

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Химический факультет
Кафедра физической химии

УТВЕРЖДАЮ:

проректор по научно-методической
и учебной работе

« 22 »



Е.И. Скафа

2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Электрохимия

название учебной дисциплины

Направление подготовки:	04.03.01 Химия
Профиль подготовки:	—
Образовательная программа:	бакалавриат
Квалификация:	академический бакалавр
Форма обучения:	<u>очная</u> , очно-заочная, заочная

Донецк 2020

УТВЕРЖДАЮ:

Декан химического факультета

А.В. Белый

« 16 » апреля 2020 г.



Программа учебной дисциплины «Электрохимия» составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования (ГОС ВПО) Донецкой Народной Республики (ДНР) по направлению подготовки 04.03.01 Химия, утвержденного приказом Министерства образования и науки ДНР № 454 от «20» апреля 2016 г.; Порядка организации учебного процесса в образовательных организациях высшего профессионального образования Донецкой Народной Республики, утвержденного приказом Министерства образования и науки ДНР № 1171 от «10» ноября 2017 г.; учебного плана и основной образовательной программы высшего профессионального образования направления подготовки 04.03.01 Химия, разработанных в ГОУ ВПО «Донецкий национальный университет».

Разработчик:

доцент кафедры физической химии

Р.И. Лыга

Программа учебной дисциплины утверждена на заседании кафедры физической химии

Протокол № 13 от «28» марта 2020 г.

Заведующий кафедрой

В.М. Михальчук

Программа учебной дисциплины одобрена учебно-методической комиссией химического факультета

Протокол № 3 от «15» апреля 2020 г.

Председатель учебно-методической комиссии факультета

Н.В. Яблочкова

1. ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ И МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В УЧЕБНОМ ПРОЦЕССЕ

Учебная дисциплина «Электрохимия» входит в вариативную часть профессионального блока дисциплин (ПБ.ВВ.8) подготовки студентов ОП Бакалавриат по направлению подготовки 04.03.01 Химия. Дисциплина реализуется на химическом факультете ГОУ ВПО «ДонНУ» кафедрой физической химии. Основывается на базе дисциплин: «Неорганическая химия», «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Математика», «Физика».

Является основой для изучения следующих дисциплин: «Высокомолекулярные соединения», «Химия коллоидных и наносистем», «Химическая технология», «Методы исследования фазовых равновесий», «Природные антиоксиданты».

2. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

<i>Характеристика учебной дисциплины</i>		
Направление подготовки	04.03.01 Химия	
Профиль	–	
Образовательная программа	бакалавриат	
Квалификация	академический бакалавр	
Количество содержательных модулей	2	
Дисциплина базовой / вариативной части образовательной программы	Вариативная часть профессионального блока	
Формы контроля (МК, экзамен, зачет)	модульный контроль и экзамен	
Показатели	очная форма обучения	заочная форма обучения
Количество зачетных единиц (кредитов)	3	
Год подготовки	4	
Семестр	7	
Количество часов	108	
- лекционных	36	
- практических, семинарских		
- лабораторных	18	
- самостоятельной работы	54	
в т.ч. индивидуальное задание		
Недельное количество часов,	6	
в т.ч. аудиторных	3	

3. ОПИСАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели и задачи

Цели:

- педагогическая – подготовка специалистов-химиков, которые умеют применять все возможности современной электрохимии для решения текущих химических проблем;
- дидактическая – усвоение знаний, предусмотренных программой, благодаря целенаправленному сотрудничеству преподавателя и студента;
- методическая – выделить главное звено в каждой теме, что будет способствовать формированию основных понятий по курсу, формированию знаний в результате активизации познавательной деятельности студентов, применение различных методов активного обучения.

Задачи:

- раскрыть физический смысл основных законов электрохимии, научить студента видеть области применения этих законов при решении конкретных химических проблем;
- выделить методологически важные вопросы химии и на конкретных примерах показать взаимосвязь электрохимии с другими дисциплинами химического и естественно-научного циклов.
- развитие умений, которые помогут грамотно применять теоретические законы химии при решении различных задач, проводить расчеты выхода продуктов химической реакции, пользоваться современными справочниками термодинамических данных для расчета констант равновесия, обоснованно проводить оценки термодинамических величин, энергии активации электрохимического процесса и др.

Требования к результатам освоения дисциплины. Процесс изучения дисциплины «Химия коллоидных и наносистем» направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ГОС ВПО ДНР по направлению подготовки 04.03.01 Химия и основной образовательной программы высшего профессионального образования направления подготовки 04.03.01 Химия:

а) общекультурных (ОК):

- способность использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции (ОК-1);
- способность к самоорганизации и самообразованию (ОК-7);

б) общепрофессиональных (ОПК):

- способность использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1);
- владение навыками проведения химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций (ОПК-2);
- способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (ОПК-3);
- знание норм техники безопасности и умение реализовать их в лабораторных и технологических условиях (ОПК-6);

в) профессиональных (ПК):**научно-исследовательская деятельность:**

- способность выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам (ПК-1);
- владение базовыми навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований (ПК-2);
- владение системой фундаментальных химических понятий (ПК-3);
- способность применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов (ПК-4);
- способность получать и обрабатывать результаты научных экспериментов с помощью современных компьютерных технологии (ПК-5);
- владение навыками представления полученных результатов в виде кратких отчетов и презентаций (ПК-6);
- владение методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств (ПК-7);

производственно-технологическая деятельность:

- способность использовать основные закономерности химической науки и фундаментальные химические понятия при решении конкретных производственных задач (ПК-8);

организационно-управленческая деятельность:

–способность принимать решения в стандартных ситуациях, брать на себя ответственность за результат выполнения заданий (ПК-12).

В результате изучения учебной дисциплины студент должен**знать:**

–основные законы и понятия электрохимии;
–понимать принципиальные возможности применения методов исследования электрохимии для решения конкретных химических проблем;

уметь:

–анализировать физические и химические явления и процессы;
–применять законы для предсказания направления протекания электрохимического процесса;
–обосновывать, анализировать химический эксперимент;
–рассчитывать изменение энергии для различных электрохимических процессов, выход продуктов, реакционную способность молекул веществ;
–строить соответствующие графики, таблицы, диаграммы, описывающие конкретные процессы и явления;

владеть:

–навыками изучения электродных процессов и свойств растворов электролитов;
–основами электрохимических методов исследования;
–навыками поиска литературных данных и использования справочного материала.

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ И ФОРМЫ ОРГАНИЗАЦИИ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Порядковый номер и тема	Краткое содержание темы
Содержательный модуль I Теория электролитов.	
Тема 1. <i>Основные положения теории Аррениуса.</i>	Представление Гротгуса, Фарадея и Аррениуса о строении растворов электролитов. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Причины электролитической диссоциации. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов. Ион-дипольное взаимодействие как условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание химических равновесий в растворах электролитов.
Тема 2. <i>Основные положения теории Дебая-Хюккеля.</i>	Понятие средней активности и среднего коэффициента активности, их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Ионная сила раствора. Закон ионной силы. Основные положения теории Дебая-Хюккеля. Потенциал ионной атмосферы. Уравнение для коэффициента активности в I, II и III приближениях теории Дебая-Хюккеля. Современные представления о растворах электролитов.
Тема 3. <i>Электропроводность электролитов.</i>	Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности, их зависимость от концентрации электролита. Метод измерения электропроводности.
Тема 4. <i>Подвижность ионов</i>	Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Зависимость предельной подвижности от радиуса иона (формула Стокса) и температуры

<i>электролитов.</i>	(правило Вальдена-Писаржевского). Подвижность ионов гидроксония и гидроксила. Связь между подвижностью ионов и их концентрации. Основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера (электрофоретический и релаксационный эффекты, уравнение Онзагера; эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена).
Тема 5. <i>Числа переноса ионов.</i>	Числа переноса; их зависимость от температуры и концентрации электролита. Методы определения чисел переноса (метод Гитторфа и метод движущейся границы).
Тема 6. <i>Ионные равновесия.</i>	Закон разбавления Оствальда (первая и вторая формы). Термодинамическая константа диссоциации. Применение теории Дебая-Хюккеля к слабым электролитам при определении термодинамической константы диссоциации. Истинная степень диссоциации. Вычисление истинной степени и термодинамической константы диссоциации слабых электролитов. Кислоты и щелочи. Двойное протолитическое равновесие. Истинная константа диссоциации. Гидролиз. Амфотерные электролиты. Цвиттер-ионы. Изoeлектрическая точка.
Содержательный модуль 2 Термодинамика и кинетика электродных процессов.	
Тема 7. <i>Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).</i>	Электрохимические элементы и э.д.с. Понятие электрохимического потенциала и общее условие электрохимического равновесия на границе электрод / раствор. Скачки потенциала и электродвижущая сила. Закон Вольты. Знаки и сложение э.д.с. элементов в электрохимической цепи. Методы измерения э.д.с. Нормальный элемент Вестона. Равновесие в электрохимической цепи; уравнение Нернста. Применение II закона термодинамики к электрохимической цепи; уравнение Гиббса-Гельмгольца.
Тема 8. <i>Электродные потенциалы. Типы электродов.</i>	Возникновение скачков потенциала на границе фаз. Строение границы электрод / раствор. Величина и знак электродного потенциала. Зависимость электродного потенциала от концентрации раствора электролита. Электроды сравнения (водородный, каломельный, хлорсеребряный). Электроды I и II рода. Окислительно-восстановительные электроды (хингидронный электрод).
Тема 9. <i>Концентрационные элементы.</i>	Классификация электрохимических элементов (цепей). Концентрационные элементы без переноса. Концентрационные элементы с переносом. Диффузионный потенциал. Определение коэффициентов активности электролитов, чисел переноса и констант химического равновесия методом э.д.с.
Тема 10. <i>Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.</i>	Электролиз и законы Фарадея. Стадии электрохимического процесса; понятие лимитирующей стадии. Плотность тока как мера скорости электрохимической реакции. Поляризация электродов и ее причины. Теория замедленного разряда и ее современное обоснование. Кинетический вывод уравнения равновесного потенциала и тока обмена. Уравнение электрохимической поляризации. Теория водородного перенапряжения. Влияние состава раствора и природы металла на перенапряжение выделения водорода.
Тема 11.	Уравнение концентрационной поляризации. Предельный

<i>Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.</i>	диффузионный ток. Зависимость диффузионного тока от потенциала в условиях замедленной стационарной диффузии.
Тема 12. <i>Прикладные аспекты электрохимии.</i>	Химические источники тока, их основные виды и характеристики. Первичные источники тока. Аккумуляторы. Топливные и биотопливные элементы. Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии. Электрохимические методы анализа. Полярография (потенциал полуволны, предельный диффузионный ток, уравнение Ильковича).

Тематический план

Содержательный модуль 1 Теория электролитов.											
Названия содержательных модулей и тем	Количество часов										
	Очная форма обучения						Заочная форма обучения				
	всего	в т.ч.					всего	в т.ч.			
		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа
Тема 1. <i>Основные положения теории Аррениуса.</i>	8	3		2	3						
Тема 2. <i>Основные положения теории Дебая-Хюккеля.</i>	8	3		2	3						
Тема 3. <i>Электропроводность электролитов.</i>	8	3		2	3						
Тема 4. <i>Подвижность ионов электролитов.</i>	8	3		2	3						
Тема 5. <i>Числа переноса ионов.</i>	8	3		2	3						
Тема 6. <i>Ионные равновесия.</i>	8	3		2	3						
Итого по содержательному модулю 1	48	18		12	18						

Содержательный модуль 2 Объемные свойства дисперсных систем.											
Названия содержательных модулей	Количество часов										
	Очная форма обучения						Заочная форма обучения				

и тем	всего	в т.ч.					всего	в т.ч.				
		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа
Тема 7. Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).	10	3		1	6							
Тема 8. Электродные потенциалы. Типы электродов.	10	3		1	6							
Тема 9. Концентрационные элементы.	10	3		1	6							
Тема 10. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.	10	3		1	6							
Тема 11. Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	10	3		1	6							
Тема 12. Прикладные аспекты электрохимии.	10	3		1	6							
Итого по содержательному модулю 2	60	18		6	36							
Всего часов по всем модулям	108	36		18	54							

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ЛЕКЦИОННЫХ, ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

Темы лекционных занятий

№ п/п	Название темы	Количество часов
1	Основные положения теории Аррениуса.	3
2	Основные положения теории Дебая-Хюккеля.	3
3	Электропроводность электролитов.	3
4	Подвижность ионов электролитов.	3
5	Числа переноса ионов.	3

6	Ионные равновесия.	3
7	Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).	3
8	Электродные потенциалы. Типы электродов.	3
9	Концентрационные элементы.	3
10	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.	3
11	Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	3
12	Прикладные аспекты электрохимии.	3
	ВСЕГО	36

Темы лабораторных занятий

<i>№ п/п</i>	<i>Название темы</i>	<i>Количество часов</i>
1	Определение электропроводности слабых электролитов и расчет их констант диссоциации	3
2	Кондуктометрическое титрование	3
3	Определение буферной емкости методом потенциометрического титрования	3
4	Компенсационный метод определения э.д.с. элементов	3
5	Определение чисел переноса методом Гитторфа	3
6	Определение э.д.с. элемента Даниэля-Якоби компенсационным методом	3
	ВСЕГО	18

6. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Организация самостоятельной работы студентов

<i>№ п/п</i>	<i>Название темы</i>	<i>Количество часов</i>
1	Электроды второго рода	2
2	Газовые электроды	2
3	Окислительно-восстановительные электроды	2
4	Электроды третьего рода	2
5	Амальгамные электроды	2
6	Электролиты со смешанной электропроводностью	9
7	Концентрационные элементы.	2
8	Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.	2
9	Топливные элементы.	2
10	Биотопливные элементы.	2
11	Щелочные аккумуляторы.	2
12	Литиевые аккумуляторы.	2
13	Кислотные аккумуляторы.	2
14	Первичные источники тока. Элемент Лекланше.	2

15	Электрохимические методы анализа. Полярография (потенциал полуволны, предельный диффузионный ток, уравнение Ильковича).	2
16	Методы определения чисел переноса	2
17	Методы измерения э.д.с.	2
18	Определение активности, коэффициента активности и константы диссоциации методом э.д.с.	9
19	Теория замедленного разряда водородного перенапряжения	2
20	Рекомбинационная теория водородного перенапряжения	2
	ВСЕГО	54

7. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

По данному курсу не предусмотрено выполнение индивидуальных заданий.

8. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ К ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

1. Сформулировать основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса и ее недостатки. Проанализировать основные параметры, характеризующие процесс диссоциации слабых электролитов (константа и степень диссоциации, изотонический коэффициент).
2. Дать краткую характеристику понятиям активности и коэффициента активности электролитов. В чем суть метода активностей? Дать краткую характеристику понятию ионная сила раствора. Сформулировать эмпирический закон ионной силы Льюиса и Рендалла. Указать области его применения.
3. Сформулировать основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Дать краткую характеристику понятию ионной атмосферы. Представить I, II и III приближения теории Дебая-Хюккеля.
4. Дать определение понятию удельной электропроводности. Проанализировать ее зависимость от концентрации электролита и температуры. Дать определение понятию эквивалентная электропроводность. Проанализировать ее зависимость от концентрации электролита и разбавления раствора. Что такое предельная эквивалентная электропроводность? Эмпирическое уравнение Кольрауша.
5. Вывести зависимость эквивалентной электропроводности электролита от подвижности ионов в растворе в виде уравнения закона Кольрауша. Что такое подвижность и абсолютная подвижность ионов? Дать определение понятию предельной подвижности ионов. Объяснить причины аномальной подвижности ионов гидроксония и гидроксила. Дать определение понятию эстафетного механизма проводимости.
6. Сформулировать основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера. В чем суть электрофоретического и релаксационного эффектов, приводящих к снижению эквивалентной электропроводности растворов электролитов? Каковы методы устранения этих тормозящих эффектов? Дать характеристику понятию чисел переноса катиона и аниона. Проанализировать их зависимость от концентрации электролита и температуры.
7. Представить константу ионного равновесия и термодинамическую константу процесса диссоциации уксусной кислоты. Что такое ионное произведение воды? В чем отличие между термодинамической и концентрационной константами диссоциации? Сформулировать закон разбавления Оствальда и вывести его уравнение в первой и второй формах. Представить способ проверки выполнимости данного закона.
8. Представить графический и расчетный способ определения термодинамической константы диссоциации на примере уксусной кислоты. Укажите, при каких условиях

- теория Дебая-Хюккеля применима к слабым электролитам? Что такое истинная степень диссоциации?
9. Дать характеристику понятию двойного протолитического равновесия. Что такое истинная термодинамическая константа диссоциации? В чем ее отличия от концентрационной и термодинамической констант диссоциации? Дать характеристику амфотерным электролитам. Что такое цвиттер-ионы? Объяснить, как достигается состояние изoeлектрической точки в растворах амфотерных электролитов?
 10. Дать краткую характеристику простейшему электрохимическому элементу и цепи элементов. Что такое э.д.с. элемента? Знаки и сложение э.д.с. элементов в электрохимической цепи. Необратимый элемент Вольта и обратимый элемент Даниэля-Якоби.
 11. На примере обратимого элемента аргументировать применение II закона термодинамики к электрохимической цепи (уравнение Гиббса-Гельмгольца). Равновесие в электрохимической цепи (уравнение Нернста для э.д.с. обратимого элемента).
 12. Дать краткую характеристику понятию электродного потенциала. Указать, от чего зависит величина и знак электродного потенциала? Представить зависимость электродного потенциала от концентрации раствора электролита в виде уравнения Нернста.
 13. Представить краткую характеристику электродов I рода (привести соответствующие примеры). Что представляет собой основной электрод сравнения? Проанализировать зависимость потенциала водородного электрода от pH среды и давления водорода.
 14. Представить краткую характеристику электродов II рода (привести соответствующие примеры). Что такое вспомогательный электрод сравнения? Вывести зависимость потенциала каломельного электрода от концентрации хлорид-ионов в растворе.
 15. Представить краткую характеристику окислительно-восстановительных электродов (привести соответствующие примеры). Вывести зависимость потенциала хингидронного электрода от pH среды.
 16. Дать характеристику концентрационным элементам без переноса. Вывести уравнение зависимости э.д.с. элемента от активности растворов электролитов.
 17. Охарактеризовать концентрационные элементы с переносом. Вывести уравнение собственно концентрационной э.д.с. элемента. Объяснить механизм возникновения диффузионного потенциала и способы его устранения.
 18. Дать определение понятию процесса электролиза. Законы Фарадея. Каковы основные стадии процесса электролиза? Выведите уравнение для плотности тока как меры скорости электрохимической реакции на аноде и катоде. Что такое коэффициенты переноса?
 19. Дать характеристику понятию тока обмена. Поляризация электродов и ее причины. Что такое идеально поляризуемый электрод? Дать характеристику понятию электрохимическая поляризация. Вывести уравнение для зависимости анодного перенапряжения на металле от плотности тока (при $\eta \leq 0,025$ В)
 20. Дать характеристику понятию электрохимическая поляризация. Вывести уравнение Тафеля для зависимости анодного перенапряжения на металле от плотности тока (при $\eta > 0,025$ В). Каковы основные стадии восстановления иона гидроксония до молекулярного водорода? В чем причины возникновения водородного перенапряжения? Дать краткую характеристику теориям водородного перенапряжения.
 21. Дать краткую характеристику понятию концентрационной поляризации. Вывести уравнение катодной концентрационной поляризации в логарифмической и экспоненциальной формах. Объяснить механизм возникновения диффузионного тока.
 22. Дать характеристику химическим источникам тока. Что такое батарейка? На примере элемента Лекланше объяснить принцип ее действия. Что такое аккумулятор? На примере кислотного свинцового аккумулятора объяснить принцип его действия. Что такое

топливный элемент? На примере низкотемпературного водородно-кислородного топливного элемента объяснить принцип его действия.

9. ОБРАЗЕЦ МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЯ

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Факультет химический

Направление подготовки: 04.03.01 Химия

Профиль: —

Программа подготовки: бакалавриат

Семестр 7

Учебная дисциплина Электрохимия

МОДУЛЬНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

ВАРИАНТ №1

1. Дать краткую характеристику понятиям активности и коэффициента активности электролитов. В чем суть метода активностей?
2. Проанализировать зависимость предельной подвижности иона от его радиуса (уравнение Стокса) и температуры (правило Вальдена-Писаржевского).
3. Сформулировать основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера. В чем суть электрофоретического и релаксационного эффектов, приводящих к снижению эквивалентной электропроводности растворов электролитов? Каковы методы устранения этих тормозящих эффектов?
4. Задача. Вычислите константу и степень диссоциации слабой одноосновной кислоты НА при 298К, если в 0,001 М ее водном растворе концентрация ионов водорода равна $9 \cdot 10^{-7}$ моль·л⁻¹. Какова молярная концентрация непродиссоциировавшей кислоты?
5. Задача. Вычислить изотонический коэффициент 0,1 М водного раствора ортофосфорной кислоты, если степень ее диссоциации по первой стадии равна 27%. Диссоциацией по второй и третьей стадиям пренебречь.

Утверждено на заседании кафедры физической химии, протокол № ____ от «__» _____ 20__ г.

Заведующий кафедрой
Преподаватель

В.М. Михальчук

Р.И. Лыга

Критерии оценивания модульного контроля

Номер задания	Количество баллов
1	3
2	3
3	3
4	3
5	3
Всего	15

10. ОБРАЗЕЦ ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

Теоретические вопросы к экзамену

1. Предмет электрохимии. Основные понятия. Представления Аррениуса о строении растворов электролитов.
2. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Закон действующих масс. Степень диссоциации электролита.
3. Закон разведения Оствальда. Слабые и сильные электролиты.
4. Активность и коэффициент активности электролитов. Метод активностей. Условие электронейтральности. Средняя ионная активность электролита.
5. Средняя ионная активность электролита. Зависимость среднего ионного коэффициента активности от концентрации электролита.
6. Ионная сила раствора электролита. Правило ионной силы (или закон ионной силы Льюиса и Рендалла).
7. Основные положения теории Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера. Потенциал и эффективный радиус ионной атмосферы.
8. I приближение теории Дебая-Хюккеля (или предельный закон Дебая-Хюккеля). Выводы из него.
9. II Приближение теории Дебая-Хюккеля и его математическое выражение. III Приближение теории Дебая-Хюккеля. Уравнение Харнеда и Оуэна.
10. Удельная и эквивалентная электропроводность. Их зависимость от концентрации сильного и слабого электролита.
11. Метод измерения удельной электропроводности (мостик Уитстона).
12. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
13. Зависимость предельной подвижности от радиуса иона (уравнение Стокса) и температуры (правило Вальдена-Писаржевского).
14. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила. Основные закономерности изменения подвижности H_3O^+ и OH^- . Эстафетный тип электропроводности.
15. Связь между подвижностью ионов и их концентрацией. Теория Дебая-Хюккеля-Онзагера для разбавленных растворов сильных электролитов.
16. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Методы их устранения (эффект Вина и эффект Дебая-Фалькенгагена).
17. Числа переноса, их зависимость от концентрации, температуры.
18. Метод измерения чисел переноса (метод Гитторфа). Его недостатки.
19. Ионные равновесия в реальных растворах. Термодинамическая константа диссоциации. Ионное произведение воды.
20. Закон разведения. Выражение, связывающее константу диссоциации электролита и предельную подвижность его ионов.
21. Применение теории Дебая-Хюккеля к слабым электролитам.
22. Определение истинной степени диссоциации. Вычисление степени и константы диссоциации слабых электролитов.
23. Кислоты и основания. теория Бренстеда. Сопряженные кислоты и основания.
24. Протолитические реакции и протолитическое равновесие. Гидролиз. Константа гидролиза. Степень гидролиза.

25. Амфотерные электролиты. Цвиттерионы. Изоэлектрическая точка.
26. Понятия истинного и эффективного радиусов ионов. Уравнение Стокса, его недостатки. Правило Вальдена-Писаржевского и его недостаток.
27. Электрохимические элементы, электрохимические реакции и электрохимическая цепь элементов. Электродвижущая сила элемента.
28. Виды электрохимических элементов. Необратимый элемент Вольта, его работа при замыкании цепи.
29. Обратимый элемент Даниэля-Якоби, его работа при замыкании цепи.
30. Электрохимическое равновесие. Понятие электрохимического потенциала и общее условие электрохимического равновесия на границе электрод / раствор.
31. Скачки потенциала в цепи проводников и э.д.с. цепи проводников. Закон Вольта.
32. Применение закона Вольта для разных видов цепи проводников. Знаки и сложение э.д.с. элементов в электрохимической цепи.
33. Методы измерения э.д.с. Компенсационный метод.
34. Нормальный элемент Вестона. Особенности его работы.
35. Применение II закона термодинамики к электрохимической цепи. Уравнение Гиббса-Гельмгольца, его анализ. Стандартная э.д.с. элемента. Равновесие в электрохимической цепи, уравнение Нернста.
36. Наличие д.э.с. и возникновение скачков потенциала на границе фаз. Возможные пути образования д.э.с. на примере медного электрода.
37. Основные виды скачков потенциала на границе соприкосновения двух фаз.
38. Вольта-потенциал и его виды.
39. Механизмы возникновения э.д.с. электрической цепи. Теория Вольта и теория Нернста. Представления о проблемах Вольта и абсолютного скачка потенциала. Уравнение Фрумкина.
40. Строение границы электрод / раствор. Составляющие д.э.с.
41. Величина и знак электродного потенциала. Электрод сравнения. Зависимость электродного потенциала от концентрации раствора.
42. Электроды I и II рода. Конкретные примеры.
43. Электроды сравнения. Стандартный водородный электрод. Уравнение для электродного потенциала нестандартного газового электрода.
44. Каломельный электрод. Хлорсеребряный электрод.
45. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
46. Классификация электрохимических элементов (цепей). Концентрационные элементы без переноса. Уравнение для э.д.с. концентрационного элемента без переноса.
47. Концентрационные элементы с переносом и уравнение для его э.д.с.
48. Диффузионный потенциал. Уравнение диффузионного потенциала. Способ устранения диффузионного потенциала.
49. Определение коэффициентов активности электролитов по э.д.с.

50. Электрохимический элемент в режиме электролитической ячейки. Какие процессы относятся к процессам электролиза?

51. Стадии электролиза. Плотность тока как мера скорости электрохимической реакции. Энергия активации электродных процессов.

52. Поляризация электродов и ее причины. Кинетический вывод уравнения равновесного электродного потенциала и тока обмена.

53. Уравнения электрохимической поляризации при анодной и катодной поляризации.

54. Водородное перенапряжение. Стадии сложного электрохимического процесса восстановления ионов гидроксония. Теории водородного перенапряжения.

55. Уравнения концентрационной поляризации. Диффузионный ток.

56. Химические источники тока, их основные виды и характеристики.

57. Свинцовый аккумулятор, щелочной кадмиево-никелевый аккумулятор.

58. Топливные элементы.

59. Коррозия металлов, ее виды.

60. Методы предотвращения коррозии металлов.

61. Полярография. Полярограммы. Практическое применение метода полярографии.

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Факультет химический

Направление подготовки: 04.03.01 Химия

Профиль: —

Программа подготовки: **бакалавриат**

Семестр 7

Учебная дисциплина **Электрохимия**

БИЛЕТ №1

1. Термодинамическая константа диссоциации. Ионное произведение воды. Закон разведения. Выражение, связывающее константу диссоциации электролита и предельную подвижность его ионов.

2. Концентрационные элементы с переносом и уравнение для его э.д.с. Диффузионный потенциал. Уравнение диффузионного потенциала. Способ устранения диффузионного потенциала. Химические источники тока, их основные виды.

3. Рассказать строение каломельного и хлорсеребряного электродов. Какие реакции идут при их работе?

4. Задача (прилагается к билету).

Утверждено на заседании кафедры физической химии, протокол № ____
от « ____ » _____ 20__ г.

Заведующий кафедрой
Экзаменатор

В.М. Михальчук

Р.И. Лыга

Критерии оценивания экзамена

Номер задания	Количество баллов
1 вопрос билета	10
2 вопрос билета	10
3 вопрос билета	10
4 (задача)	10
5 (дополнительные вопросы)	10
Всего	50 баллов

11. ОБРАЗЕЦ ТЕСТОВОГО ЗАДАНИЯ

Тема «Растворы электролитов»

Вариант №1*Вопросы открытого типа:*

1. Проводники I рода – это Например,
2. Проводники II рода – это Например,
3. Сильные электролиты – это Например,
4. Слабые электролиты – это Например,
5. Процесс диссоциации – это Например,
6. Константа диссоциации (на примере уксусной кислоты) определяется по закону действующих масс по формуле... .
7. Степень диссоциации – это Рассчитывается по формуле
8. Теория электролитической диссоциации Аррениуса применима к
9. Активность электролита рассчитывается по формуле Средняя ионная активность рассчитывается по формуле... .
10. Коэффициент активности электролита рассчитывается по формуле Средний ионный коэффициент активности рассчитывается по формуле... .
11. Средняя ионная моляльность и средний ионный стехиометрический коэффициент рассчитываются по формулам ... и ... , соответственно.
12. Ионная сила раствора характеризует Рассчитывается по уравнению
13. Правило ионной силы:
14. Электростатическая теория Дебая-Хюккеля применима к
15. Ионная атмосфера – это ... (дать определение и представить рисунок).
16. Уравнение I приближения Дебая-Хюккеля
17. Электропроводность – это Рассчитывается по формуле ... , единицы измерения... .
18. Удельная электропроводность – это Рассчитывается по формуле ... , единицы измерения... .
19. Эквивалентная электропроводность – это Рассчитывается по формуле ... , единицы измерения... .

20. Эмпирическое уравнение Кольрауша
21. Подвижность катионов и анионов рассчитывается по формуле ... и ... , соответственно. Единицы измерения
22. Сформулировать закон Кольрауша.
23. Уравнение закона Кольрауша
24. Наибольшую подвижность имеют ионы ... и
25. Число переноса – это Рассчитываются числа переноса для катиона и аниона по формулам ... и Единицы измерения
26. Термодинамическая константа диссоциации выражается через ... , рассчитывается по уравнению (для уксусной кислоты)
27. Концентрационная константа диссоциации выражается через ... , рассчитывается по уравнению (для уксусной кислоты)
28. Уравнение первой формы закона разбавления Оствальда
29. Уравнение второй формы закона разбавления Оствальда
30. Формулировка закона разбавления Оствальда:
31. Сопряженная пара кислоты и основания – это
32. Двойное протолитическое равновесие – это Например,
33. Амфотерные электролиты – это
34. Изолетрическая точка – это

12. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

По курсу предполагается проведение промежуточной аттестации в виде модульного контроля по разным темам и экзамена в обязательном порядке. Кроме того, каждый студент обязан выполнить и защитить лабораторные работы, что также оценивается определенным количеством баллов.

Распределение баллов, которые могут получить студенты в процессе изучения дисциплины

Организационно-учебная работа студента	СРС		Экзамен	Всего
	Модульный контроль			
Мах 20 баллов	max 15 баллов	max 15 баллов	max 50 баллов	100 баллов
Выполнение и защита лабораторных работ	Коллоквиум 1 (темы 1-6, знание теоретического материала и умение решения задач)	Коллоквиум 2 (тема 7-12, знание теоретического материала и умение решения задач)	Сдача устного экзамена	

Шкала соответствия баллов национальной шкале

Оценка по шкале ECTS	Оценка по 100-балльной шкале	Оценка по государственной шкале (экзамен, дифференцированный зачет)	Оценка по государственной шкале (зачет)
A	90-100	5 (отлично)	зачтено
B	80-89	4 (хорошо)	зачтено
C	75-79	4 (хорошо)	зачтено
D	70-74	3 (удовлетворительно)	зачтено
E	60-69	3 (удовлетворительно)	зачтено
FX	35-59	2 (неудовлетворительно) с возможностью повторной сдачи	не зачтено
F	0-34	2 (неудовлетворительно) с возможностью повторной сдачи при условии обязательного набора дополнительных баллов	не зачтено

13. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Лекционные занятия проводятся в аудитории, оснащенной мультимедийной техникой и доской.

Лабораторные занятия проводятся в оборудованной учебной лаборатории, где имеются в наличии химическая посуда и химические реактивы.

В корпусе химического факультета обеспечен Wi-Fi доступ в сеть Интернет.

14. РЕКОМЕНДОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

№ п/п	Наименование	Кол-во экземпляров в библиотеке ДонНУ	Наличие электронной версии в ЭБС
<i>Основная литература</i>			
1.	Дамаскин, Б. Б. Электрохимия : учебник по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. - 2-е изд. - М. : Химия : КолосС, 2008. – 670 с.	3	нет
2.	Практикум по электрохимии / Н.И. Белая, А.В. Белый, В.И. Кожокар, А.М. Михальчук. Учебно-методическое пособие. - Донецк: ДонНУ, 2012 – 114 с.	–	да
3.	Физическая химия : В 2 кн. : Учеб. для вузов. Кн. 2 : Электрохимия ; Химическая кинетика и катализ / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др. ; Под. ред. К. С. Краснова. - 3. изд. - М. : Высш. шк., 2001. - 319 с.	20	нет
4.	Горшков, В. И. Основы физической химии : учеб. для студентов вузов по направлению и специальности "Биология" / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов. - 3-е изд. - М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2006. - 407 с.	13	нет
5.	Основы физической химии / Под ред. В.В. Еремина, С.И. Каргова, И.А. Успенской и др. – М.: Экзамен, 2005. – 478 с.	13	нет

6.	Еремін В.В., Каргов С.И., Успенская И.А. и др. Задачи по физической химии.- М.: Экзамен, 2005. – 318 с.	33	нет
7.	Основи електрохімії у питаннях і відповідях / Н.І. Біла, О.В. Білий, Т.Б. Поліщук, О.С. Волошина. Навчально-методичний посібник. - Донецьк: ДонНУ, 2011 – 102 с.	3	да
Дополнительная литература			
8.	Физическая химия : Учеб. : В 2 кн. Кн. 2 : Электрохимия. Химическая кинетика и катализ / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др. ; Под ред. К. С. Краснова. - 2-е изд. - М. : Высш. шк., 1995. - 320 с.	4	нет
9.	Гомонай, В. І. Фізична хімія : [Навч. посіб. для студ. хім. спец. ун-тів]. Ч. 2 : Хімічна кінетика. Каталітичні реакції. Фізико-хімія поверхневих явищ. Фото- та радіаційно-хімічні процеси. Електрохімія / Василь Гомонай, Олена Гомонай ; Ужгород. нац. ун-т ; Фіз.-техн. ін-т Нац. техн. ун-ту України "Київ. політехн. ін-т". - Ужгород : Мистец. лінія, 2003. - 479 с.	1	нет
10.	Стадник В. П. Фізична хімія : конспект. курс / В. П. Стадник. - Л., 2006. - 175 с.	5	нет
11.	Лебідь, В. І. Фізична хімія : підручник для студ. хім. спец. вищ. навч. закл. / В. І. Лебідь. - Харків : Гімназія, 2008. - 478 с.	51	нет
12.	Яцимирський, В. К. Фізична хімія : підруч. для вищ. навч. закл. / В. К. Яцимирський. - Київ : Перун ; Ірпінь, 2010. - 511 с.	1	нет

15. ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ

1. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия / Б.Б.Дамаскин, О.А.Петрий, Г.А.Цирлина. –2е изд., испр. и перераб. – М.: Химия, КолосС, 2006. – 672 с. – URL: http://chembaby.com/wp-content/uploads/2015/12/elbook_all.pdf.
2. Еремін, В. В. Основи фізической хімії – в 2-х томах. 2017. – URL: <http://bookash.pro/ru/author/>.

16. ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Не предусмотрено.

Рабочая программа рассмотрена и переутверждена на заседании кафедры физической химии с изменениями на 2020 год.

Протокол № 13 от «28» марта 2020 г.

Заведующий кафедрой

_____ В.М. Михальчук