

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**П.В. Абрамова, Е.А. Вайтулевич, Е.Б. Голушкова,
Е.М. Князева, К.И. Мачехина, Ю.Ю. Мирошниченко,
Л.О. Роот, В.В. Смирнова**

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО ХИМИИ**

ООО «Офсет центр»
2023

УДК 546.06
ББК 24.12я73

Абрамова П.В.

Учебно-методические материалы к лабораторным работам по химии: учебно-методическое пособие / П.В. Абрамова, Е.А. Вайтулевич, Е.Б. Голушкова, Е.М. Князева, К.И. Мачехина, Ю.Ю. Мирошниченко, Л.О. Роот, В.В. Смирнова. – Томск : ООО «Офсет центр», 2023. – 33 с.

ISBN 978-5-6047568-4-3

Пособие является составной частью учебно-методического комплекса по химии ОХИ ИШПР. Пособие предназначено для проведения лабораторных работ по общей и неорганической химии с использованием современного цифрового учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия» на первом курсе со студентами бакалавриата и специалитета. Пособие содержит теоретический материал, подробное описание методик осуществления экспериментальных исследований.

УДК 546.06
ББК 24.12я73

Рецензенты

Доктор химических наук, профессор ТГУ
А.А. Бакибаев

Кандидат химических наук, доцент СибГМУ
И.А. Передерина

ISBN 978-5-6047568-4-3

© П.В. Абрамова, Е.А. Вайтулевич,
Е.Б. Голушкова, Е.М. Князева, К.И.
Мачехина, Ю.Ю. Мирошниченко,
Л.О. Роот, В.В. Смирнова.
© Оформление ООО «Офсет центр», 2023

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемый лабораторный практикум предназначен для студентов, изучающих общую и неорганическую химию в высших технических университетах. Учебное пособие включает в себя лабораторные работы по следующим разделам общей и неорганической химии. Раздел «Химическая термодинамика» представлен лабораторной работой «Определение энтальпии растворения и энтальпии гидратации веществ». Раздел «Химическая кинетика» – «Определение кинетических параметров химической реакции». Раздел «Электрохимические процессы» представлен двумя лабораторными работами: «Гальванические элементы» и «Электролиз водных растворов солей». Каждая работа включает в себя теоретическую и экспериментальную части. В теоретической части кратко рассмотрен лекционный материал для подготовки к работе, приведены определения, законы, формулы, используемые для обработки результатов опытов. Экспериментальная часть включает в себя подробное описание работы с приборами, пошаговые методики выполнения опытов, порядок обработки результатов. Кроме того, в экспериментальной части приведены требования по оформлению отчета к лабораторной работе и даны указания, на что следует обратить внимание, как правильно сформулировать выводы.

Выполнение лабораторной работы осуществляют в следующем порядке:

- подготовка к лабораторной работе;
- выполнение эксперимента;
- составление и защита отчета по лабораторной работе.

Подготовку к лабораторной работе студент выполняет самостоятельно, во внеаудиторное время заранее до лабораторного занятия. Студент должен изучить теоретический материал по теме лабораторной работы, оборудование и приборы, которые при ее выполнении используются. Затем следует ознакомиться с порядком выполнения эксперимента, и подготовить конспект отчета, который должен содержать название работы, цель работы, краткое теоретическое введение к лабораторной работе.

Лабораторная работа выполняется в часы аудиторного лабораторного занятия согласно инструкции «Порядок выполнения работы».

Завершается лабораторная работа составлением и защитой отчета по ней. В отчете следует указать все полученные экспериментальные данные, необходимые расчеты, графики зависимостей, обязательно указать формулы для расчетов, единицы измерения величин, сформулировать необходимые заключения и общий вывод по работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РАСТВОРЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Теоретическое введение

Физико-химические процессы (растворение, плавление, гидратация и др.), как и химические реакции, сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла ($Q > 0$), называются экзотермическими, а реакции с поглощением тепла ($Q < 0$) – эндотермическими. Количество выделенной или поглощенной теплоты называется тепловым эффектом реакции. Из первого закона термодинамики следует, что тепловой эффект реакции при постоянном давлении и объеме (изобарно-изохорные условия) равен изменению энтальпии (ΔH) термодинамической системы:

$$\Delta H = -\frac{Q}{n}. \quad (1.1)$$

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Простейший калориметр состоит из двух стаканов: наружного (2) и внутреннего (1) – собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке (4) и снабженного крышкой (3) с отверстиями для термометрика (5), воронки (7) и мешалки (6). Для того чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего стакана.

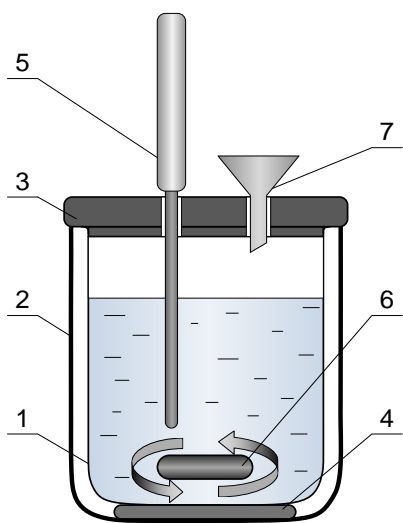


Рис. 1.1. Схема простейшего калориметра

Для того чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего стакана.

Данные по изменению температуры раствора в калориметре от времени представляют в виде графика (рис. 1.2) в координатах $t=f(\tau)$, где t – температура ($^{\circ}\text{C}$), τ – время (с). Порядок обработки графика заключается в следующем. Кривую делят на три участка: первый (начальный) – в калориметр наливают воду, происходит теплообмен с составными частями калориметра, при этом температура изменяется незначительно (отрезок LK); второй период (главный) – в калориметр добавляют вещество, в результате протекания физико-химического процесса растворения происходит резкое изменение температуры (уменьшение/увеличение) (отрезок KA); третий (конечный) – наступает тепловое равновесие, при котором изменение температуры незначительно (отрезок AB). Начальный и конечный участки продолжают в виде касательных LM и NB, из точек K и A (точки, в которых касательные и экспериментальная кривая расходятся) опускают перпендикуляры к оси температуры и отмечают на оси точки k и a. Отрезок ka делят пополам и отмечают на оси точку f, после чего от нее опускают перпендикуляр до пересечения с экспериментальной кривой

(точка h). Через точку h восстанавливают перпендикуляр до касательных LM и NB. Длина отрезка MN равна разности температуры (ΔT) в калориметре в результате растворения вещества. Найденное значение ΔT используют для вычисления количества теплоты, выделившегося или поглотившегося в ходе реакции:

$$Q = K \cdot \Delta T, \quad (1.2)$$

где K – теплоемкость калориметра (Дж/К), ΔT – изменение температуры процесса, протекающего в условиях отсутствия теплообмена калориметра с окружающей средой (определяется графическим способом). Теплоемкость калориметра является важным физическим параметром, который характеризует количество теплоты, необходимое для нагрева всех его частей на один градус. Она складывается из удельной теплоемкости раствора, который находится во внутреннем стакане калориметра ($C_{p-ра} \cdot m_{p-ра}$) и удельной теплоемкости самого стакана ($C_{ст} \cdot m_{ст}$):

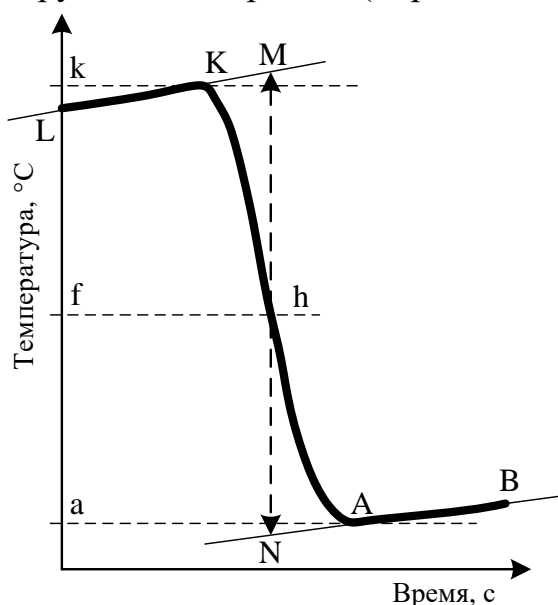


Рис. 1.2 Зависимость температуры от времени $t=f(\tau)$, полученная при калориметрическом измерении (процесс растворения – эндотермический)

где $C_{p-ра}$ – удельная теплоемкость раствора (поскольку концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды (4,18 Дж/(г·К))), $m_{p-ра}$ – масса раствора (г), $C_{ст}$ – удельная теплоемкость стекла, из которого сделан внутренний стакан калориметра (Дж/(г·К)), $m_{ст}$ – масса внутреннего стакана (г). Удельной теплоемкостью якоря мешалки (имеет маленькую площадь поверхности) и термодатчика (большая часть находится снаружи) можно пренебречь.

$$K = C_{p-ра} \cdot m_{p-ра} + C_{ст} \cdot m_{ст}, \quad (1.3)$$

где $C_{p-ра}$ – удельная теплоемкость раствора (поскольку концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды (4,18 Дж/(г·К))), $m_{p-ра}$ – масса раствора (г), $C_{ст}$ – удельная теплоемкость стекла, из которого сделан внутренний стакан калориметра (Дж/(г·К)), $m_{ст}$ – масса внутреннего стакана (г). Удельной теплоемкостью якоря мешалки

(имеет маленькую площадь поверхности) и термодатчика (большая часть находится снаружи) можно пренебречь.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное определение теплового эффекта растворения вещества в воде и расчет энтальпии.

Описание учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия»

Учебно-лабораторный комплекс (УЛК) «Общая и неорганическая химия» (рис. 1.3) представляет собой платформу (1). В металлический разъем задней части платформы вставлен штатив с лапкой (2), предназначенной для закрепления термодатчика (3). В левой части платформы размещен съёмный термостат с крышкой (4). В данном эксперименте термостат выполняет функцию калориметра, так как за счет двойных стенок предотвращает потери

или подвод тепла. В правой части платформы имеется экран (5), на котором отражается вся информация о производимых действиях.

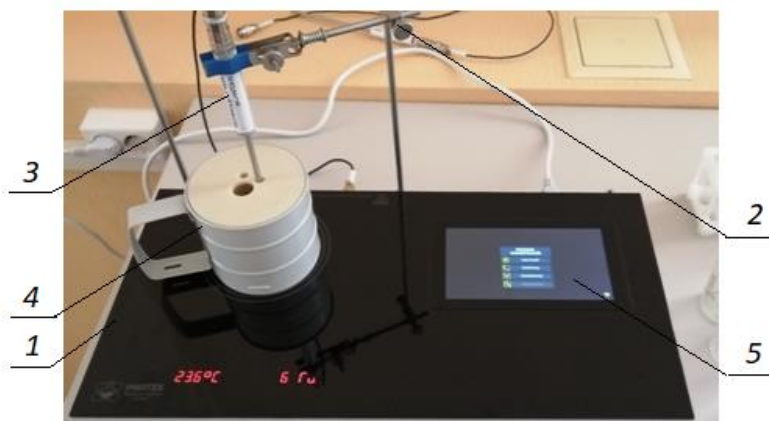


Рис 1.3. Общий вид учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия»

Методика выполнения эксперимента

Опыт 1. Расчет теплоемкости калориметра

Взвесьте внутренний стеклянный стакан калориметра с точностью $\pm 0,001$ г, затем на чашу весов положите кальку и взвесьте ≈ 1 г вещества (NH_4Cl или NaOH). Заполните таблицу экспериментальных данных:

$C_{\text{ст.}}$, Дж/(г·К)	$C_{\text{воды}}$, Дж/(г·К)	$m_{\text{ст.}}$, г	$V_{\text{воды}}$, мл	$m_{\text{воды}}$, г	$m_{\text{в-ва}}$, г	$m_{\text{р-ра}}$, г
0,78						

Вычислите значение теплоемкости калориметра по формуле (1.3).

Опыт 2. Определение теплового эффекта растворения вещества ($\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NaOH}$)

1) Включите УЛК, нажатием тумблера на задней части платформы. После загрузки программы, на экране выберите режим «Кинетика». На сенсорном экране задайте параметры измерения: интервал – 1 с, количество точек – 200. Общее время измерения рассчитается автоматически. Установите среднюю скорость вращения магнитной мешалки 8 об/с нажатием на экран или поворотом ручки переключения на передней панели прибора.

2) Поместите на дно внутреннего стакана калориметра якорь магнитной мешалки.

3) Установите съемный термостат на левую часть платформы УЛК (рис. 1.3). Мерным цилиндром отмерьте 100 мл дистиллированной воды и вылейте в предварительно взвешенный внутренний стеклянный стакан. Установите стакан в термостат и закройте его крышкой.

4) Опустите, закрепленный на штативе термодатчик во внутренний стакан (через маленькое отверстие на крышке термостата) так, чтобы он был погружен в воду, но при этом не касался якоря магнитной мешалки. Внимание!

Перед началом запуска программы измерения убедитесь, что якорь мешалки вращается.

5) Запустите программу измерений нажатием кнопки «Старт» на рабочей панели. После этого начнётся непрерывное измерение температуры внутри термостата и запись данных в память УЛК.

6) Через 20 секунд (информация фиксируется на экране в виде значения 20/200) после начала записи данных (предварительный период), внесите, предварительно взвешенное, вещество (NH_4Cl или NaOH) во внутренний стакан через большое отверстие в крышке термостата. Закройте отверстие пробкой и дождитесь конца измерений.

7) Перейдите на вкладку «График» для просмотра полученных данных. Для объединения двух графиков в один, выберите опцию «термодатчик» в обоих полях в левом и правом верхнем углу экрана.

8) Из графика определите изменение температуры в ходе эксперимента.

9) Рассчитайте теплоту растворения по формуле 1.2.

10) Рассчитайте стандартную энтальпию растворения вещества по формуле 1.1.

11) Вычислите относительную погрешность измерения:

$$\eta = \frac{|\Delta H_{\text{табл.}}^0 - \Delta H_{\text{эксп.}}^0|}{\Delta H_{\text{табл.}}^0} \cdot 100\%$$

Для расчета используйте справочные данные: $\Delta H_{\text{табл.}}^0(\text{NH}_4\text{Cl}) = 15,3$ кДж/моль, $\Delta H_{\text{табл.}}^0(\text{NaOH}) = -42,4$ кДж/моль.

12) Для повторения опыта с другим веществом, перейдите на вкладку «Измерение».

13) Сформулируйте общий вывод по работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИНЕТИЧЕСКИХ ПАРАМЕТРОВ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Теоретическое введение

В задачи химической кинетики входит исследование скоростей и механизмов протекания химических реакций. Результатом этих исследований является определение частных порядков по реагирующим веществам, установление вида кинетического уравнения и расчет энергии активации реакции.

Средняя скорость химической реакции определяется как изменение концентрации одного из реагирующих веществ или продукта реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{С}} \right). \quad (2.1)$$

Предел средней скорости при $\Delta t \rightarrow 0$ называется истинной скоростью химической реакции в определенный момент времени:

$$v_t = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta C}{\Delta t} \right) = \frac{dC}{dt}. \quad (2.2)$$

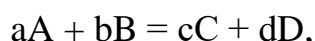
Скорости изменения концентраций продуктов и реагентов однозначно связаны между собой. Для реакции:

$$aA + bB + \dots = cC + dD + \dots$$
$$-\frac{1}{a} \frac{dC_A}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dC_B}{dt} = \dots = \frac{1}{c} \frac{dC_C}{dt} = \frac{1}{d} \frac{dC_D}{dt} = \dots \quad (2.3)$$

Если реакция протекает последовательно в несколько стадий, то скорость всего процесса определяется скоростью самой медленной его стадии, так называемой лимитирующей. Совокупность всех стадий химической реакции называется механизмом реакции. По механизму реакции делятся на простые (элементарные), протекающие в одну стадию, и сложные – в несколько стадий.

Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ

Основным законом химической кинетики является закон действующих масс, согласно которому скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в некоторых степенях, определяемых экспериментально. Для уравнения реакции, записанного в общем виде:



математическое выражение закона действующих масс будет иметь следующий вид:

$$v = k \cdot C_A^\alpha \cdot C_B^\beta, \quad (2.4)$$

где k – константа скорости химической реакции;

C_A, C_B – концентрации веществ А и В;

α и β – частные порядки по веществам А и В, соответственно.

Выражение (4) является **кинетическим уравнением** реакции, отражающим зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ. Совпадение частных порядков (α и β) в кинетическом уравнении со стехиометрическими коэффициентами перед соответствующими веществами в химическом уравнении реакции ($\alpha = a, \beta = b$), как правило, свидетельствует о том, что реакция является элементарной, а механизм её протекания – простой. В противном случае – механизм реакции является сложным. Сумма частных порядков реакции представляет собой

общий порядок реакции: $\alpha + \beta = p$. Существуют реакции нулевого ($n = 0$), первого ($n = 1$), второго ($n = 2$) и третьего порядка ($n = 3$).

Одним из способов определения частных порядков является графический, который позволяет по виду кинетической кривой, построенной в координатах $v - C$, определить значение частного порядка по веществу (рис. 2.1).

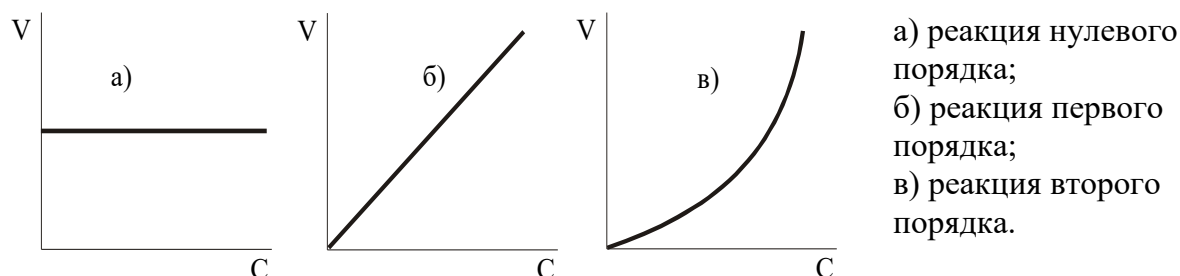


Рис. 2.1. Определение частных кинетических порядков

Коэффициент пропорциональности k в кинетическом уравнении реакции (4) называется **константой скорости** – это скорость реакции при концентрациях всех реагентов, равных единице. Константа скорости не зависит от концентраций реагентов, но зависит от их природы, температуры и катализатора.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: частных и общего порядков реакции.

Исследуется реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой, которая описывается уравнением:



Один из продуктов реакции (сера) по ходу реакции образуется в виде очень мелких, коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, её частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет.

Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого, либо желто-коричневого окрашивания раствора, в зависимости от направления светового потока, напоминающего слабое свечение. Это явление называется **опалесценцией**.

За скоростью химической реакции можно следить по изменению некоторых физических свойств реакционной смеси: оптической плотности, электропроводности, вязкости и т.п., которые зависят от концентрации реакционной смеси. В настоящей работе о скорости протекания химической реакции судят по изменению оптической плотности раствора с течением времени.

Исследования проводят с использованием учебно-лабораторного комплекса УЛК «Неорганическая химия».

Описание учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия»

Установка «ОНХ» (рис. 2.1) представляет собой платформу (1), в отверстия задней части которой вставлены два штатива с прикрепленными лапками (2), предназначенными для закрепления датчиков и пробирки. В левой части платформы расположен термостат (3), в правой части – экран (4), на котором отражается вся информация о производимых действиях. На передней панели корпуса установки расположен регулятор мощности нагрева (5).

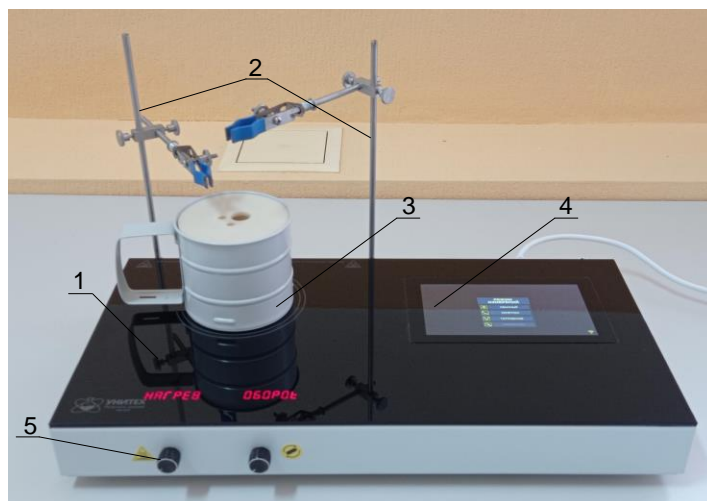


Рис. 2.2. Учебно-лабораторный комплекс
«Общая и неорганическая химия»

Запуск работы установки начинается с нажатия тумблера на задней части УЛК, после чего устанавливается тип эксперимента: «Кинетика».

Калибровка фотоколориметра

Перед началом работы установку необходимо откалибровать. Мерной пипеткой отмерьте 5 мл раствора тиосульфата натрия и налейте в пробирку для проведения эксперимента. Термостат закройте крышкой и в отверстие с большим диаметром вставьте пробирку примерно на 0,5 – 1 см выше дна. В пробирку опустите датчик оптической плотности (фотодатчик) на 660 нм так, чтобы его фотоэлемент был погружен в раствор и не касался дна пробирки. Пробирку и датчик оптической плотности закрепите в лапках штатива.

Установка готова к калибровке.

1) На экране выберите опцию «Фотоколориметр», откроется всплывающее окно с цифровой клавиатурой. В строке «крутизна» автоматически выставлено значение «1,000». В поле «сдвиг» установите нулевое значение, для этого кнопкой «Del» удалите текущее значение и введите «0», затем нажмите «↵».

2) Зафиксируйте в отчете текущее показание датчика в строке «Фотоколориметр» (например, датчик отображает – 0,136).

3) Снова нажмите на строку «Фотоколориметр» и введите в поле «Сдвиг» зафиксированное значение датчика с обратным знаком (сдвиг $b =$

0,136), подтвердите значение нажатием «↵». В строке «Фотоколориметр» появится нулевое значение. Калибровка закончена.

4) По окончании калибровки уберите пробирку и вылейте из нее воду.

Методика выполнения эксперимента

Опыт 1. Изучение зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия

В первой серии опытов переменной величиной является концентрация тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты поддерживается постоянной. В этом случае скорость реакции зависит только от концентрации тиосульфата натрия, что дает возможность определить частный кинетический порядок по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Проведите эксперимент, изменяя концентрацию тиосульфата натрия.

1) В пробирках с помощью мерной пипетки приготовьте серию растворов тиосульфата натрия согласно таблице экспериментальных данных опыта 1.

2) В термостат поместите пробирку с раствором и закрепите ее в лапке правого штатива.

3) Опустите фотодатчик в пробирку и закрепите его в штативе слева.

4) Задайте условия проведения эксперимента: число точек измерения 60, интервал измерения – 2 секунды. Для этого коснитесь нужной строки, и во всплывающем окне укажите необходимое значение.

5) В мерную пипетку наберите 0,5 мл разбавленного раствора серной кислоты и быстро вылейте его в пробирку с тиосульфатом натрия. Нажмите кнопку «старт» и приступайте к измерению оптической плотности. Датчик фиксирует оптическую плотность, которая изменяется по мере накопления серы в зоне реакции. По истечении заданного времени и окончании эксперимента, перейдите в раздел «Таблица», расположенный в нижней строке.

6) Из значений таблицы выберите точку, соответствующую первому значительному скачку в значении оптической плотности.

7) Запишите время появления серы в таблицу экспериментальных данных.

№ измерения	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем воды, мл	Объем H_2SO_4 , мл	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время (τ), с	Скорость реакции (v), с^{-1}
1	3	2	0,5	1		
2	2,5	2,5	0,5	0,8		
3	2	3	0,5	0,6		
4	1,5	3,5	0,5	0,4		
5	1	4	0,5	0,2		

8) После проведения измерения фотодатчик промойте дистиллированной водой, протрите ватной палочкой, смоченной спиртом, и снова ополосните дистиллированной водой. Осушите датчик фильтровальной бумагой.

9) Повторите эксперимент с растворами тиосульфата натрия другой концентрации. Обратите внимание на то, что перед проведением эксперимента датчик должен показывать нулевое значение с допустимой точностью $\pm 0,005$ нм, в противном случае необходимо провести повторную калибровку. Для возврата к началу эксперимента нажмите «Измерение».

10) Получив пять экспериментальных значений скорости, постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Сделайте вывод о значении частного кинетического порядка по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Обработка экспериментальных данных

В таблицу Microsoft Excel введите значения концентрации и времени в два столбца, в третьем столбце рассчитайте скорость по формуле: $v = 1/\tau$ (формулу введите в строку ввода функции), как показано на рисунке 2.3.

	A	B	C	D
1	Концентрация, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время, с	v, c^{-1}	
2		0,2	$=1/B2$	
3		0,4	35	0,028571
4		0,6	30	0,033333
5		0,8	16	0,0625
6		1	5	0,2

Рис. 2.3. Ввод экспериментальных данных в таблицу Microsoft Excel

Постройте график зависимости скорости от концентрации (рис. 2.4), для этого выберите точечную диаграмму с прямыми отрезками и маркерами.

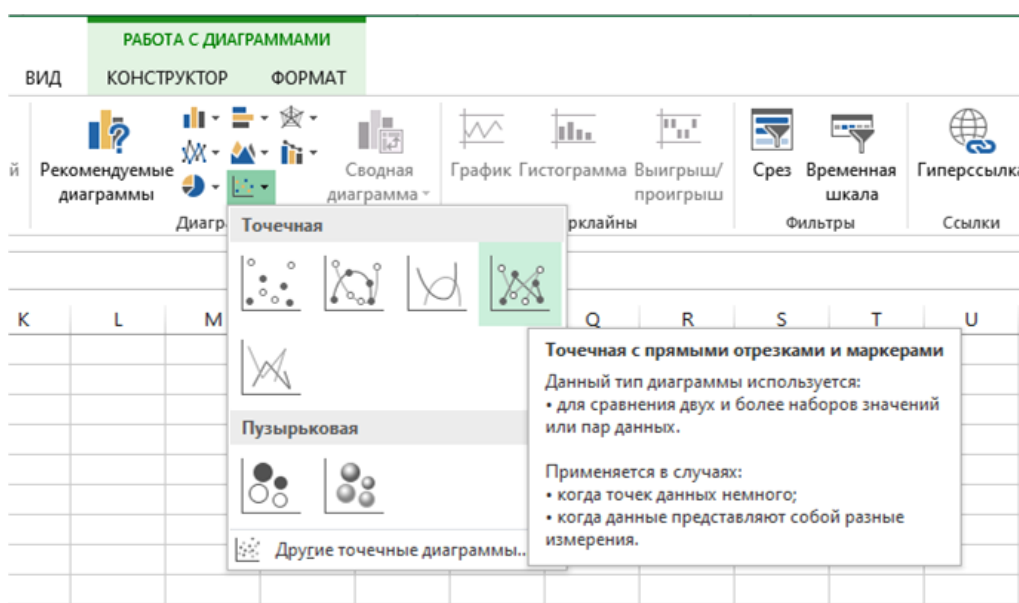


Рис. 2.4. Выбор точечной диаграммы

Проведите линию тренда (рис. 2.5), для этого выделите график, нажмите правую кнопку мыши и во всплывающем окне выберите опцию «добавить линию тренда».

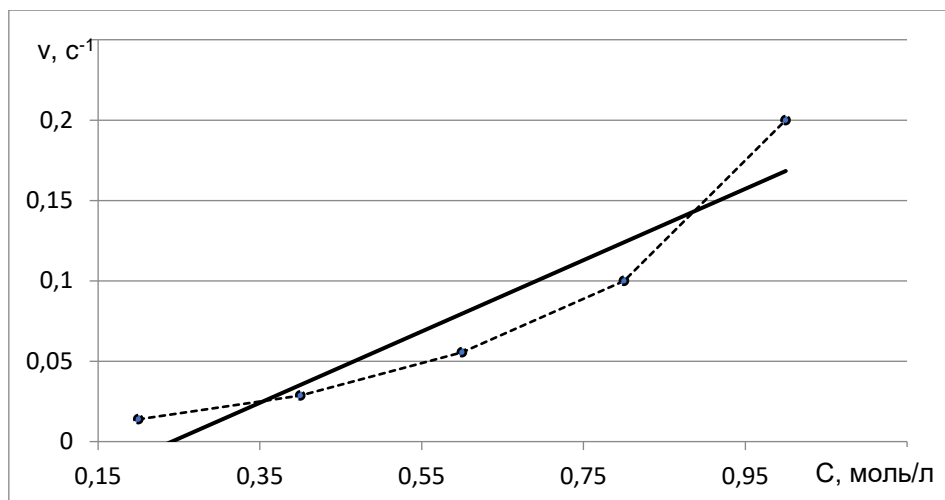


Рис. 2.5. Вид графика с линией тренда

По виду графика определите частный кинетический порядок по веществу.

Опыт 2. Изучение зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты

Во второй серии опытов переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. Таким образом, выявляется зависимость скорости реакции от концентрации серной кислоты и устанавливается частный порядок по H_2SO_4 .

1) Проведите эксперимент, аналогично опыту 1, изменяя концентрацию серной кислоты. Данные запишите в таблицу.

№ измерения	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем воды, мл	Объем H_2SO_4 , мл	Концентрация H_2SO_4	Время (τ), с	Скорость реакции (v), с ⁻¹
1	1	4	1	0,2		
2	1	3,5	1,5	0,4		
3	1	3	2	0,6		
4	1	2,5	2,5	0,8		
5	1	2	3	1		

2) Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты и по его виду определите частный кинетический порядок по H_2SO_4 .

3) По результатам двух опытов рассчитайте общий порядок реакции. Напишите кинетическое уравнение реакции. Сделайте вывод о механизме реакции (простой, сложный). Ответ обоснуйте.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3 ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Голландский физико-химик Якоб Вант-Гофф во второй половине XIX века, исследуя зависимость скорости реакций от температуры, обнаружил, что для изученных им реакций при повышении температуры на 10° скорости возрастали в 2–4 раза. На этом основании было сформулировано так называемое «правило Вант-Гоффа»: при повышении температуры на каждые 10° скорость элементарной реакции возрастает в 2–4 раза.

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (3.1)$$

где γ – температурный коэффициент.

Эмпирическое правило имеет ограниченное применение, так как справедливо только для некоторых реакций и для узкого интервала температур. Кроме того, температурный коэффициент является функцией от температуры.

Более точно температурная зависимость скорости описывается уравнением Аррениуса:

$$k = k_0 \cdot e^{-E_a / RT}, \quad (3.2)$$

где k_0 – предэкспоненциальный множитель, связанный с частотой столкновения частиц и их ориентацией в пространстве;

e – основание натурального логарифма;

R – универсальная газовая постоянная;

E_a – энергия активации.

Уравнение Аррениуса теоретически обосновывается методами статистической физики. Качественно это обоснование состоит в следующем: так как реакции идут в результате беспорядочных столкновений молекул, то эти столкновения характеризуются практически непрерывным набором энергий. Очевидно, что реакция произойдет только тогда, когда энергия соударяющихся молекул достаточна для разрыва химических связей. Для каждой системы существует свой порог энергии (E_a), начиная с которого энергия достаточна для протекания реакции.

Энергия активации – это избыточная энергия (по сравнению со средней её величиной), которая необходима молекулам для взаимодействия. Для большинства химических процессов значение энергии активации изменяется в пределах от 50 до 250 кДж/моль и лишь для реакций с участием радикалов или ионов она меньше 50 кДж/моль. Экспоненциальный множитель $e^{-E_a/RT}$ характеризует долю результативных столкновений.

При наличии экспериментальных данных для двух температур энергию активации можно рассчитать теоретически:

$$E_a = \frac{RT_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{2,3 \cdot RT_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \lg \frac{k_2}{k_1}. \quad (3.3)$$

Второй способ расчета энергии активации – графический предполагает построение графика в так называемых аррениусовских координатах: $\ln k - \frac{1}{T}$. Если уравнение Аррениуса (5) представить в логарифмической форме:

$$\ln k = \ln k_0 - \frac{E_a}{RT}, \quad (3.4)$$

то график зависимости $\ln k$ от $\frac{1}{T}$ будет представлять собой прямую, тангенс угла наклона которой позволит определить энергию активации, а отрезок, отсекаемый прямой по оси ординат – величину $\ln k$

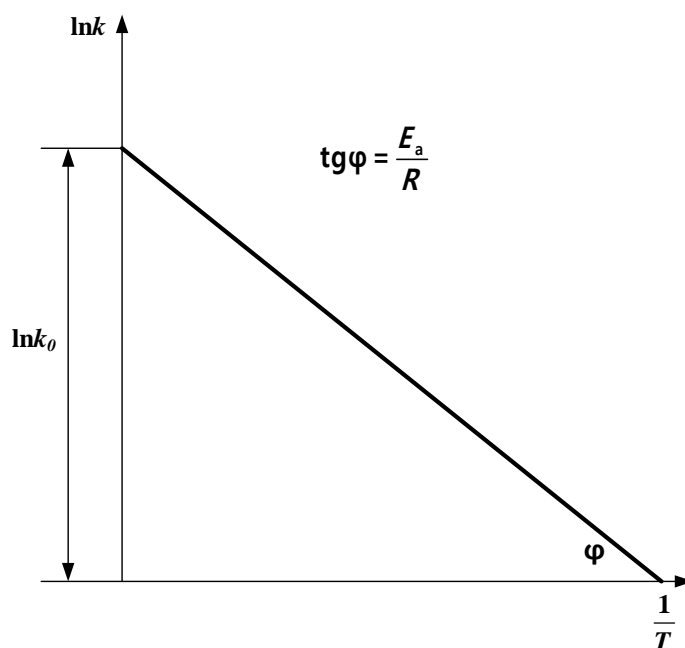


Рис. 3.1. График зависимости $\ln k - \frac{1}{T}$

Значение энергии активации рассчитывается по формуле: $E_a = R \cdot \text{tg} \varphi$ (3.5)

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное определение энергии активации, константы скорости и температурного коэффициента реакции.

Методика выполнения эксперимента

В лабораторной работе изучается зависимость скорости реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой от температуры, рассчитывается энергия активации и температурный коэффициент. Для этого проводится эксперимент, в котором измеряется скорость реакции при пяти разных температурах, но при одинаковых концентрациях реагентов.

1) В термостат налейте 290 мл охлажденной до 20 °С дистиллированной воды.

2) В пробирках на 12 мл с помощью мерной пипетки приготовьте серию растворов тиосульфата натрия согласно таблице экспериментальных данных опыта 3.

3) Пробирку с раствором поместите в термостат, фотодатчик опустите в пробирку и закрепите их в лапках правого штатива.

4) Опустите термодатчик в отверстие на крышке термостата и закрепите его в штативе слева.

5) Включите прибор, выберите тип эксперимента «Кинетика».

6) Откалибруйте прибор, как это было описано ранее.

7) На экране прибора задайте условия проведения эксперимента: число точек измерения 60, интервал измерения – 2 секунды.

8) В мерную пипетку наберите 0,5 мл разбавленного раствора серной кислоты и быстро вылейте раствор в пробирку с тиосульфатом натрия. Нажмите «Старт» и приступайте к измерению оптической плотности.

9) По истечении заданного времени и окончании эксперимента, перейдите в раздел «Таблица».

10) Выберите точку, соответствующую первому значительному скачку в значении оптической плотности. Время появления опалесценции запишите в таблицу экспериментальных данных.

№ измерения	Объем, мл			t , °С	T , К	$1/T$	Время, с	$k = 1/\tau$	$\ln k$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4						
1	1	4	0,5	20					
2	1	4	0,5	25					
3	1	4	0,5	30					
4	1	4	0,5	35					
5	1	4	0,5	40					

11) Повторите эксперимент четыре раза, поддерживая концентрации реагирующих веществ постоянными, но каждый раз изменяя температуру реакции, как это показано в таблице.

Для изменения температуры в термостате вращением ручки регулятора нагрева (5) задайте шаг регулировки температуры 5°С. Затем в верхней панели экрана нажмите на иконку нагрева и введите значение температуры для следующего измерения. Следующее измерение выполняйте только после того, как значение температуры в строке термодатчика будет соответствовать заданному значению.

13) Получив пять экспериментальных значений времени при различных значениях температуры, постройте график зависимости логарифма константы скорости химической реакции ($\ln k$) от обратной температуры ($1/T$) (см. раздел «Обработка экспериментальных данных»). Расчеты проводите по фактическому значению температуры, которое высвечивается в строке термодатчика во время измерения.

14) Определите тангенс угла наклона прямой. Запишите его значение в отчет.

15) Рассчитайте энергию активации реакции по формуле:

$$E_a = R \cdot \operatorname{tg} \varphi,$$

где $R = 8,31$ Дж/(моль·К). Запишите полученное значение в отчет.

16) Рассчитайте относительную погрешность графического определения энергии активации, сравнив полученное значение с табличным (35 кДж/моль).

$$\eta = \frac{E_a^{\text{табл.}} - E_a^{\text{эсп.}}}{E_a^{\text{табл.}}} \cdot 100\%.$$

17) Рассчитайте три значения энергии активации при разных температурах по формуле:

$$E_a = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_2}{k_1}.$$

Найдите среднее значение энергии активации.

18) Рассчитайте относительную погрешность расчета аналитическим способом. Сравните точность определения энергии активации двумя способами.

19) Рассчитайте температурный коэффициент по формуле:

$$\nu_{t_2} = \nu_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

20) Сформулируйте общий вывод по работе.

Обработка экспериментальных данных

1) В Microsoft Excel перенесите из таблицы экспериментальных данных опыта 3 значения температуры и времени, как показано на рисунках 3.2–3.6, затем рассчитайте остальные значения, вводя формулы в строку функции.

2	t, °C	T, K	1/T	Время, с	Скорость	lnv
3	20			96		
4	27			56		
5	34			48		
6	41			35		
7	48			22		

Рис. 3.2. Массив данных для построения графика зависимости в координатах $\ln k - 1/T$

СУММ						
	A	B	C	D	E	F
1						
2	t, °C	T, K	1/T	Время, с	Скорость	Inv
3	20	=273+A3		96		
4	27			56		
5	34			48		
6	41			35		
7	48			22		

Рис. 3.3. Перевод температуры из градусов Цельсия в Кельвины

СУММ						
	A	B	C	D	E	F
1						
2	t, °C	T, K	1/T	Время, с	Скорость	Inv
3	20	293	=1/B3	96		
4	27	300		56		
5	34	307		48		
6	41	314		35		
7	48	321		22		

Рис. 3.4. Расчет обратной температуры

СУММ						
	A	B	C	D	E	F
1						
2	t, °C	T, K	1/T	Время, с	Скорость	Inv
3	20	293	0,003	96	=1/D3	
4	27	300	0,003	56		
5	34	307	0,003	48		
6	41	314	0,003	35		
7	48	321	0,003	22		

Рис. 3.5. Расчет скорости

СУММ						
	A	B	C	D	E	F
1						
2	t, °C	T, K	1/T	Время, с	Скорость	Inv
3	20	293	0,003	96	0,0104167	=LN(E3)
4	27	300	0,003	56	0,0178571	
5	34	307	0,003	48	0,0208333	
6	41	314	0,003	35	0,0285714	
7	48	321	0,003	22	0,0454545	

Рис. 3.6. Расчет логарифма скорости

2) Из таблицы Microsoft Excel полученные значения запишите в таблицу экспериментальных данных.

3) Постройте график зависимости $\ln k$ от $1/T$, для этого выберите точечную диаграмму с прямыми отрезками и маркерами.

4) Проведите линию тренда с указанием уравнения прямой (рис. 3.7). Значение перед «х» и есть тангенс угла наклона прямой.

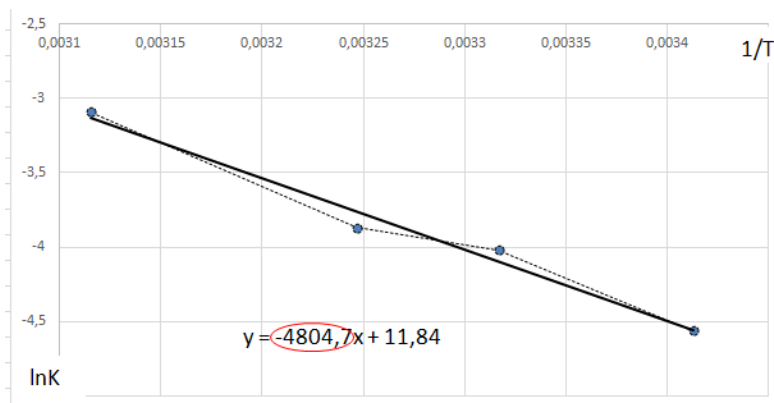


Рис. 3.7. Определение тангенса угла наклона прямой

5) Проведите расчеты в соответствии с п.п. 15–19 в лабораторной работе 2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4 ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Теоретическая часть

Работа химических источников тока (ХИТ) основана на преобразовании химической энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую. При работе источников тока протекают достаточно сложные, многостадийные процессы, для реализации которых необходимы: два электрода в контакте с электролитом (**электрохимическая система**); пространственно разделенные окислительные и восстановительные процессы, а также наличие замкнутой внутренней и внешней цепи.

Основными понятиями электрохимической системы являются: электрод, гальванический элемент, электродный потенциал и электродвижущая сила.

Электродом (полуэлементом) называется электрохимическая система, состоящая из двух контактирующих проводящих фаз. Одна является металлом (проводником 1-го рода), полупроводником или ионной мембраной, а другая – раствором или расплавом электролита (проводником 2-го рода).

Гальваническим элементом называют электрохимическую систему, которая вырабатывает электрическую энергию в результате самопроизвольно протекающих окислительно-восстановительных реакций.

Гальванический элемент состоит из двух полуэлементов, которые погружены в растворы своих солей (рис. 4.1, а и 4.1, б). Контакт двух жидких фаз может осуществляться как с помощью пористой керамической или стеклянной перегородки (рис. 4.1, а), так и посредством электролитического

ключа (солевого мостика) (рис. 4.1, б), который представляет собой перевернутую U-образную стеклянную трубку, заполненную концентрированным раствором электролита.

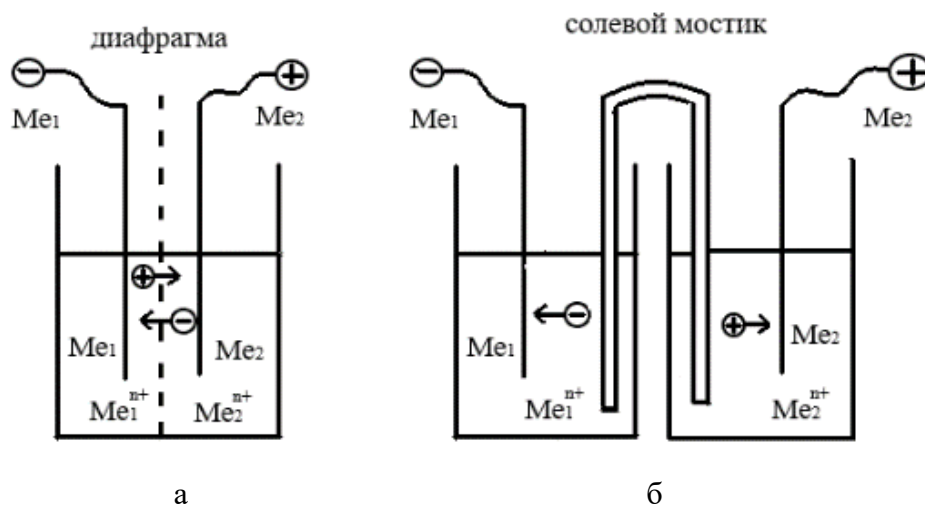
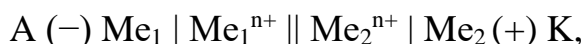


Рис. 4.1. Схемы электрохимических цепей:
а – с диафрагмой; б – с солевым мостиком

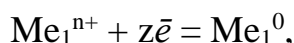
Для записи условной схемы гальванического элемента необходимо использовать **электрохимическую схему**. Слева указывают металл, электродный потенциал которого имеет более отрицательное значение и раствор электролита, в который он помещен, а справа другой раствор электролита и металл с более положительным значением электродного потенциала. Вертикальными сплошными линиями отделяют между собой две контактирующие металлические или металлическую и жидкую фазы, а вертикальной штриховой линией изображают контакт двух растворов. Например, электрохимическая схема (рис. 4.1, а) будет записана так:



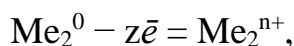
где Me_1^{n+} и Me_2^{n+} – растворы электролитов, а Me_1 и Me_2 – металлические фазы, граница раздела между разными фазами – вертикальной линией ($|$), а солевой мостик, соединяющий растворы обозначается двойной вертикальной линией ($||$).

Левый электрод Me_1 (рис. 4.1) является отрицательным полюсом электрохимической цепи, а правый электрод Me_2 – положительным полюсом.

На электроде с более положительным значением стандартного электродного потенциала протекает реакция восстановления (присоединение электронов):



а на электроде с более отрицательным значением стандартного электродного потенциала протекает реакция окисления (отдача электронов):



где $n+$ – заряды ионов.

Присоединив вольтметр к концам такой цепи, обнаруживается разность потенциалов, которую называют **электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента**.

Стандартная ЭДС электрохимической цепи (ΔE^0) – это разность стандартных электродных потенциалов, измеренных относительно водородного электрода:

$$\Delta E^0 = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0, \quad (4.1)$$

где $E_{\text{Ox}}^0, E_{\text{Red}}^0$ – стандартные электродные потенциалы окислителя и восстановителя.

ЭДС электрохимической цепи (ΔE) – это разность электродных потенциалов, измеренная при нестандартных условиях:

$$\Delta E = E_{\text{Ox}} - E_{\text{Red}}, \quad (4.2)$$

где $E_{\text{Ox}}, E_{\text{Red}}$ – электродные потенциалы окислителя и восстановителя.

Электродный потенциал (E_{Ox} или E_{Red} для электродов первого рода) при нестандартных условиях рассчитывают по уравнению Нернста:

$$E_i = E_i^0 + \frac{R \cdot T}{z_i \cdot F} \cdot \ln[\text{Me}^{n+}], \quad (4.3)$$

где E_i^0 – стандартный электродный потенциал (окислителя/восстановителя), В; z_i – число (принятых/отданных) электронов; T – температура, К; R – молярная газовая постоянная, которая составляет 8,314 Дж/(моль·К); F – постоянная Фарадея, которая равна 96500 Кл/моль; $[\text{Me}^{n+}]$ – молярная равновесная концентрация ионов металла в растворе электролита, моль/л.

Взаимосвязь ЭДС электрохимической цепи и энергии Гиббса.

ЭДС электрохимической цепи, работающей в обратимых условиях (при постоянных T и P), пропорциональна максимальной полезной работе (W_{max}), совершаемой цепью:

$$W_{\text{max}} = -\Delta G_{P,T} = z \cdot F \cdot \Delta E, \quad (4.4)$$

где F – постоянная Фарадея; z – число электронов, участвующих в суммарной электрохимической реакции; ΔG – изменение энергии Гиббса в процессе протекания химической реакции в гальваническом элементе.

Экспериментальная часть

Целью работы является изучение процессов, протекающих при работе гальванического элемента и определение электродвижущей силы.

Описание учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия»

Исследования проводят с использованием учебно-лабораторного комплекса – УЛК «Общая и неорганическая химия», (рис. 4.2).



*Рис. 4.2. Учебно-лабораторный комплекс
«Общая и неорганическая химия»*

Установка «ОНХ» (рис. 4.2) представляет собой платформу (1). В отверстия задней части платформы вставлены два штатива с прикрепленными лапками (2), предназначенными для закрепления датчиков. В правой части платформы имеется экран (3), на котором отражается вся информация о производимых действиях.

Для проведения лабораторной работы необходимо следующее оборудование (рис. 4.3): соединительный провод «крокодил» (1); вольтметр (2); термодатчик (3); солевой мостик (4); стаканы на 50 мл (2 шт.) (5); мерные колбы объемом 100 мл (4 шт.); электроды: цинковые (2 шт.), медные (2 шт.) (6); комплект штативов с лапками (7); мелкозернистая наждачная бумага для зачистки электродов; пипетка на 3 мл; фильтровальная бумага; пластина из пенопласта; воронка.

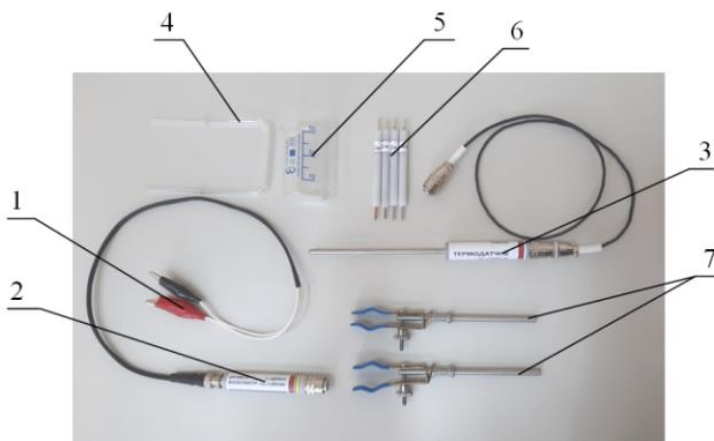


Рис.4.3. Оборудование к учебно-лабораторному комплексу

Методика выполнения эксперимента

Опыт 1. Изучение принципа работы цинк-медного гальванического элемента и влияния концентрации электролитов на величину ЭДС

1) Рассчитайте массы навесок солей необходимые для приготовления 100 мл 0,01 М, и 0,1 М водных растворов сульфата меди и цинка. Данные расчета занесите в таблицу.

Определение массы растворенного вещества

Растворенное вещество	Концентрация ионов Cu^{2+} (Zn^{2+}), моль/л	Масса растворенного вещества, г	Объем раствора, мл
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	0,1		100
	0,01		
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	0,1		100
	0,01		

2) Приготовьте водные растворы сульфата меди и цинка в мерных колбах объемом 100 мл с концентрациями, указанными в таблице 4.1.

3) Солевой мостик заполните насыщенным раствором KNO_3 , используя пипетку. Отверстия трубки закройте пробочками, сделанными из фильтровальной бумаги, не допуская при этом пузырьков воздуха внутри трубки.

4) В два стаканчика объемом 50 мл налейте водные растворы солей. Например, для опыта 1: в один стаканчик налейте 30 мл раствора сульфата цинка с соответствующей концентрации (табл. 4.1); во второй стаканчик налейте 30 мл раствора сульфата меди (II) с соответствующей концентрацией (табл. 4.1).

5) Зачистите кончики электродов мелкозернистой шкуркой и промойте дистиллированной водой.

6) В пластине из пенопласта закрепите электроды и солевой мостик. Цинковый электрод опустите в стаканчик с раствором сульфата цинка, а медный – в раствор с сульфатом меди (II) (рис. 4.4 а и б). Электроды в стаканчике не должны ни с чем соприкасаться.



а



б

Рис. 4.4. Растворы солей, соединенные солевым мостиком

7) Термодатчик установите в один из стаканчиков с раствором соли, фиксируя его в лапке, закреплённой на штативе. К электродам подключите вольтметр с помощью соединительного провода крокодил. Черный провод к аноду, красный к катоду.

8) Устройства для проведения эксперимента поместите в гнезда на задней панели УЛК.

9) Запуск работы установки начните с нажатия тумблера в задней части УЛК. Экран прибора является сенсорным, настройка и выбор параметров

происходит нажатием кнопок на экране. После появления информации на экране выберите режим измерений «Обычный».

10) В открывшемся поле на экране появляется информация. Определите температуру и ЭДС гальванического элемента при различных концентрациях электролитов. Концентрацию сульфата цинка и меди варьировать от меньшего значения к большему согласно таблице 4.1. Время измерения 1 минута. Не забывайте записывать показания термодатчика в конце каждого опыта. По окончании каждого из опытов необходимо зачищать электроды мелкозернистой наждачной бумагой, промывать дистиллированной водой и вытирать фильтровальной бумагой. Стаканчики при смене растворов необходимо промывать дистиллированной водой. По окончании работы выключите установку.

11) Занесите полученные результаты в таблицу.

C (Cu ²⁺), моль/л	C (Zn ²⁺), моль/л	t, °C	T, К	φ _к , В	φ _а , В	ЭДС ^{теор} , В	ЭДС ^{эксп} , В	η, %
0,01	0,01							
	0,1							
0,1	0,01							
	0,1							

12) Вычислите электродные потенциалы катода и анода, используя указанные значения концентраций и температуры. На основании полученных значений рассчитайте ЭДС^{теор} и занесите полученные значения в таблицу.

13) В отчете по лабораторной работе схематически зарисуйте лабораторную установку, запишите электрохимические реакции, протекающие в гальваническом элементе. Нарисуйте и заполните две таблицы.

14) Рассчитайте относительную погрешность ЭДС, сравнив полученное значение с теоретически рассчитанным значением по уравнению Нернста. Данные занесите в таблицу.

$$\eta = \frac{\text{ЭДС}_{\text{прак.}} - \text{ЭДС}_{\text{расч.}}}{\text{ЭДС}_{\text{расч.}}} \cdot 100 \%$$

15) Сделайте вывод о влиянии концентрации растворов электролитов на величину ЭДС.

Опыт 2. Определение концентрации ионов меди в околокатодном пространстве при работе цинк-медного гальванического элемента

1) Получите у преподавателя раствор сульфата меди (II) с неизвестной концентрацией.

2) Приготовьте 100 мл раствора сульфата цинка с концентрацией 0,1 моль/л.

3) Солевой мостик заполните насыщенным раствором KNO₃, используя пипетку. Отверстия трубки закройте пробочками, сделанными из фильтровальной бумаги, не допуская при этом пузырьков воздуха внутри трубки.

- 4) Соберите цинк-медный гальванический элемент аналогично опыту 1.
 5) Определите температуру и ЭДС гальванического элемента в начальный момент и потом через каждые 5 минут после его работы в течение 30 минут.
 6) Данные занесите в таблицу.

C (Zn ²⁺), моль/л	Время, мин	t, °C	T, К	ЭДС _{эксп} , В	φ _А , В	φ _к , В	C (Cu ²⁺), моль/л
0,1	0						
	5						
	10						
	15						
	20						
	25						
	30						

- 7) Проведите расчет концентрации раствора сульфата меди (II).
 8) Сделайте вывод об изменении концентрации ионов меди в растворе при работе гальванического элемента в течение 30 минут.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5 ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное исследование процессов, происходящих при электролизе, изучение количественных закономерностей электролиза.



Рис. 5.1. Классификация видов электролиза

Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу внешнего источника тока присоединяют катод, а к положительному – анод и погружают их в электролит. При прохождении тока через электролит катионы под действием электрического поля движутся к катоду, а анионы – к положительному электроду – аноду. При электролизе расплавов на катоде происходит восстановление катионов, а на аноде – окисление анионов электролита. При

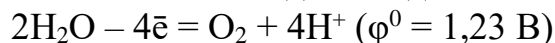
электролизе растворов помимо катионов и анионов в электродных процессах могут участвовать молекулы воды.

Правила разрядки катионов на катоде из водных растворов солей:

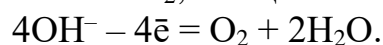
1. Катионы металлов **от Li до Al**, включительно. Их катионы не восстанавливаются на катоде, поскольку более выгоден процесс восстановления молекул воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.
2. Катионы металлов, **после Al до Cd**, включительно. В зависимости от концентрации раствора и условий электролиза возможно восстановление как катионов металла, так и молекул воды:
$$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0, \quad 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-.$$
3. Катионы металлов, стоящие в ряду напряжений **после Cd**. Восстановление таких катионов выгоднее, чем молекул воды, и из раствора на катоде будет выделяться металл: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$.

Правила разрядки анионов на аноде из водных растворов солей.

При электролизе водных растворов кислородсодержащих кислот и их солей, а также фтороводородной кислоты и фторидов наиболее выгоден процесс электрохимического окисления воды с выделением кислорода:



При электролизе водных растворов щелочей, бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов), на аноде разряжаются анионы. В этих случаях продуктом анодного окисления является соответствующее простое вещество (галоген, сера): $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$; а в щелочной среде – кислород:



Эти закономерности относятся к электролизу **с инертным (нерастворимым) электродом**: платина, графит, электродная сталь.

Но если **анод активный** и изготовлен из металла, например, медь, серебро, никель, свинец, олово, железо, цинк, то в этом случае сам анод окисляется, переходя в раствор в виде катионов: $\text{Me}^0 - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$.

Такой электролиз называется электролизом с активным (растворимым) анодом. Электролиз с активным анодом используется в металлургической промышленности для очистки металлов от примесей и называется **рафинированием**.

Законы электролиза

Связь между количеством выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через электролит электричества выражается законами Фарадея.

Первый закон Фарадея: массы веществ, выделившиеся на электродах при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через электролит:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot \tau, \quad (5.1)$$

где m – масса вещества, образующегося на электроде или в растворе (г); Q – количество электричества (Кл), равное произведению силы тока (I , А) на время электролиза (τ , с); k – электрохимический эквивалент:

$$k = \frac{M_{\text{эк}}}{F}, \quad (5.2)$$

где $M_{\text{эк}}$ – эквивалентная масса вещества (г/моль); F – число Фарадея, которое равно 96500 Кл/моль.

Второй закон Фарадея (закон эквивалентов для электрохимических реакций): при электролизе различных веществ равные количества электричества, прошедшие через раствор или расплав электролита, приводят к выделению масс (объемов) веществ, пропорциональных их электрохимическим эквивалентам.

Выход по току (η) – это отношение практически выделившегося вещества к теоретически рассчитанному по закону Фарадея.

Полученные расчетные (теоретические) значения масс, объемов веществ, образующихся в растворе или на электродах больше, чем полученные на практике, так как частично ток расходуется на побочные процессы:

$$\eta = \frac{m_{\text{практич.}}}{m_{\text{теоретич.}}} \cdot 100 \%. \quad (5.3)$$

Таким образом, с учетом выхода по току, практические массы (объемы) веществ, образующихся в результате электролиза, рассчитывают по следующим формулам:

$$m = \frac{M_{\text{эк}} \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \eta \quad \text{или} \quad V = \frac{V_{\text{эк}} \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \eta. \quad (5.4)$$

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное исследование процессов, происходящих при электролизе, изучение количественных закономерностей электролиза.

Описание учебно-лабораторного комплекса «Общая и неорганическая химия»

Исследования проводят с использованием учебно-лабораторного комплекса (УЛК) «Общая и неорганическая химия» (рис. 5.2), которая представляет собой платформу (1). В отверстия задней части платформы вставлены два штатива с прикрепленными лапками (2), предназначенными для закрепления датчиков и электролизера. В правой части платформы имеется экран (3), на котором отражается вся информация о производимых действиях. В работе используют следующее оборудование (рис. 5.3): соединительный про-

вод «крокодил» (1); электроды: стальные (2 шт.) (2); графитовые (2 шт.) (3), медный (1 шт.) (4).



Рис. 5.2. Учебно-лабораторный комплекс «Общая и неорганическая химия»

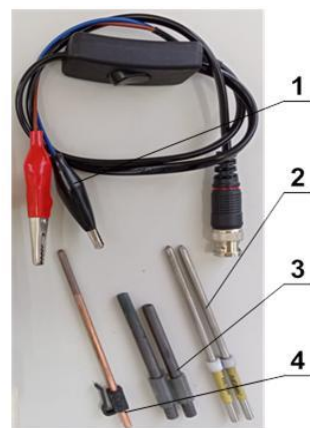


Рис. 5.3. Оборудование к учебно-лабораторному комплексу

Устройства для проведения эксперимента подключите в гнездо на задней панели УЛК. Запуск работы установки начните с нажатия тумблера в задней части УЛК. Экран прибора является сенсорным, настройка и выбор параметров происходит нажатием кнопок на экране. После появления информации выберите режим измерений «Обычный».

В открывшемся поле нажмите кнопку «Кулонометр» и обнулите значение. Сброс показаний кулонометра выполняйте перед началом каждого опыта. Установите силу тока, заданную в опыте. В начале и в конце каждого опыта процесс электролиза запускайте и останавливайте с помощью тумблера на соединительном проводе, при этом не забывайте записывать показания кулонометра.

Методика выполнения эксперимента

Опыт 1. Электролиз водного раствора йодида калия



Рис. 5.4. Образец сборки электролизера для опытов 1, 2.

Для проведения электролиза водного раствора йодида калия используйте U-образную трубку, графитовые электроды и соединительный провод «крокодил» (рис. 5.3).

1) Заполните электролизер раствором KI, для этого в U-образную трубку добавьте 2-3 капли раствора KI и на 2/3 заполните дистиллированной водой. Опустите в левое и правое колена графитовые электроды, закрепленные соединительным проводом «крокодил», как показано на рис. 5.4.

2) Установите силу тока 150 мА и проводите электролиз в течение одной минуты. В отчете опишите наблюдения. По окончании процесса электролиза запишите в отчет показания кулонометра.

3) Докажите образование веществ в результате электролиза, для этого добавьте в прианодное пространство (красный зажим соединительного провода «крокодил») раствор крахмала, а в прикатодное (черный зажим) – 2–3 капли фенолфталеина.

4) Электролизер и электроды после опыта промойте дистиллированной водой.

5) Запишите процессы, протекающие на электродах, в растворе, а также суммарную реакцию электролиза.

Опыт 2. Электролиз водного раствора сульфата натрия

По выбору преподавателя студенты выполняют либо опыт 3, либо опыт 8, предусматривающий количественные расчеты по данным, полученным экспериментально. Для проведения электролиза водного раствора сульфата натрия используйте U-образную трубку, графитовые электроды и соединительный провод «крокодил» (рис. 5.3).

1) Заполните электролизер на 2/3 раствором Na_2SO_4 . Опустите в левое и правое колена графитовые электроды, закрепленные соединительным проводом «крокодил», как показано на рис. 5.4.

2) Установите силу тока 150 мА и проводите электролиз в течение 1–3 мин. Отметьте и запишите в отчет наблюдения: выделение веществ на электродах. По окончании процесса электролиза запишите в отчет показания кулонометра.

3) Определите среду раствора в прикатодном и в прианодном пространствах, добавив в каждое колено U-образной трубки по 2–3 капли индикатора метилового оранжевого.

4) Электролизер и электроды после опыта промойте дистиллированной водой.

5) Запишите процессы, протекающие на электродах, в растворе, а также суммарную реакцию электролиза.

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата цинка

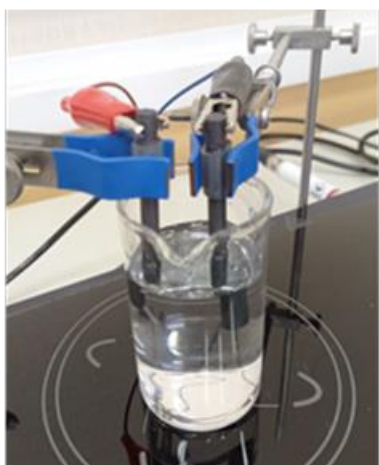


Рис. 5.5. Образец сборки электролизера для опыта 3.

Для проведения электролиза водного раствора сульфата цинка используйте стакан на 100 мл, графитовые электроды и соединительный провод «крокодил» (рис. 5.3).

1) Перед погружением в раствор сульфата цинка графитовые электроды зачистите наждачной бумагой и протрите фильтровальной бумагой.

2) Заполните стакан на 2/3 раствором ZnSO_4 . Графитовые электроды закрепите соединительным проводом «крокодил». Опустите электроды в стакан, как показано на рис. 5.5.

3) Установите силу тока 150 мА и проводите электролиз в течение 5 мин. Отметьте и запишите наблюдения: выделение веществ на электродах.

4) По окончании процесса электролиза запишите в отчет показания кулонометра и определите рН раствора, опустив в него полоску индикаторной бумаги.

5) После завершения опыта раствор слейте обратно в бутылку, катод зачистите наждачной бумагой, электролизер и электроды промойте дистиллированной водой.

6) Запишите процессы, протекающие на электродах, в растворе, а также суммарную реакцию электролиза.

Опыт 4. Электролиз водного раствора сульфата меди с инертными электродами

Для проведения электролиза водного раствора сульфата меди с инертными электродами используйте стакан на 100 мл, стальные электроды и соединительный провод «крокодил» (рис. 5.3).

1) Перед погружением в раствор сульфата меди электроды зачистите наждачной бумагой, протрите фильтровальной бумагой и взвесьте катод с точностью до 0,01 г.

2) Заполните стакан на 2/3 раствором CuSO_4 . Наденьте на электроды пластиковые упоры, зажмите взвешенный стальной электрод в черный зажим «крокодил», а второй электрод – в красный зажим «крокодил». Опустите электроды в стакан, как показано на рис. 5.6.



Рис. 5.6. Образец сборки электролизера для опытов 4–5.

3) Обнулите показания кулонометра. Установите силу тока 150 мА и проводите электролиз в течение 8 мин. Отметьте и запишите в отчет наблюдения: выделение веществ на электродах.

4) По окончании опыта аккуратно выньте электроды, осторожно положите катод на фильтровальную бумагу, и после высыхания – взвесьте. Определите показания кулонометра. Результаты внесите в таблицу.

5) Определите рН раствора, опустив в него полоску индикаторной бумаги.

6) После взвешивания катод зачистите наждачной бумагой, электролизер и электроды промойте дистиллированной водой.

7) Запишите процессы, протекающие на электродах, в растворе, а также суммарную реакцию электролиза.

8) Вычислите по первому закону Фарадея теоретическую массу меди, образующейся на катоде, и выход по току.

Результаты опыта 4

Масса катода		Масса осаж- денной меди	Количество электричества	Теоретическая масса меди
До электро- лиза	После элек- тролиза			
$m_1^{\text{кат}}$, Г	$m_2^{\text{кат}}$, Г	$m_{\text{практич.}}$, Г	Q , Кл	$m_{\text{теоретич.}}$, Г

Опыт 5. Электролиз водного раствора сульфата меди с активным анодом

Для проведения электролиза водного раствора сульфата меди с активным анодом используйте стакан на 100 мл, стальной электрод в качестве катода (черный зажим), медный электрод в качестве анода (красный зажим) и соединительный провод «крокодил» (рис. 5.3).

1) Перед погружением в раствор сульфата меди медный и стальной электроды зачистите наждачной бумагой, протрите фильтровальной бумагой и взвесьте с точностью до 0,01 г. Результаты внесите в таблицу.

2) Заполните стакан на 2/3 раствором CuSO_4 . Наденьте на электроды пластиковые упоры и зажмите стальной электрод в черный зажим, а медный электрод – в красный зажим. Опустите электроды в стакан, как показано на рис. 5.8.

3) Обнулите показания кулонометра. Установите силу тока 150 мА и проводите электролиз в течение 8 мин. Отметьте и запишите в отчет наблюдения: выделение веществ на электродах.

4) По окончании опыта аккуратно выньте электроды, осторожно положите на фильтровальную бумагу, после высыхания – взвесьте. Определите показания кулонометра. Полученные данные внесите в таблицу.

5) После взвешивания электродов катод зачистите наждачной бумагой, электролизер и электроды промойте дистиллированной водой, раствор сульфата меди слейте обратно в бутылку.

6) По результатам взвешивания стального электрода определите массу осажденной меди, а по изменению массы медного электрода – массу растворившегося металла.

Результаты опыта 5

Стальной электрод			Медный электрод			Количество электричества	Электрохимический эквивалент		
До электролиза	После электролиза	Масса осажденной меди	До электролиза	После электролиза	Масса растворенной меди		Теоретическое значение	Экспериментальное значение	Погрешность опыта
$m_1^{\text{кат}}, \text{Г}$	$m_2^{\text{кат}}, \text{Г}$	$m_{\text{осажд}}, \text{Г}$	$m_1^{\text{ан}}, \text{Г}$	$m_2^{\text{ан}}, \text{Г}$	$m_{\text{раств}}, \text{Г}$	Q, Кл	$k_{\text{теор}}, \text{Г/Кл}$	$k_{\text{эксп}}, \text{Г/Кл}$	$\eta, \%$

7) Выполните обработку экспериментальных данных. Массы осажденной на катоде и растворенной на аноде меди определите как разницу масс электродов до и после электролиза:

$$m_{\text{осажд}} = m_2^{\text{кат}} - m_1^{\text{кат}}.$$

$$m_{\text{раств}} = m_1^{\text{ан}} - m_2^{\text{ан}}.$$

8) Вычислите по первому закону Фарадея теоретическое и опытное значения электрохимического эквивалента меди:

$$k_{\text{теор}} = \frac{M_{\text{эк}}}{F}; \quad k_{\text{эксп}} = \frac{m_{\text{раств}}}{Q}.$$

9) Сравните теоретическое и экспериментальное значения электрохимического эквивалента, вычислив погрешность опыта:

$$\eta = \left| \frac{k_{\text{теор}} - k_{\text{эксп}}}{k_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%.$$

10) Запишите общий вывод по лабораторной работе, сформулировав основные результаты, полученные в ходе экспериментов.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие / Н. Ф. Стась, А. А. Плакидкин, Е. М. Князева. – Стер. изд. – Москва: Альянс, 2022. — 207 с.

2. Общая химия: лабораторный практикум : учебное пособие / Е. А. Ананьева, А. В. Вальков, М. А. Глаголева, И. В. Гурова. – Москва : НИЯУ МИФИ, 2010. – 220 с.

3. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум по общей химии : учебное пособие / Е. В. Школьников. – Санкт-Петербург : СПбГЛТУ, 2023. – 92 с.

4. Неорганическая химия и химия элементов: лабораторный практикум : учебное пособие / составители М. А. Трошина [и др.]. – Тольятти : ТГУ, 2022. – 216 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
Лабораторная работа 1 Определение энтальпии растворения веществ	4
Лабораторная работа 2 Определение кинетических параметров химической реакции.....	7
Лабораторная работа 3 Изучение влияния температуры на скорость реакции	14
Лабораторная работа 4 Гальванические элементы	19
Лабораторная работа 5 Электролиз водных растворов солей	25
Список литературы	33

Учебное издание

П.В. Абрамова
Е.А. Вайтулевич
Е.Б. Голушкова
Е.М. Князева
К.И. Мачехина
Ю.Ю. Мирошниченко
Л.О. Роот
В.В. Смирнова

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Публикуется в авторской редакции

Подписано к печати 21.10.2023
Формат 60x84/16
Бумага офсетная. Гарнитура Times New Roman.
Усл.печ.л. 2,07 Заказ № 210
Тираж 100 экз.

Отпечатано в ООО «Офсет центр»
634015, Россия, г. Томск, ул. Айвазовского, 35
тел. (382-2) 52-65-15
E-mail:526515@mail.ru

