007. 108 с.