

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 10.11.2023 03:18:59
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Государственное образовательное учреждение высшего профессио-
нального образования
«Курский государственный технический университет»
Кафедра физической химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ

Первый проректор-
проректор по учебной работе
Е.А. Кудряшов



2010

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Методические указания к выполнению работ по физической химии для студентов направления 240100.62 "Химическая технология и биотехнология" и специальности 240202.65 «Химическая технология и оборудование отелочного производства»

КУРСК 2010

УДК 541.12

Составитель С.Д. Пожидаева

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Бурых Г.В.*

Электрохимия [текст]: методические указания по выполнению лабораторных работ по физической химии для студентов направления 240100.62 "Химическая технология и биотехнология" и специальности 240202.65 «Химическая технология и оборудование отелочного производства» по дисциплине «Физическая химия»/Курск. гос. техн. ун-т; сост. С.Д. Пожидаева. Курск, 2010. 26 с.: ил. 9, табл.9.

Предназначены для более успешного усвоения материала по разделу физической химии студентами с целью расширения инженерного кругозора и формирования теоретической основы для решения технологических задач. Приведены методы исследования, рекомендации по подготовке и проведению лабораторных работ, описания используемых приборов, а также обработка полученных результатов.

Методические указания соответствуют требованиям программ по дисциплине «Физическая химия».

Предназначены для студентов направления 240100.62, специальности 240202.65.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать 18.06.10. Формат 60x84 1/16.

Усл. печ. л. 1.51 Уч.-изд.л 1.4 Тираж 50 экз. Заказ. 476 Бесплатно

Курский государственный технический университет.

305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Требования к отчету к лабораторным работам	5
Растворы электролитов. Изучение электропроводности.	5
Лабораторная работа № 1. Исследование электропроводности растворов электролитов	8
Лабораторная работа № 2. Определение растворимости и произведения растворимости малорастворимой соли	11
Лабораторная работа № 3. Анализ смеси сильной кислоты и соли слабого основания (или сильного основания и соли слабой кислоты) кондуктометрическим способом	13
Потенциометрия.	15
Лабораторная работа № 4. Измерение ЭДС растворов электролитов с помощью стеклянного электрода	17
Лабораторная работа № 5. Исследование свойств буферных растворов	18
Лабораторная работа № 6. Измерение потенциалов отдельных электродов и ЭДС Даниэля-Якоби	21
Лабораторная работа № 7. Определение изменения термодинамических функций реакции, протекающей в элементе Даниэля-Якоби	24
Библиографический список	25

Введение

Электрохимия изучает процессы взаимного превращения электрической и химической форм движения материи, рассматривает строение и свойства растворов электролитов, процессы электролиза, работу гальванических элементов, электрохимическую коррозию металлов и электросинтез вещества. Так как эти процессы совершаются за счет изменения состояния ионов и связаны с нарушением ионных равновесий, то электрохимия изучает также вопросы электропроводности электролитов, ионных равновесий и кинетики электродных процессов.

Лабораторные работы по физической химии по ряду причин не могут проводиться синхронно с изложением курса лекций. Однако работа в физико-химической лаборатории повышает квалификацию студента и имеет смысл только тогда, когда она проводится с пониманием. Поэтому перед выполнением каждой лабораторной работы необходимо ознакомиться с теоретическим материалом учебника, чтобы с минимальными затратами времени понять смысл, теоретическое обоснование и следствия проводимого эксперимента. На лабораторных занятиях студент знакомится с устройством прибора или установки. Подготовка к выполнению лабораторной работы предполагает знакомство с устройством и принципом работы оборудования и имеющихся установок, при работе с которыми нужно строго руководствоваться прилагаемыми инструкциями и соблюдать правила техники безопасности.

В предлагаемых методических указаниях излагаются требования к подготовке и проведению лабораторных работ, оформлению отчета. В методику включены описание используемого в работе оборудования, принцип его работы, порядок выполнения эксперимента, методы обработки и анализа полученных результатов работы.

Работы предназначены для закрепления теоретических знаний по разделу «Электрохимия» физической химии, освоения методов физико-химического исследования, получения навыков математической обработки экспериментальных данных и объяснения выявленных закономерностей.

Требования к отчету к лабораторным работам

Отчет по лабораторной работе должен содержать:

1. название и цель работы;
2. используемые приборы и оборудование: схема, порядок работы;
3. используемую в работе посуду и принадлежности;
4. физико-химические методы анализа;
5. описание объекта исследования;
6. требования по технике безопасности при выполнении лабораторной работы, в частности при работе с оборудованием, стеклянной посудой, химическими реактивами;
7. методика выполнения эксперимента с указанием конкретных действий;
8. таблицы, графики, оформленные в соответствии с ГОСТ;
9. полученные результаты с оценкой погрешности измерения;
10. вывод.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ИЗУЧЕНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ

Изучение электропроводности растворов и проведение лабораторных работ по разделу кондуктометрии связано с использованием модуля «Электрохимия» (учебно-лабораторного комплекса (УЛК) «Химия»).

Инструкция по работе модуля «Электрохимия»

- Убедиться в исправности контроллера, целостности изоляции кабелей;

- подключить модуль к центральному контроллеру с помощью соединительного кабеля. Внешний вид модуля с присоединенным к нему контроллером показан на рис. 1

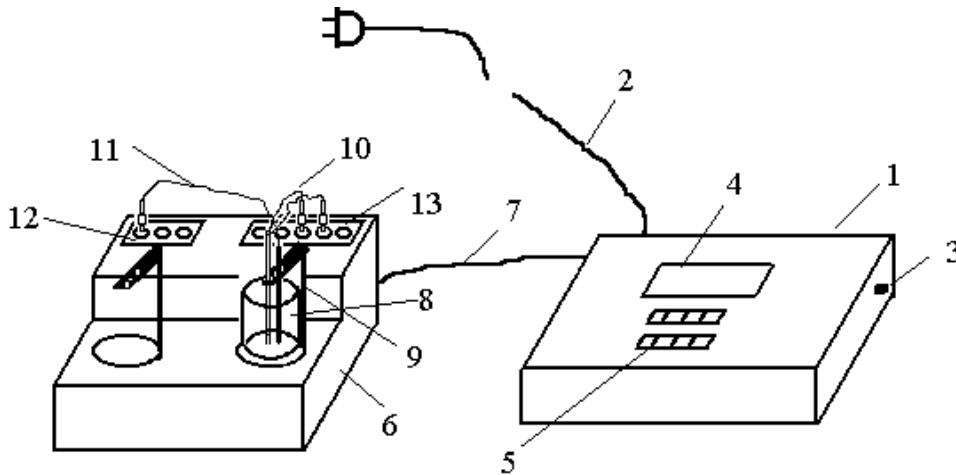


Рис.1 Внешний вид модуля с присоединенным к нему контроллером. 1 – контроллер УЛК «Химия»; 2 – сетевой кабель; 3 – тумблер «СЕТЬ»; 4- алфавитно-цифровой дисплей; 5 – клавиатура, основные кнопки которой показаны на рис.; 6 - модуль «Электрохимия»; 7 - соединительный кабель; 8 – стакан; 9 – держатель электродов; 10 – электроды для измерения электропроводности; 11- датчик температуры; 12 – разъемы для подключения датчиков температуры (рис. 2); 13- разъемы модуля для подключения электродов (рис.3)

- для определения проводимости электроды подключаются к разъемам $I_{ВХ}$ и $I_{ВЫХ}$ модуля (рис.) (разъемы подписаны I, R) без учета полярности;

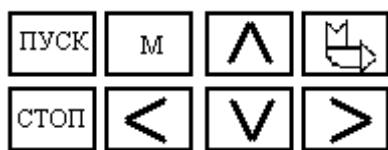


Рис.2 Основные клавиши клавиатуры УЛК «Химия», используемые в работе

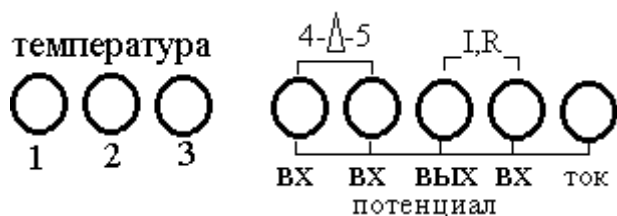


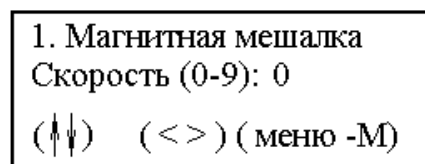
Рис.3 Схема разъемов модуля для подключения датчиков температуры и электродов

- для измерения температуры датчик температуры подключается к разъему 1 модуля;

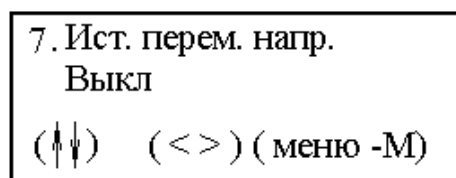
- подключить контроллер к сети переменного тока и включить тумблер «Сеть». При этом включится подсветка дисплея и на экране появится реклама производителя, для ее остановки требуется нажать любую клавишу клавиатуры. Контроллер отобразит информацию о готовности к работе в виде первого пункта меню действий;

- для просмотра и редактирования параметров устройств перейти к пункту главного меню «3. Исполнительные устройства». Нажав клавишу «M», перейти к процедуре редактирования параметров исполнительных устройств, а именно:

- установить скорость вращения мешалки





- установить источник переменного напряжения



- работа с контроллером в автономном режиме осуществляется следующим образом:

- произвести выбор лабораторной установки. Для этого из пункта главного меню «1. Выбор установки» выбирается пункт «2. Электрохимия» (выбор производится контроллером автоматически –

необходимо его только подтвердить)

- установить датчик температуры. Для этого в пункте главного меню «2. Каналы измерения» курсор перемещается до канала 1 «1-й канал» и далее клавишами «←» «→» «↑» «↓» выбирается пункт «1. Термодатчик»
- установить электроды. Для этого курсор переместить до пункта главного меню «2. Каналы измерения» клавишами «←» «→» и выбрать курсором «6-й канал» клавишами «↑» «↓» и далее выбрать пункт меню «6. Проводимость»
- установить режим мониторинга результатов измерений. Для этого выбирается пункт главного меню «4. Мониторинг текущей работы», нажав клавишу «». Значение проводимости изображается справа, а показания термодатчика - слева.
- задать параметры измерения, нажав клавишу «». Выбирать курсором ручной режим записи экспериментальных данных «ручной», установить номер банка, ячейки и время задержки, после которого будет произведено измерение «Интервал». Для получения надежных данных рекомендуется включить «Усреднение».
- произвести измерение электропроводности, нажатием клавиши «ПУСК» в пункте главного меню «4. Мониторинг текущей работы». Окончание измерения производится автоматически или нажатием клавиши «СТОП». По окончании измерения номер ячейки в текущем банке увеличивается автоматически на единицу.
- просмотреть данные можно, перейдя в пункт главного меню «5. Просмотр данных». Редактируя номер ячейки и банка, можно просмотреть значения проводимости в любом банке данных в любой ячейке.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ИССЛЕДОВАНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: приобрести навыки работы с учебно-лабораторным комплексом (УЛК) при измерении с его помощью электропроводности растворов; освоить методику определения электропроводности и исследовать зависимость электропроводности раствора электролита от концентрации.

ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ:

Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в комплектации:

1. Центральный контроллер;
2. Модуль «Электрохимия» в комплекте с двумя стаканами (по 50 см^3), двумя электродами в одной обойме для кондуктометрических измерений;
3. Пипетки на 10 и 20 мл;
4. Мерный цилиндр;
5. Лабораторная посуда;
6. Водные растворы сильных и слабых электролитов с концентрацией 0,1-0,2 М.
7. Дистиллированная вода;

Порядок выполнения работы

1. Подготовить прибор к работе. Для проведения работы надо предварительно промыть электроды 10, сосуд для измерений 8 (рис.1) дистиллированной водой.

2. Приготовить из исходных растворов по 6-8 растворов (по указанию преподавателя) сильного и слабого электролитов.

3. Определить удельную электропроводность раствора электролита. Для этого налить в стакан для измерения электропроводности требуемый объем (по указанию преподавателя) раствора, поместить в стакан электроды и замерить электропроводность после установления постоянного значения χ См/м. Операцию повторить для всех приготовленных растворов. Полученные значения внести в табл.1.

4. Определить электропроводность воды. Для этого надо тщательно промыть электроды дистиллированной водой, налить в сосуд для измерений такой же объем дистиллированной воды и измерить электропроводность. Измерение фиксировать после того, как значение на экране перестанет изменяться.

5. По полученным данным рассчитать эквивалентную электропроводность и ряд других характеристик растворов электролитов. Полученные результаты занести в табл.1.

6. Построить график зависимости удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации. $\lambda = f(\sqrt{C})$, $\chi = f(C)$.

Таблица 1 - Результаты измерения электропроводности и определенные на их основе характеристики раствора

№	Электролит, его концентрация	Характеристики раствора			
		χ , См·м ⁻¹	λ , См·м ² ·моль ⁻¹	α	$K_{\text{дисс}}$
1	Раствор 1				
2					
3					
		$\chi_1 =$	$\lambda_1 =$	$\alpha_1 =$	$K_1 =$
4	Раствор 1				
5					
6					
		$\chi_2 =$	$\lambda_2 =$	$\alpha_2 =$	$K_2 =$
	Раствор <i>n</i>				
		$\chi_{\text{п}} =$	$\lambda_{\text{п}} =$	$\alpha_{\text{п}} =$	$K_{\text{п}} =$

7. По графику зависимости $\lambda = f(\sqrt{C})$ экстраполяцией до $C = 0$ определить предельное значение эквивалентной электропроводности λ_{∞} , сравнить его с величиной, рассчитанной по закону Кольрауша.

8. По графику зависимости $\lambda = f(\sqrt{C})$ для сильных электролитов определить угловой коэффициент прямой и сравнить его с теоретически рассчитанным по формуле (1)

$$\lambda = \lambda_{\infty} - (0,2273\lambda_{\infty}) + 59,78\sqrt{C}. \quad (1)$$

8. Пользуясь законом Кольрауша с учетом температурных коэффициентов подвижности, рассчитать предельную эквивалентную электропроводность раствора слабого электролита.

9. Рассчитать степень диссоциации слабого электролита для 6 – ти концентраций. Построить график зависимости степени диссоциации электролита от концентрации ($\alpha = f(C)$).

10. Рассчитать коэффициент электропроводности $f_{\text{эл}}$ для сильных электролитов и сравнить полученную величину с табличными значениями.

$$f_{\text{эл}} = \lambda / \lambda_{\infty}$$

В 0,1 н растворах $f_{\text{эл}}$ имеет значения: одно-одновалентный элек-

тролит – 0,80; одно-двухвалентный электролит – 0,75; двух-двухвалентный электролит – 0,40.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ И ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМОЙ СОЛИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ:

Определить растворимость и произведение растворимости малорастворимой соли путем измерения электропроводности раствора

ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ:

Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в комплектации:

1. Центральный контроллер;
2. Модуль «Электрохимия» в комплекте с двумя стаканами (по 50 см³), двумя электродами в одной обойме для кондуктометрических измерений;
3. Лабораторная посуда;
4. Дистиллированная вода, дважды перегнанная
5. Анализируемая соль:

Раствор, содержащий максимальное количество вещества, которое может раствориться при определенной температуре с образованием устойчивого раствора, называется насыщенным.

Произведение растворимости – это произведение активностей ионов малорастворимых солей. При отсутствии в растворе посторонних солей произведение активностей можно заменить произведением концентраций. Для соли $M_{\nu_+} A_{\nu_-}$ произведение растворимости:

$$L = a_M^{\nu_+} a_A^{\nu_-} \approx C_M^{\nu_+} C_A^{\nu_-}$$

Вычисление растворимости

- соединения типа MA:
- соединения типа M₂A:
- соединения типа MA₂:
- соединения типа $M_{\nu_+} A_{\nu_-}$

Порядок выполнения работы

Для определения произведения растворимости труднорастворимой соли путем измерения электрической проводимости нужно взять хорошо очищенную воду (дважды перегнанную) с $\chi_{H_2O} < 2 \cdot 10^{-6}$ См·см⁻¹. Воду надо хранить в посуде из кварца или стекла пирекс. Перед определением воду кипятить для удаления СО₂, пока не выкипит около 1/3 объема. После кипячения воду охладить, закрыв колбу пробкой, в которую вставлена трубка с натронной известью (смесь гидрокиси кальция с небольшим количеством едкого натра) для поглощения СО₂.

1. Исследуемую соль в количестве 2 г тщательно очистить от примесей: для этого ее растереть в небольшом количестве воды (30 мл), предварительно очищенной описанным выше способом, а потом 3 раза промыть посредством декантации.

2. Соль поместить в сосуд, залить 100 мл воды, тщательно взболтать в течение 20 мин.

3. Отфильтровать через стеклянный фильтр на насосе Камовского.

4. Полученный фильтрат пропустить еще раз через фильтр с осадком.

5. Полученный раствор нагреть до 25°C в термостате. При выпадения осадка отделить его, а в полученный раствор ввести электроды и измерить электропроводность.

6. Осадок в фильтре промыть еще раз 100 мл воды, термостатировать при температуре 40°C 20 мин.

7. Отделить выпавший осадок по п.3-4 и измерить электропроводность полученного раствора при температуре 40°C.

8. Повторить операцию при нескольких температурах.

9. Вычислить электропроводность при бесконечном разбавлении

$$\lambda_{\infty} = [\lambda_K + \alpha_K(t-18)] + [\lambda_A + \alpha_A(t-18)]$$

где λ_K , α_K - электропроводность и коэффициент катиона (из справочника), λ_A , α_A - электропроводность и коэффициент аниона (из справочника).

10. Вычислить растворимость соли по формуле :

$$C = 1000 \frac{(\chi_p - \chi_{H_2O})}{\lambda_0}$$

11. Найденную концентрацию используют для расчета произведения растворимости.

12. Построить зависимость $\lg \Pi P = f(1/T)$.

13. По тангенсу угла наклона полученной прямой определить термодинамические параметры:

энтальпию $\text{tg} \varphi = -\Delta H/2,3R$

энергию Гиббса $\Delta G = RT \ln \Pi P$

энтропию $\Delta S = (\Delta H - \Delta G)/T$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

АНАЛИЗ СМЕСИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ И СОЛИ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ (ИЛИ СИЛЬНОГО ОСНОВАНИЯ И СОЛИ СЛАБОЙ КИСЛОТЫ) КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКИМ СПОСОБОМ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ:

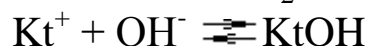
Провести анализ смеси сильной кислоты и соли слабого основания (или сильного основания и слабой кислоты), используя данные, полученные методом кондуктометрии.

ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ:

Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в комплектации:

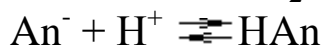
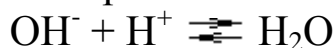
1. Центральный контроллер.
2. Модуль «Электрохимия» в комплекте с двумя стаканами (по 50 см³), двумя электродами в одной обойме для кондуктометрических измерений.
3. Бюретка вместимостью 25 мл.
4. Мерный цилиндр.
5. Пипетки на 10 и 20 мл.
6. Лабораторная посуда.
7. Дистиллированная вода.
8. Анализируемый раствор.

При титровании смеси сильной кислоты и соли слабого основания раствором сильного основания возможны следующие равновесия:



При титровании смеси сильного основания и соли слабой кисло-

ты раствором сильной кислоты осуществляются равновесия



(Kt^+ — катион основания, An^- — анион кислоты).

Возможность анализа рассматриваемых смесей зависит от констант кислотности и основности (K_a и K_b соответственно). Из расчета теоретических кривых титрования следует, что в зависимости от значения ($pK_a + pK_b$) процесс титрования смесей протекает следующим образом: ($pK_a + pK_b$) ≤ 12 — сначала титруется кислота (основание), затем из соли титрантом вытесняется основание (кислота); ($pK_a + pK_b$) ≥ 16 — реакция вытеснения слабого основания (кислоты) из соли предшествует реакции взаимодействия кислоты (основания) с титрантом; ($pK_a + pK_b$) — $12 \div 16$ — обе реакции протекают параллельно, дифференцированное титрование невозможно.

При соблюдении изложенных условий методом кондуктометрического титрования можно с достаточной точностью анализировать большое количество смесей, содержащих кислоты или основания разной силы и соли слабых оснований или кислот. Например, при титровании смеси NaOH и CH_3COONa ($pK_a = 4,75$) раствором HCl на кривой титрования регистрируются два излома, первый из которых соответствует титрованию NaOH , второй — титрованию CH_3COONa , поскольку ($pK_a + pK_b$) < 12 .

В данной работе предлагается определить содержание борной кислоты ($pK_a = 9,24$) и гидрохлорида гидроксиламина ($pK_b = 8,3$). Поскольку ($pK_a + pK_b$) ≈ 17 , сначала титруется гидроксилламин, затем борная кислота — на кривой титрования четко проявляются два излома.

Порядок выполнения работы

Анализируемый раствор в мерной колбе вместимостью 100 мл разбавляют дистиллированной водой до метки и перемешивают. Пипеткой переносят 10 мл приготовленного раствора в ячейку для титрования, доливают дистиллированной воды столько, чтобы уровень раствора полностью покрыл рабочую часть электродов (40—50 мл) и титруют соответствующим раствором при непрерывном перемешивании, при этом титрант приливают порциями по 0,5 мл. Регистрируют показания прибора — удельную электропроводность χ . Строят кривую титрования в координатах « χ — объем титранта, пошедший

на титрование». По излому на кривой определяют конечную точку титрования и, пользуясь расчетными формулами титриметрического анализа, вычисляют содержание компонентов в смеси.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте основные понятия: электролит, электропроводность, удельная и эквивалентная электропроводность, предельная эквивалентная электропроводность.

2. Объясните причины изменения удельной электропроводности растворов сильных и слабых электролитов при изменении их концентрации.

3. Сформулируйте: зависимость между удельной и эквивалентной электропроводностью, закон Дебая и Хьюккеля для сильных электролитов, закон независимого движения ионов Кольрауша, зависимость электропроводности от температуры, закон разведения Оствальда.

4. Назовите преимущества кондуктометрических определений.

5. Чем вызвана необходимость расчета константы прибора?

6. Электрическая проводимость неводных растворов и твердых расплавленных электролитов.

7. Причины, вызывающие эффект электрофоретического и релаксационного торможения, и следствия этих эффектов.

6. Изложите последовательность работы.

ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ.

Инструкция по работе на иономере ЭВ-74.

Схема прибора представлена на рис.4.



Рис.4 Схема иономера ЭВ-74

1. Шкала прибора; 2. Кнопка выбора рода работы; 3. Выключатель работы; 4. Индикатор включения; 5. Кнопка выбора диапазона измерения; 6. Ручки оперативного управления прибором («температура раствора», «калибровка», «крутизна», «рХ_и»).

1. К работе с прибором допускаются лица, изучившие правила

эксплуатации прибора и правила работы с химическими растворами.

2. Прибор и мешалка в процессе работы должны быть надежно заземлены.

3. Перед погружением в раствор электроды необходимо промывать дистиллированной водой и удалять остатки воды фильтровальной бумагой.

4. Для установки температуры раствора при ручной термокомпенсации необходимо:

а) переключатель «термокомпенсатор» установить в положение «ручн.»;

б) нажать кнопку одного из диапазонов измерения, кроме «-1÷19»;

в) нажать кнопку «t°» и ручкой «температура раствора» установить стрелку регистрирующего прибора на значение по шкале 0-100 в соответствии с измененной температурой.

5. Провести настройку прибора по буферным растворам. Для этого необходим контрольный раствор А с минимальным значением рХ, контрольный раствор В с максимально возможным значением рХ.

Поместить электроды в раствор А и ручкой «калибровка» установить стрелку показывающего прибора на начальную отметку на диапазоне ««-1÷4». После промывки и удаления воды погрузить электроды в раствор В и ручкой «крутизна» установить стрелку показывающего прибора на отметку, соответствующую разности значений рХ растворов В и А в требуемом диапазоне. Ручкой «калибровка» установить стрелку показывающего прибора на значение, соответствующее рХ раствора.

Допускается настройку по растворам А и В проводить методом последовательных приближений, устанавливая последовательно несколько раз вначале ручкой «калибровка» значение рХ раствора А, а затем ручкой «крутизна» значение рХ раствора В. Настройку производят до получения допустимой погрешности показаний в обоих растворах.

6. Измерение э.д.с. электродных систем.

а) погрузить электроды в стаканчик с дистиллированной водой или исследуемым водным раствором;

б) нажать кнопку «mV» и кнопку выбранного диапазона измерений;

в) нажать (-) или отжать (+) кнопки «АНИОНЫ \ КАТИОНЫ (+/-)» в зависимости от полярности измеряемого напряжения;

г) после установления показаний снять отсчет.

7. Измерение рН водных растворов.

а) измерение рН проводят после настройки иономера;

б) электроды промыть от остатков контрольного раствора и осушить фильтровальной бумагой.

в) для измерения рН нажать следующие кнопки: «АНИОНЫ\КАТИОНЫ», «рХ», диапазона измерения «-1÷19»;

г) для получения более точного значения рН нажать кнопку выбранного в предыдущем пункте диапазона измерения: «-1÷4», «4÷9», «9÷14», «14÷19».

д) по окончании измерения нажать кнопку «t°», кнопка «рХ» должна быть отжата

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ИЗМЕРЕНИЕ ЭДС РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ С ПОМОЩЬЮ СТЕКЛЯННОГО ЭЛЕКТРОДА

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: приобрести навыки работы с рН-метром, освоить методику определения рН и э.д.с. раствора, исследовать зависимости этих характеристик от концентрации.

Оборудование: иономер или рН-метр, стеклянные стаканчики, мерные пипетки, воронка.

Порядок выполнения работы

1. Подготовить прибор к работе к работе.
2. Приготовить серию растворов с различным значением рН путем разбавления исходного раствора.
3. Измерить рН и э.д.с. раствора.
4. Рассчитать значение pH_x по измеренному значению э.д.с. раствора $E_{ИЗМ}$. Для этого воспользоваться формулой

$$pH_x = pH_{H_2O} - \frac{E_{ИЗМ}}{0,0002 \cdot T},$$

где pH_{H_2O} - значение рН для дистиллированной воды.

5. Результаты измерений и расчетов представить в форме

таблице 2.

6. По результатам таблицы 2 построить график зависимости $pH_X = f(C)$.

7. Рассчитать ионную силу раствора, коэффициент активности и построить график зависимости $\gamma_{\pm} = f(C)$, $I = f(C)$.

Таблица 2 - Результаты измерения рН и э.д.с.

Концентрация, г-экв/л	pH_{H_2O}	$E_{ИЗМ.}$, В	pH_X		Относительная ошибка
			расчетное значение	экспериментальное	

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ БУФЕРНЫХ РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: исследовать основные закономерности буферных растворов, построить буферную диаграмму.

Оборудование: иономер или рН-метр, стеклянные стаканчики, мерные пипетки, воронка. Растворы 0,04 М H_3BO_3 , 0,04 М CH_3COOH , 0,04 М CH_3COONa , 0,04 М H_3PO_4 , 0,2 М $NaOH$

Буферные растворы или смеси отличаются способностью в пределах определенной области рН сохранять постоянным его значение. В большинстве случаев интервал буферного действия не превышает двух единиц, что соответствует изменению концентрации ионов водорода на два порядка. Наряду с этим имеются смеси с более широким диапазоном буферного действия. Примером служит универсальная смесь Бриттона 0,04М $H_3BO_3 \times 0,04M CH_3COOH \times 0,04M H_3PO_4 + x NaOH$, которая охватывает интервал от 2 до 12.

Порядок выполнения работы

1. Для построения буферной диаграммы приготовить кислые буферные смеси из слабой кислоты и ее соли с различным соотношением реагентов.

2. Измерить рН полученных буферных растворов и проверить уравнение

$$pH = pK_{к-ты} + \lg \frac{[соль]}{[кислота]},$$

где выражение в квадратных скобках означает аналитическую концентрацию соли и кислоты в буферном растворе. Результаты и данные расчетов представить в виде таблицы 3.

3. Рассчитать буферную емкость буферной смеси. Для этого приготовить 200 мл буферного раствора и разлить в 5 колб по 40 мл.

Таблица 3 – Построение буферной диаграммы

№	Буферная смесь	$\frac{[сопь]}{[кислота]}$	$\lg \frac{[сопь]}{[кислота]}$	$pH_{теор}$	$pH_{изм}$

3.1. В полученные колбы добавить различное количество щелочи и измерить pH полученных растворов.

Результаты и данные расчетов представить в виде таблицы 4.

Таблица 4 – Определение буферной диаграммы

№	Буферная смесь и количество щелочи - x	pH

3.2. По экспериментальным данным построить калибровочный график $pH=f(\text{кол-во прилитой щелочи, моль})$. По углу наклона определить буферную емкость

$$\beta = \frac{dC}{dpH}$$

3.3. Рассчитать теоретическое значение буферной емкости по формуле

$$\beta = 2,303 \frac{a^2 - x^2}{2a}$$

где a – количество эквивалентов кислоты HA , x – количество эквивалентов сильного основания, добавленного к буферной смеси.

3.4. Определить β_{max}

$$\beta_{max} = 2,303 \frac{a}{2}$$

3.5. Построить график зависимости β/β_{max} от величины отклонения pH от значения $pK_{кисл}$.

4. Построить калибровочный график для универсальной смеси Бриттона. Для этого приготовить 5-10 буферных растворов по таблице 5, определить их pH.

5. Построить калибровочный график $pH=f(\text{кол-во прилитой ще-})$

лочи, моль). Результаты и данные расчетов представить в виде таблицы 6.

6. Пользуясь графиком, по заданию преподавателя приготовить буферный раствор с определенным значение рН и проверить его значение иономером.

Таблица 5 – Составы для универсальной смеси Бриттона

Объем, мл		рН	Объем, мл		рН
смеси кислот 0,04 М	щелочи 0,2н.		смеси кислот 0,04 М	щелочи 0,2н.	
100,0	2	1,81	47,5	52,5	7,00
97,5	2,5	1,89	45,0	55,0	7,24
95,0	5,0	1,98	42,5	57,5	7,54
92,5	7,5	2,09	40,0	60,0	7,96
90,0	10,0	2,21	37,5	62,5	8,36
87,5	12,5	2,36	35,0	65,0	8,69
85,0	15,0	2,56	32,5	67,5	8,95
82,5	17,5	2,87	30,5	70,0	9,15
80,0	20,0	3,29	27,5	72,5	9,37
77,5	22,5	3,78	25,0	75,0	9,62
75,0	25,0	4,10	22,5	77,5	9,91
72,5	27,5	4,35	20,0	80,0	10,38
70,0	30,0	4,56	17,5	82,5	10,88
67,5	32,5	4,78	15,0	85,0	11,20
65,0	35,0	5,02	12,5	87,5	11,40
62,5	37,5	5,33	10,0	90,0	1,58
60,0	40,0	5,72	7,5	92,5	11,40
57,5	42,5	6,09	5,0	95,0	11,82
55,0	45,0	6,37	2,5	97,5	11,92
52,5	47,5	6,59	0	100,0	11,98
50,0	50,0	6,80			

Таблица 6 – Построение калибровочного графика для универсальной смеси Бриттона

№	количество 0,2н. щелочи, мл	рН

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ИЗМЕРЕНИЕ ПОТЕНЦИАЛОВ ОТДЕЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОДОВ И ЭДС ДАНИЭЛЯ-ЯКОБИ

Цель работы: ознакомиться с методикой измерения ЭДС, измерение ЭДС элемента Даниэля-Якоби, сопоставление полученных результатов с теоретически рассчитанными величинами по уравнению Нернста и расчет ошибки.

Оборудование: иономер или рН-метр, стеклянные стаканчики, мерные пипетки, воронка. Растворы сульфата цинка и сульфата меди

Порядок выполнения работы

1. Подготовить цинковый и медный электроды к работе. Для этого медную пластинку тщательно зачистить наждачной бумагой. Цинковый электрод зачистить наждачной бумагой и протереть фильтровальной бумагой до равномерного покрытия электрода амальгамой цинка.

2. Определить потенциал отдельных электродов. Для этого составить цепи с хлорсеребряным электродом по рис.5-8.

Медный электрод промыть дистиллированной водой и поместить в раствор требуемой концентрации таким образом, чтобы $\frac{3}{4}$ поверхности электрода была покрыта жидкостью

Цинковый электрод поместить в раствор требуемой концентрации таким образом, чтобы $\frac{3}{4}$ поверхности электрода была покрыта жидкостью.

3. Рассчитать потенциалы электродов, используя формулы

$$E_{изм} = E_{Cu} - E_{хл.сер},$$

откуда $E_{Cu} = E_{изм} + E_{хл.сер},$

где $E_{хл.сер}$ посмотреть на проводе к электроду или рассчитать по формуле

$$E_{хл.сер} = E_{хл.сер}^0 - \frac{RT}{nF} \ln a_{Cl^-}$$

где $E_{хл.сер}^0 = 0,2224 - 6,4 \cdot 10^{-4}(t - 25) - 3,2 \cdot 10^{-6}(t - 25)^2;$

$$a_{Cl^-} = \sqrt{L_{AgCl}}$$

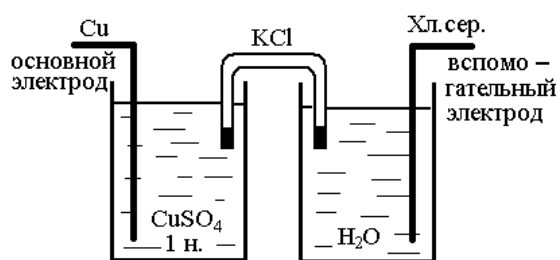


Рис.5 Схема для определения потенциала медного электрода $\text{Cu}|\text{CuSO}_4, 1 \text{ н.}|| \text{KCl}||\text{AgCl}|\text{Ag}^+$

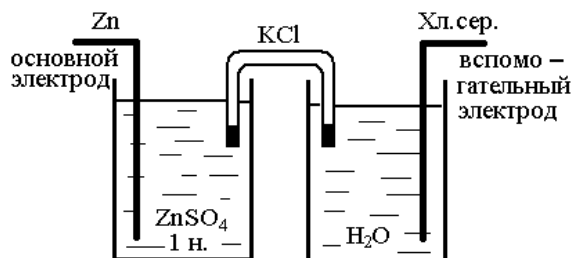


Рис.6 Схема для определения потенциала цинкового электрода $\text{Zn}^{2+}|\text{ZnSO}_4, 1 \text{ н.}||\text{KCl}||\text{AgCl}|\text{Ag}^+$

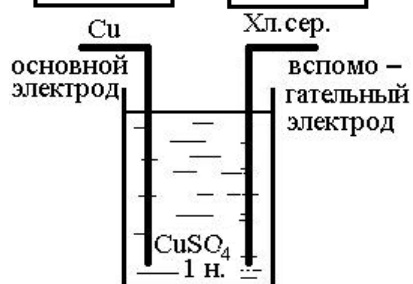


Рис.7 Схема для определения потенциала медного электрода $\text{Cu}|\text{CuSO}_4, 1 \text{ н.}|\text{AgCl}|\text{Ag}^+$

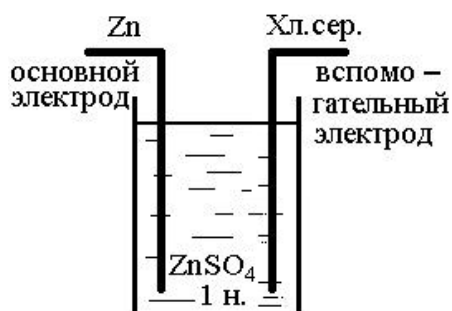


Рис.8 Схема для определения потенциала цинкового электрода $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4, 1 \text{ н.}|\text{AgCl}|\text{Ag}^+$

По аналогии для цинкового электрода

$$E_{\text{изм}} = E_{\text{хл.сер}} - E_{\text{Zn}}$$

откуда, $-E_{\text{Zn}} = E_{\text{изм}} - E_{\text{хл.сер}}$

4. Сравнить полученные значения со справочными данными и рассчитать процент ошибки. Полученные результаты занести в таблицу 7

$$E_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} = -0,763 \text{ В}$$

$$E_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = 0,337 \text{ В}$$

5. Собрать элемент Даниэля-Якоби, который состоит из медной пластинки, погруженной в раствор сернокислой меди и цинковой пла-

стинки, погруженной в раствор сернокислого цинка. Соединение между отдельными полуэлементами осуществляется посредством солевого

Таблица 7 – Расчет потенциала электрода

Элемент	$E_{\text{изм}}, \text{В}$	$E_{\text{хл.сер}}, \text{В}$	$E_{\text{расч}}, \text{В}$	Ошибка
$\text{Cu} \text{CuSO}_4, 1 \text{ н.} \text{KCl} \text{AgCl} \text{Ag}^+$				
$\text{Zn} \text{ZnSO}_4, 1 \text{ н.} \text{KCl} \text{AgCl} \text{Ag}^+$				

мостика (по схеме рисунка 9)

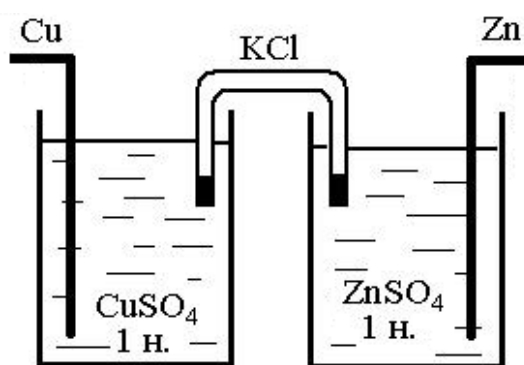


Рис.9 Схема для определения потенциала медного электрода



6. Приготовить серию растворов CuSO_4 различной концентрации.

7. Приготовить серию растворов ZnSO_4 различной концентрации.

8. Измерить ЭДС элемента Даниэля-Якоби при различных концентрациях растворов. Полученные результаты занести в таблицу 8.

Таблица 8 – Результаты изменения ЭДС элемента Даниэля-Якоби

Концентрация, г-экв/л		$E_{\text{изм}}, \text{В}$	$E_{\text{расч}}, \text{В}$	Ошибка
CuSO_4	ZnSO_4			
1	1			
1	0,01			
0,01	1			
0,01	0,01			

$$E_{\text{расч}} = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Zn}^{2+}}}$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИХ ФУНКЦИЙ РЕАКЦИИ, ПРОТЕКАЮЩЕЙ В ЭЛЕМЕНТЕ ДАНИЭЛЯ-ЯКОБИ

Цель работы: приготовить гальванический элемент и измерить его ЭДС при различных температурах, вычислить температурный коэффициент, а также изменение энтальпии, изобарно-изотермического потенциала и энтропии для реакции, протекающей в элементе Даниэля-Якоби, определить максимально полезную работу.

Оборудование: иономер или рН-метр, стеклянные стаканчики, мерные пипетки, воронка. Растворы сульфата цинка и сульфата меди

Порядок выполнения работы

1. Подготовить цинковый и медный электроды к работе.
2. Собрать элемент Даниэля-Якоби из медной пластинки, погруженной в 1 н. раствор сернокислой меди и цинковой пластинки, погруженной в 1 н. раствор сернокислого цинка таким образом, чтобы электроды на $\frac{3}{4}$ были погружены в раствор по схеме, представленной на рисунке 9.
3. Погрузить стаканы с электродами в термостаты, позволяющие поддерживать определенную температуру. Включить термостат на определенную температуру и выдержать растворы в течение 10 мин при температуре опыта. Произвести измерение ЭДС. Повторить измерение через 5 минут. Отклонение между результатами параллельных опытов не должно превышать 0,00005 В.
4. Повысить температуру опыта на 4-5°C и вновь по истечении 10 мин измерить ЭДС.
5. Произвести 4-5 измерений в интервале температур от 25 до 35°C.
6. Построить график зависимости ЭДС от температуры и определить по нему температурный коэффициент $\partial E/\partial T$.
7. Рассчитать изменение изобарно-изотермического потенциала по формуле:

$$\Delta G = -nFE$$

где n – заряд ионов, F – постоянная Фарадея, 96487,1 Кл; E – ЭДС элемента, В.

8. Рассчитать тепловой эффект реакции ΔH
9. Рассчитать изменение энтропии
 $\Delta S = 23062,4 \text{ н}(\partial E / \partial T)$.
10. Полученные данные занести в таблицу 9

Таблица 9 – Результаты изучения термодинамических свойств элемента Даниэля-Якоби

№ опыта	T, К	$E_{\text{изм}}$, В	$\partial E / \partial T$	ΔZ , кДж/моль	ΔH , кДж/моль	ΔS , Дж/моль·К

Контрольные вопросы.

1. Электродные процессы. Механизм возникновения двойного электрического слоя и разности потенциалов.
2. Электродвижущая сила. Уравнение Нернста.
3. Гальванические элементы. Электродные потенциалы и э.д.с. гальванических элементов. Гальванические цепи.
4. Классификация электродов. Электроды 1-го и 2-го рода.
5. Стекланный электрод. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды. Амальгамные электроды.
6. Химические цепи. Концентрационные цепи.
6. Зависимость Э.Д.С. от температуры.
7. Потенциометрия. Использование на практике.
9. Порядок работы на потенциометре.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.- М.: Высшая школа, 2006.- 496 с.
2. Новый справочник химика и технолога. [Текст] в 2 томах. Том I. Химическое равновесие. Свойства растворов. СПб.: Профессинал. 2004. 998 с
3. Практикум по физической химии/ Под ред. С.В. Горбачева. М.: Высшая школа, 1974. 496.
4. Практические работы по физической химии/ Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя. Л.: Химия, 1967. 347.
5. Краткий справочник физико-химических величин/ Под ред.

- А.А.Равделя, А.М.Пономаревой. Л.: Химия, 1983. 231.
6. Булатов М.И., Калинин И.П. Практическое руководство по фотометрическим методам анализа. Л.: Химия, 1986. 432.
 7. Физическая химия. В 2 кн. Кн.2 / К.С.Краснов, Н.К.Воробьев, И.Н.Годнев и др./ под ред К.С. Краснова.-М.: Высшая школа, 1982.-687 с.
 8. З. Еремин, В.В. Задачи по физической химии/ Учебное пособие/ В.В. Еремин и [др].- М.: Экзамен. 2003. 320 (УМО РФ)

