

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Химический факультет
Кафедра физической химии

УТВЕРЖДАЮ:
проректор по научно-методической
и учебной работе


« 22 » апреля 2020 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
«Физическая химия»

Специальность: 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Образовательная программа: специалитет

Квалификация: Химик. Преподаватель химии

Форма обучения: очная

Донецк 2020

УТВЕРЖДАЮ:

Декан химического факультета

А.В. Белый

« 16 » апреля 2020 г.



Программа составлена на основе Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования (ФГОС ВО) специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 13 июля 2017 г. № 652; учебного плана и основной образовательной программы специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, разработанных в ГОУ ВПО «Донецкий национальный университет».

Разработчик:

Заведующий кафедрой физической химии,
д.х.н., профессор

В.М. Михальчук

Доцент кафедры физической химии,
к.х.н., доцент

Н.И. Белая

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

Курс «Физическая химия» входит в базовую часть профессионального цикла дисциплин подготовки студентов ОП Специалитет по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия. Дисциплина реализуется на химическом факультете 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», «Электрохимия», «Методы исследования фазовых равновесий», «Природные антиоксиданты».

2. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

<i>Характеристика учебной дисциплины</i>		
Специальность	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия	
Специализация		
Образовательная программа	Специалитет	
Квалификация	Химик. Преподаватель химии	
Количество содержательных модулей	3	
Дисциплина базовой / вариативной части образовательной программы	Базовая часть профессионального блока	
Формы контроля (МК, экзамен, зачет)	Экзамен, экзамен, экзамен	
Показатели	очная форма обучения	заочная форма обучения
Количество зачетных единиц (кредитов)	17	
Год подготовки	2, 3	
Семестр	4, 5, 6	
Количество часов	612	
- лекционных	180	
- практических, семинарских		
- лабораторных	162	
- самостоятельной работы	270	
в т.ч. индивидуальное задание		
Недельное количество часов,		
в т.ч. аудиторных	7, 7, 5	

3. ОПИСАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели:

- *педагогическая* – подготовка специалистов-химиков, которые умеют применять все возможности современной физической химии 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.

Задача:

- 1) раскрыть физический смысл основных законов физической химии, научить студента видеть области применения этих законов при решении конкретных химических проблем;
- 2) выделить методологически важные вопросы химии и на конкретных примерах показать взаимосвязь физической химии с другими дисциплинами химического и естественно-научного циклов.
- 3) 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, использовать результаты различных диаграмм состояния, рассчитывать кинетические параметры химических процессов – константы скорости, энергии активации, составлять кинетические уравнения для заданного механизма химического процесса и др.

Требования к результатам освоения дисциплины. Процесс изучения дисциплины «Физическая химия» направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ООП по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия:

а) универсальных компетенций (УК):

системное и критическое мышление

– способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий (УК-1);

разработка и реализация проектов

– способен управлять проектом на всех этапах его жизненного цикла (УК-2);

коммуникация

– способен применять современные коммуникативные технологии, в том числе на иностранном(ых) языке(ах), для академического и профессионального взаимодействия (УК-4);

самоорганизация и саморазвитие (в том числе здоровьесбережение)

– способен определять и реализовывать приоритеты собственной деятельности и способы ее совершенствования на основе самооценки и образования в течение всей жизни (УК-6).

безопасность жизнедеятельности

– способен создавать и поддерживать безопасные условия жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций (УК-8).

б) общепрофессиональных компетенций (ОПК):

общепрофессиональные навыки

– способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетнотеоретических работ химической направленности (ОПК-1);

– способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности (ОПК-2);

– способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения (ОПК-3).

физико-математическая и компьютерная грамотность при решении задач профессиональной деятельности

– способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач (ОПК-4);

– способен использовать информационные базы данных и адаптировать существующие программные продукты для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности (ОПК-5);

представление результатов профессиональной деятельности

– способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе (ОПК-6).

в) Профессиональные компетенции

Научно-исследовательская деятельность:

ПК-1 Способен проводить сбор, обработку, анализ и обобщение результатов экспериментов и исследований в различных областях химии, химической технологии и смежных наук;

Технологическая деятельность:

ПК-5 Способен к проведению опытов, испытаний и анализов с целью изучения состава, строения, свойств и процессов превращений веществ, энергетических и химических изменений в различных натуральных или искусственных веществах, сырье и изделиях;

Организационно-управленческая деятельность:

ПК-9 Способен применять актуальную нормативную документацию в соответствующей области знаний.

Педагогическая деятельность:

ПК-11 Способен использовать разнообразные эффективные формы, приемы и методы обучения, в том числе, выходящие за рамки учебных занятий: проектная деятельность, лабораторные эксперименты, полевая практика и т.п., к проведению индивидуальных занятий с обучающимися, организацию и контроль их самостоятельной работы;

В результате изучения учебной дисциплины студент должен

знать:

- основные законы и понятия физической химии;
- понимать принципиальные возможности применения методов исследования физической химии для решения конкретных химических проблем.

уметь:

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

владеть:

- методами исследования физической химии для решения конкретных химических проблем;
- законами для предсказания направления протекания процесса;
- методами анализа химического эксперимента;
- методами расчета изменения энергии для различных процессов, выхода продуктов, реакционной способности молекул веществ;
- методами определения скорости и константы скорости химической и электрохимической реакций.

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ И ФОРМЫ ОРГАНИЗАЦИИ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Порядковый номер и наименование темы	Краткое содержание темы
Содержательный модуль 1 «Химическая термодинамика»	
Тема 1. Нулевой и первый законы термодинамики.	Термодинамические системы, параметры и процессы. Внутренняя энергия, теплота и работа. Нулевой закон термодинамики и его постулаты, температура как функция состояния, условие термодинамического равновесия. Первый закон термодинамики, формулировки и математические выражения. Работа расширения идеального газа в различных процессах. Калорические уравнения и коэффициенты. Адиабатический процесс в идеальном газе. Теплоемкость при постоянном объеме и температуре, зависимость теплоемкости от температуры. Теплота процесса при постоянном объеме и при постоянном давлении. Стандартные состояния и условия, простые вещества. Закон Гесса, термохимические схемы. Вычисление стандартной энтальпии реакции с использованием стандартных теплот образования, сгорания, растворения, разведения. Приближенные методы расчета теплот образования, энергия связи атомов в молекуле. Температурная зависимость энтальпии реакции, уравнения закона Кирхгоффа.
Тема 2. Второй закон термодинамики.	Постулаты Клаузиуса и Кельвина. Цикл Карно, равенства Клаузиуса. Функция состояния «энтропия», ее изменение в равновесных и неравновесных процессах. Объединенный I и II закон термодинамики, основное термодинамическое тождество. Второй закон термодинамики в формулировке Пригожина. Закон возрастания энтропии, критерии протекания самопроизвольных процессов и состояния равновесия в изолированной системе. Производство энтропии при установлении теплового баланса. Изменение энтропии при протекании произвольного процесса в произвольной системе. Энтропия в различных процессах с идеальным газом, изменение энтропии при фазовых переходах. Энтропия и термодинамическая вероятность, уравнения Больцмана. Теорема Нернста и постулат Планка. Свойства веществ вблизи абсолютного нуля температуры, вычисления энтропии системы при произвольной температуре.
Тема 3. Термодинамическое равновесие и самопроизвольное протекание процессов.	Свободная энергия Гиббса и свободная энергия Гельмгольца – функции состояния системы. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов в закрытых системах. Термодинамические потенциалы и характеристические функции, их естественные переменные. Фундаментальные

	<p>уравнения термодинамики. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от температуры. Влияние давления на свободную энергию Гиббса идеальных и реальных газов. Фугитивность и коэффициент фугитивности. Критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в открытых системах, химический потенциал. Соотношение Максвелла, уравнения Гиббса-Дюгема. Общие критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в изолированных, закрытых и открытых системах.</p>
<p>Тема 4. Фазовая равновесие в однокомпонентных системах.</p>	<p>Условия равновесия фаз в однокомпонентных системах. Фазовые переходы первого и второго рода, изменение мольной энтропии, мольного объема, теплоемкости, изотермической сжимаемости и изобарического коэффициента объемного расширения. Давление насыщенного пара и его зависимость от температуры, уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Правило фаз Гиббса.</p> <p>Диаграмма состояния воды, фазовые поля, фигуративные точки, линии фазовых равновесий и их уравнения, тройная точка, критическое состояние, зависимость температуры плавления воды от давления. Диаграмма состояния диоксида углерода, сублимация и десублимации. Диаграмма состояния серы, метастабильные состояния, энантиотропные фазовые переходы. Диаграмма состояния бензофенона, монотропные фазовые переходы, правило Оствальда.</p>
<p>Тема 5. Термодинамика растворов.</p>	<p>Растворы, определение и классификация. Параметры, характеризующие состояние раствора и его компонентов. Парциальные давления, парциальные мольные термодинамические величины. Внутренняя энергия, энтропия, свободная энергия Гельмгольца идеальных растворов газов, химический потенциал их компонентов. Равновесие жидкий раствор – насыщенный пар, выражение химического потенциала компонентов раствора через давление насыщенного пара и фугитивность. Законы Рауля и Генри, идеальные растворы. Отклонения от закона Рауля, реальные и предельно разбавленные растворы, активность компонентов раствора, коэффициент активности.</p>
<p>Тема 6. Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах.</p>	<p>Первый и второй законы Коновалова. Фазовые диаграммы бинарных растворов летучих жидкостей. Фракционная перегонка и ректификация. Диаграммы бинарных систем, образующих азеотропные растворы.</p>
<p>Тема 7. Равновесие жидких растворов с кристаллическими веществами.</p>	<p>Растворимость кристаллических веществ в жидкости с образованием реальных, предельно разбавленных и идеальных растворов. Температуры кристаллизации и</p>

	<p>кипения идеальных растворов нелетучих веществ, криоскопия и эбуллиоскопия. Явление осмоса и его движущая сила. Термодинамика осмотического давления, уравнения Вант-Гоффа для разбавленных идеальных растворов неэлектролитов и электролитов, изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов. Значение осмоса для живых организмов, лизис и плазмолиз клеток. Обратный осмос и его применение в технологических процессах.</p>
<p>Тема 8. Равновесие в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.</p>	<p>Термодинамические функции смешения жидкостей, избыточные функции. Ограниченно смешивающиеся жидкости, фазовые диаграммы систем: нитрил пропионовой кислоты – вода, пиперидин – вода, бензилэтиламин – глицерин. Верхняя и нижняя критические температуры растворимости, правило Алексеева. Треугольные диаграммы Гиббса-Розебума, их свойства. Диаграммы состояния трехкомпонентных смесей жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью. Закон распределения и экстракция, коэффициент и константы распределения, формула Шилова.</p>
<p>Тема 9. Фазовые равновесия кристаллическое вещество – жидкость.</p>	<p>Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Правило рычага. Принципы построения диаграмм фазовых равновесий, кривые охлаждения, термический и дифференциально-термический анализ. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем, в которых образуются химические соединения, плавящиеся конгруэнтно и инконгруэнтно. Фазовые диаграммы бинарных систем, в которых образуются твердые растворы с ограниченной и неограниченной растворимостью компонентов.</p>
<p>Тема 10. Химическое равновесие.</p>	<p>Прямая и обратная реакции, подвижность химического равновесия, термодинамические условия химического равновесия. Закон действия масс, термодинамический вывод константы равновесия для идеальных и реальных газовых реакционных смесей и жидких растворов. Химическое равновесие при протекании химической реакции в гетерогенных системах. Изобарный потенциал химической реакции, уравнение изотермы химической реакции. Стандартный изобарный потенциал химической реакции. Соотношение между константами равновесия, выраженными через парциальные давления, мольные доли, мольно-объемную концентрацию, влияние давления на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье-Брауна, применение к реакции синтеза аммиака. Зависимость химического равновесия от температуры в узком диапазоне температур. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Изменение стандартного изобарного потенциала химической реакции в широком диапазоне температур.</p>

Содержательный модуль 2 «Химическая кинетика и катализ»	
Тема 11. Формальная кинетика.	Предмет химической кинетики. Скорость и константа скорости химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Необратимые реакции. Реакции нулевого порядка. Мономолекулярная необратимая реакция первого порядка. Бимолекулярная необратимая реакция второго порядка. Необратимая реакция n-го порядка. Методы определения общего порядка реакции. Методы определения порядка реакции по веществу. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
Тема 12. Кинетика сложных реакций.	Принципы, лежащие в основе кинетики сложных реакций. Обратимые реакции. Мономолекулярная обратимая реакция первого порядка. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Приближенные методы химической кинетики: метод квазистационарных концентраций; метод квазистационарного равновесного приближения.
Тема 13. Теоретические представления химической кинетики.	Теория активных столкновений. Применение молекулярно-кинетической теории идеальных газов в химической кинетике. Эффективный диаметр столкновения. Гипотеза активных столкновений. Применение теории столкновений к бимолекулярной реакции. Расчет константы скорости. Теория переходного состояния. Поверхность потенциальной энергии. Активный комплекс и координата реакции. Профиль пути реакции. Вывод основного уравнения теории активного комплекса для бимолекулярных реакций. Свободная энергия активации. Сравнение теории активных столкновений и теории активного комплекса. Моно- и тримолекулярные реакции в теории столкновений и активного комплекса. Мономолекулярные реакции по теории активных столкновений и их бимолекулярный механизм активации. Мономолекулярные реакции и теория активного комплекса. Тримолекулярные реакции в теории столкновений и активного комплекса. Реакции в растворах. Применение теории активных столкновений к реакциям в растворе. Реакции в растворе и теория активного комплекса. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Влияние ионной силы на скорость реакции.
Тема 14. Кинетика цепных и фотохимических реакций.	Основные стадии цепной реакции. Длина цепи и звено цепи. Кинетика неразветвленных цепных реакций на примере реакции образования фосгена. Разветвленные цепные реакции. Полуостров воспламенения. Стадии фотохимической реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход. Основные типы фотохимических реакций. Различия между фотохимическими и темновыми реакциями.

<p>Тема 15. Гомогенный катализ.</p>	<p>Понятие катализа и катализатора. Виды катализа. Каталитическая активность. Гомогенные каталитические реакции. Основы гомогенного катализа по Шпитальскому. Общий кислотно-основной катализ. Первичный и вторичный солевые эффекты. Специфический кислотно-основной катализ. Функция кислотности Гаммета.</p>
<p>Тема 16. Гетерогенный катализ.</p>	<p>Гетерогенный катализ. Основные стадии гетерогенной каталитической реакции. Характерные черты гетерогенного катализа. Активация в гетерогенных каталитических реакциях. Активированная адсорбция. Кинетическая и диффузионная области гетерогенно-каталитического процесса. Кинетика гетерогенных каталитических реакций в статических условиях. Истинная и кажущаяся энергии активации гетерогенных химических реакций.</p> <p>Теории гетерогенного катализа. Активные центры гетерогенных катализаторов. Мультиплетная теория катализа. Теория активных ансамблей. Катализаторы на носителях. Адсорбционные катализаторы. Каталитические свойства переходных металлов периодической системы.</p>
<p>Тема 17. Ферментативный катализ.</p>	<p>Ферменты и их основная классификация. Основные стадии ферментативной реакции. Фермент-субстратный комплекс. Основы кинетики ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментена и способы его проверки.</p>
<p>Содержательный модуль 3 «Электрохимия»</p>	
<p>Тема 18. Основные положения теории Аррениуса.</p>	<p>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.</p>
<p>Тема 19. Основные положения теории Дебая-Хюккеля.</p>	<p>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.</p>
<p>Тема 20. Электропроводность электролитов.</p>	<p>Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности, их зависимость от концентрации электролита. Метод измерения электропроводности.</p>

<p>Тема 21. Подвижность ионов электролитов.</p>	<p>Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Зависимость предельной подвижности от радиуса иона (формула Стокса) и температуры (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).</p>
<p>Тема 22. Числа переноса ионов.</p>	<p>Числа переноса; их зависимость от температуры и концентрации электролита. Методы определения чисел переноса (метод Гитторфа и метод движущейся границы).</p>
<p>Тема 23. Ионные равновесия.</p>	<p>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.</p>
<p>Тема 24. Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).</p>	<p>Электрохимические элементы и э.д.с. Понятие электрохимического потенциала и общее условие электрохимического равновесия на границе электрод / раствор. Скачки потенциала и электродвижущая сила. Закон Вольта. Знаки и сложение э.д.с. элементов в электрохимическом 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.</p>
<p>Тема 25. Электродные потенциалы. Типы электродов.</p>	<p>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).</p>
<p>Тема 26. Концентрационные элементы.</p>	<p>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.</p>
<p>Тема 27. Кинетика электродных</p>	<p>Электролиз и законы Фарадея. Стадии электрохимического процесса; понятие</p>

процессов. Электрохимическая поляризация.	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 28. Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	Уравнение концентрационной поляризации. Предельный диффузионный ток. Зависимость диффузионного тока от потенциала в условиях замедленной стационарной диффузии.
Тема 29. Прикладные аспекты электрохимии.	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

Названия содержательных модулей и тем	Содержательный модуль 1										
	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. Основные положения химической термодинамики.	27	10		5	12						
Тема 2. Первый закон термодинамики.	25	8		5	12						
Тема 3. Термохимия.	23	6		5	12						
Тема 4. Второй закон термодинамики.	25	8		5	12						
Тема 5. Характеристические функции и термодинамические потенциалы.	22	4		5	13						
Тема 6. Термодинамика растворов.	24	6		5	13						
Тема 7. Фазовая равновесие в однокомпонентных системах.	15	6		6	13						
Тема 8. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах.	25	6		6	13						
Тема 9. Равновесие в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.	26	8		6	13						
Тема 10. Химическое равновесие.	28	10		6	13						
Итого по 1 содержательному модулю	252	72		54	126						

	Содержательный модуль 2											
Названия содержательных модулей и тем	Количество часов											
	Очная форма обучения						Заочная форма обучения					
							на базе общего среднего образования					
	всего	в т.ч.					всего	в т.ч.				
		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа
Тема 11. Формальная кинетика.	28	10		8	10							
Тема 12. Кинетика сложных реакций.	28	10		8	10							
Тема 13. Теоретические представления химической кинетики.	30	12		8	10							
Тема 14. Кинетика цепных и фотохимических реакций.	28	10		8	10							
Тема 15. Гомогенный катализ.	23	10		8	5							
Тема 16. Гетерогенный катализ.	23	10		8	5							
Тема 17. Ферментативный катализ.	20	10		6	4							
Итого по 2 содержательному модулю	180	72		54	54							

	Содержательный модуль 3											
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	индивидуальная работа
Тема 18. Основные положения теории Аррениуса.	15,5	3		6	5,5							

Тема 19. Основные положения теории Дебая-Хюккеля.	15,5	3		6	5,5							
Тема 20. Электропроводность электролитов.	15,5	3		6	5,5							
Тема 21. Подвижность ионов электролитов.	15,5	3		4	5,5							
Тема 22. Числа переноса ионов.	15,5	3		4	5,5							
Тема 23. Ионные равновесия.	15,5	3		4	5,5							
Тема 24. Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).	11,5	3		4	4,5							
Тема 25. Электродные потенциалы. Типы электродов.	17,5	3		4	10,5							
Тема 26. Концентрационные элементы.	17,5	3		4	10,5							
Тема 27. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.	17,5	3		4	10,5							
Тема 28. Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	17,5	3		4	10,5							
Тема 29. Прикладные аспекты электрохимии.	17,5	3		4	10,5							
Итого по 3 содержательному модулю	180	36		54	90							

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

Темы лекционных занятий

№ п/п	Название темы	Количество часов
1	Нулевой и первый законы термодинамики.	10
2	Второй закон термодинамики.	8
3	Термодинамическое равновесие и самопроизвольное протекание процессов.	6
4	Фазовая равновесие в однокомпонентных системах.	8
5	Термодинамика растворов.	4
6	Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах.	6
7	Равновесие жидких растворов с кристаллическими веществами.	6
8	Равновесие в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.	6
9	Фазовые равновесия кристаллическое вещество – жидкость.	6
10	Химическое равновесие.	10
11	Формальная кинетика.	10
12	Кинетика сложных реакций.	10
13	Теоретические представления химической кинетики.	12
14	Кинетика цепных и фотохимических реакций.	10
15	Гомогенный катализ.	10
16	Гетерогенный катализ.	10
17	Ферментативный катализ.	10
18	Основные положения теории Аррениуса.	3
19	Основные положения теории Дебая-Хюккеля.	3
20	Электропроводность электролитов.	3
21	Подвижность ионов электролитов.	3
22	Числа переноса ионов.	3
23	Ионные равновесия.	3
24	Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).	3
25	Электродные потенциалы. Типы электродов.	3
26	Концентрационные элементы.	3
27	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.	3
28	Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	3
29	Прикладные аспекты электрохимии.	3
	ВСЕГО	180

Темы лабораторных занятий

№ п/п	Название темы	<i>Количество часов</i>
1.	Определение тепловых эффектов различных процессов	6
2.	Зависимость давления насыщенного пара летучего вещества от температуры, метод кипения	6
3.	Определение константы химического равновесия реакции омыления эфира	6
4.	Определение константы химического равновесия реакции восстановления ионов железа	6
5.	Изучение равновесия жидкость-пар в двойных жидких системах	6
6.	Определение молекулярной массы вещества криоскопическим методом	6
7.	Изучение кристаллизации из растворов при низких температурах	6
8.	Изучение взаимной растворимости в трехкомпонентных системах	6
9.	Определение коэффициента распределения между двумя жидкими фазами	6
10.	Изучение кинетики реакции омыления эфира в присутствии ионов гидроксония методом кислотно-основного титрования	6
11.	Изучение кинетики реакции омыления эфира в присутствии ионов гидроксила методом кондуктометрии	6
12.	Изучение кинетики реакции йодирования ацетона методом йодометрического титрования	7
13.	Изучение кинетики реакции разложения перекиси водорода газометрическим методом	7
14.	Изучение кинетики реакции разложения мочевины в водных растворах методом кондуктометрии	7
15.	Изучение кинетики реакции разложения комплексного иона триоксалата марганца методом фотоколориметрии	7
16.	Изучение кинетики реакции мутаротации глюкозы в водных растворах поляриметрическим методом	7
17.	Изучение кинетики реакции инверсии тростникового сахара поляриметрическим методом	7
18.	Определение электропроводности слабых электролитов и расчет их констант диссоциации	8
19.	Кондуктометрическое титрование	8
20.	Определение буферной емкости методом потенциометрического титрования	8
21.	Определение рН образования гидроксидов металлов	8
22.	Компенсационный метод определения э.д.с. элементов	8
23.	7	7
24.	Определение э.д.с. элемента Даниэля-Якоби компенсационным методом	7
	ВСЕГО	162

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	Нулевой и первый законы термодинамики.	12
2	Второй закон термодинамики.	12
3	Термодинамическое равновесие и самопроизвольное протекание процессов.	12
4	Фазовая равновесие в однокомпонентных системах.	12
5	Термодинамика растворов.	13
6	Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах.	13
7	Равновесие жидких растворов с кристаллическими веществами.	13
8	Равновесие в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.	13
9	Фазовые равновесия кристаллическое вещество – жидкость.	13
10	Химическое равновесие.	13
11	Формальная кинетика.	10
12	Кинетика сложных реакций.	10
13	Теоретические представления химической кинетики.	10
14	Кинетика цепных и фотохимических реакций.	10
15	Гомогенный катализ.	5
16	Гетерогенный катализ.	5
17	Ферментативный катализ.	4
18	Основные положения теории Аррениуса.	5,5
19	Основные положения теории Дебая-Хюккеля.	5,5
20	Электропроводность электролитов.	5,5
21	Подвижность ионов электролитов.	5,5
22	Числа переноса ионов.	5,5
23	Ионные равновесия.	5,5
24	Электрохимические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с.).	4,5
25	Электродные потенциалы. Типы электродов.	10,5
26	Концентрационные элементы.	10,5
27	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая поляризация.	10,5
28	Кинетика электродных процессов. Концентрационная поляризация.	10,5
29	Прикладные аспекты электрохимии.	10,5
	ВСЕГО	270

7. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

(не предусмотрены программой)

8. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ К ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Раздел «Химическая термодинамика»

1. Дайте определение термодинамической системы, окружающей среды, Вселенной, термостата.
2. Какие системы называются гетерогенными, гомогенными и однородными? Приведите примеры таких систем.
3. Приведите классификацию термодинамических систем по их способности обмена с окружающей средой веществом и энергией.
4. Что такое равновесное состояние термодинамической системы и в чем проявляется динамический характер этого равновесия?
5. Приведите классификацию термодинамических параметров. Какие физические величины относят к интенсивным термодинамическим параметрам? Запишите математическое уравнение, отображающее аддитивность свойств экстенсивных термодинамических параметров.
6. Дайте определения равновесных и обратимых процессов. Как они связаны между собой?
7. Приведите формулировки двух постулатов нулевого закона термодинамики. Запишите математическое выражение этого закона.
8. Опишите принцип построения эмпирических температурных шкал. Назовите их общие недостатки.
9. Сформулируйте основные положения, которые принимаются в качестве аксиомы при построении абсолютных температурных шкал. Как связаны реперные точки и единицы температуры в шкалах Кельвина и Цельсия?
10. Как в термодинамике определяется внутренняя энергия тела (системы)? Формы передачи энергии, элементарная теплота и элементарная работа, единицы их измерения.
11. Приведите наиболее важные в химической термодинамике формулировки первого закона термодинамики, запишите его уравнения.
12. Какие свойства имеет идеальный газ и чему равна работа расширения идеального газа в изобарных, изотермических, адиабатических и изобарно-изотермических условиях проведения процесса?
13. Какое свойство внутренней энергии используется в качестве основного исходного положения при определении вида калорического уравнения в изохорно-изотермических условиях? Какой физический смысл имеют калорические коэффициенты C_V , C_p , h , l ?
14. Как на основе уравнения первого закона термодинамики вводится функция состояния – энтальпия? Дайте определение энтальпии.
15. При каких условиях элементарную теплоту δQ приравнивают к полным дифференциалам внутренней энергии и энтальпии?
16. Дайте определение истинной и средней теплоемкости, запишите соотношение между C_V и C_p для идеального газа. Какими уравнениями аппроксимируется температурная зависимость теплоемкости C_p ?
17. Какими уравнениями выражается взаимосвязь температуры давления и объема при адиабатическом расширении (сжатии) идеального газа?
18. Что понимают под простыми веществами? Каковы условия стандартного состояния для газов, чистых веществ в конденсированном состоянии, растворов?
19. Приведите формулировки и уравнения закона Гесса и его следствий. Что такое стандартная теплота химической реакции при постоянном давлении, теплота образования химических соединений и ионов из простых веществ, теплота сгорания, теплота разрыва связей?

20. Дайте определение интегральной теплоты растворения, первой и полной интегральной теплоты растворения, интегральной теплоты разбавления (полной и промежуточной).
21. От чего зависит направление изменения энтальпии химической реакции при повышении температуры? Проанализируйте уравнение закона Кирхгофа в дифференциальной форме.
22. В чем заключаются особенности проведения расчетов изменения энтальпии химической реакции с применением интегральной формы уравнения Кирхгофа в узком и широком диапазоне температур?
23. Приведите формулировки второго закона термодинамики в форме постулатов Клаузиуса и Томсона (лорда Кельвина). В каких случаях возможны: передача теплоты от менее нагретого тела к более нагретому; преобразование теплоты в работу в циклическом процессе?
24. Какие равновесные процессы расширения (сжатия) вносят вклад в работу, совершаемую циклом Карно?
25. Запишите равенство и неравенство Клаузиуса, приведите формулировки и математические выражения первой и второй теорем Карно для равновесных и неравновесных циклических процессов.
26. Как на основе равенства Клаузиуса вводится функция состояния – энтропия? К каким термодинамическим переменным относится энтропия и что она характеризует?
27. Как изменяется энтропия при протекании в системе равновесных и неравновесных процессов? Приведите равенства и неравенства, которые являются математическими выражениями второго закона термодинамики.
28. Приведите формулировку и математические выражения закона возрастания энтропии. Сформулируйте следствия этого закона.
29. В каких системах изменение энтропии является критерием самопроизвольного протекания процессов и состояния равновесия?
30. Что такое внутрисистемное производство энтропии $\Delta_{in}S$? Как изменяется энтропия при установлении теплового баланса между двумя телами, разделенными перегородкой с низкой теплопроводностью?
31. Запишите уравнения для изменения энтропии при протекании различных процессов (фазовых переходов первого рода, нагревания твердых тел, жидкостей, идеальных газов, расширения идеальных газов и др.).
32. Что такое термодинамическая вероятность и как она связана с энтропией? Запишите формулу Больцмана.
33. К каким двум основным положениям сводится расширенная формулировка тепловой теоремы Нернста? Как теорема Нернста согласуется с вероятностной интерпретацией энтропии?
34. Приведите формулировку постулата Планка. Чем этот постулат отличается от тепловой теоремы Нернста?
35. Какие свойства имеют вещества вблизи абсолютного нуля температуры? Как вычисляется абсолютная энтропия по экспериментальным данным?
36. На основе анализа изменения энтропии Вселенной установите критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе.
37. С какой целью в термодинамике вводятся функции состояния – свободная энергия Гельмгольца и свободная энергия Гиббса?
38. Какой математический вид имеют критерии самопроизвольного протекания процессов и состояния равновесия в закрытых системах?
39. При каких условиях максимальная полезная работа, сверх работы расширения, равна убыли: 1 – свободной энергии Гиббса; 2 – свободной энергии Гельмгольца?
40. Что такое характеристические функции, термодинамические потенциалы, естественные переменные? Запишите фундаментальные уравнения термодинамики для потенциалов U , H , F , G .

41. Как на основе фундаментальных уравнений термодинамики можно получить соотношения Максвелла?
42. Запишите уравнения Гиббса – Гельмгольца и определите направление изменения отношений $\Delta G/T$ и $\Delta F/T$ при повышении температуры.
43. Как зависит от давления свободная энергия Гиббса твердых и жидких веществ, идеальных и реальных газов? Что такое фугитивность и коэффициент фугитивности?
44. Как вводится функция состояния – химический потенциал? Какой вид принимают фундаментальные уравнения термодинамики для открытых систем?
45. Обоснуйте критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процесса в открытой системе. Что характеризует химический потенциал в многокомпонентных системах?
46. Какие термодинамические параметры многокомпонентных систем связывают уравнения Гиббса – Дюгема, и какой вывод следует из этой связи?
47. Обсудите общие условия термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процесса в изолированных, закрытых и открытых системах.
48. Дайте определения понятиям: фаза, составляющее вещество многокомпонентной системы, компонент. Как определяется число компонентов в системе, в которой протекают химические реакции?
49. На основе анализа фундаментальных уравнений термодинамики для открытых систем обоснуйте условия фазового равновесия.
50. Как изменяются химический потенциал, его производные по температуре и давлению при фазовых переходах первого и второго рода? Какой вид имеют температурные зависимости химического потенциала и мольных термодинамических параметров: \tilde{H} , \tilde{V} , \tilde{S} , C_p ?
51. Что такое давление насыщенного пара и как оно зависит от температуры? Запишите уравнения Клапейрона и Клаузиуса – Клапейрона. Сформулируйте правила Трутона и Гильдебрандта.
52. Запишите математические выражения правила фаз Гиббса. Объясните физический смысл термодинамического числа степеней свободы.
53. На основе анализа уравнений Клапейрона и Клаузиуса – Клапейрона объясните вид кривых фазовых равновесий на диаграмме состояния воды. Как изменяется температура плавления льда, а также температура кипения воды при увеличении внешнего давления?
54. Как изменяется термодинамическое число степеней свободы при изотермической конденсации пара, а также изобарном плавлении льда и кипении воды?
55. Что такое критическая точка и критическое состояние вещества? Какие свойства имеет вещество в сверхкритическом состоянии?
56. Представьте схематическое изображение фазовой диаграммы диоксида углерода, объясните ее вид. Какие фазовые переходы первого рода CO_2 могут происходить при атмосферном давлении?
57. Как связан температурный диапазон устойчивости кристаллических фаз с давлением насыщенного пара над ними? Опишите фазовую диаграмму серы.
58. Представьте схематическое изображение фазовой диаграммы бензофенона. Объясните, почему кристаллическая модификация *бензофенон-1* термодинамически неустойчива.
59. Чем отличаются энантиотропный и монотропный фазовые переходы? Сформулируйте правило Оствальда.
60. Дайте определение раствора и компонента раствора. Приведите классификацию растворов по агрегатному состоянию.
61. Какие термодинамические параметры характеризуют компоненты раствора? Какие способы выражения концентрации компонентов газовых, жидких и твердых растворов используются в физической химии? Дайте определение мольной парциальной термодинамической величины.

62. Какие системы относят к идеальным растворам газов? Какой вид имеют уравнения, описывающие концентрационные зависимости химических потенциалов компонентов идеальных растворов газов?
63. Выразите химический потенциал компонентов жидкого раствора как функцию парциального давления или фугитивности этого компонента в насыщенном паре.
64. Дайте определение идеального раствора. Какой вид имеют уравнения закона Рауля и закона Генри? Чем они отличаются?
65. Какие факторы вызывают положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля? Какие растворы называются предельно разбавленными?
66. Какой вид имеют концентрационные зависимости парциальных давлений компонентов бинарного раствора летучих жидкостей, а также полного давления насыщенного пара для идеального и предельно разбавленного растворов?
67. Дайте определение термодинамической активности компонента раствора. Чему равен коэффициент активности для растворителя и растворенного вещества в предельно разбавленных растворах?
68. Запишите уравнения для химического потенциала компонентов идеального и реального растворов.
69. На основе уравнения Гиббса – Дюгема приведите вывод первого и второго законов Коновалова.
70. Проведите анализ фазовой диаграммы жидкость – пар бинарной системы в координатах давление – концентрация второго компонента. Как изменяется состав равновесных фаз и давление в процессе кипения раствора?
71. Какой вид имеет фазовая диаграмма жидкость – пар бинарной системы в изобарных условиях? Как изменяется температура кипения раствора, и концентрация второго компонента в равновесных фазах в процессе кипения?
72. Как изменяется состав кипящей жидкости и конденсата при последовательной перегонке раствора в несколько сменяемых приемных сосудов? Как называются полученные растворы и чем они отличаются?
73. Что такое ректификация? Какой закон лежит в основе этого процесса? За счет чего поддерживаются постоянство состава кипящего раствора и его температуры в процессе ректификации?
74. Какие процессы одновременно протекают на каждой тарелке ректификационной колонны?
75. Какие растворы называют азеотропными? В чем заключаются особенности ректификации бинарных систем, в которых образуются азеотропные растворы?
76. Какие растворы называют насыщенными, и что такое растворимость?
77. На основе условия равновесия фаз в насыщенном растворе установите вид уравнений температурной зависимости растворимости кристаллических веществ с образованием реальных, предельно разбавленных и идеальных растворов.
78. Какие свойства компонентов раствора оказывают влияние на температурную зависимость растворимости?
79. Почему температура кипения раствора с ростом концентрации растворенного вещества повышается, а температура кристаллизации понижается? Как при этом изменяется фазовая диаграмма растворителя?
80. Какой вид имеют уравнения для понижения температуры замерзания и повышения температуры кипения растворов нелетучих веществ, и при каких условиях они выполняются?
81. Какие параметры, и для какого компонента раствора определяют значения криоскопических и эбуллиоскопических констант?
82. Дайте определения осмосу и осмотическому давлению. Что является движущей силой осмотического переноса растворителя в раствор?

83. Приведите вывод уравнений осмотического давления для реальных и идеальных разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов.
84. Что такое изотонический коэффициент, какие факторы определяют его величину?
85. Какие свойства растворов называются коллигативными?
86. Какие явления, связанные с осмосом, имеют большое значение для биологических систем?
87. При каких условиях происходит перенос растворителя из раствора в сосуд с чистым растворителем через полупроницаемую перегородку? Укажите области применения обратного осмоса.
88. Какими уравнениями выражаются термодинамические функции смешения жидкостей, избыточные термодинамические функции и линия фазового разделения? Какие растворы называются регулярными и атермальными?
89. На примере анализа диаграммы системы нитрил пропионовой кислоты – вода опишите изменение фазового состояния системы при увеличении концентрации воды и повышении температуры.
90. Что такое сопряженные точки, нода, верхняя критическая температура растворения? Как формулируется правило Алексеева?
91. В чем заключается правило рычага и как оно применяется для определения массового соотношения фаз?
92. Чем объясняется фазовое расслоение жидкостей при возрастании температуры в системах с нижней критической температурой растворения?
93. Какие свойства равностороннего треугольника лежат в основе методов отображения концентраций и (или) соотношения компонентов в трехкомпонентных системах (по Гиббсу и Розебуму)?
94. Как отображается фазовая диаграмма трехкомпонентной системы с ограниченной взаимной растворимостью на гранях треугольной призмы и в ее объеме? Начертите изотермическое сечение объемной диаграммы.
95. В чем заключаются особенности применения правила рычага и построения системы нод на треугольной фазовой диаграмме? Правило Тарасенкова.
96. Приведите доказательство закона распределения. В каких случаях этот закон можно выразить в виде отношения концентраций распределяемого вещества в несмешивающихся жидкостях?
97. Какое влияние на константу распределения оказывает образование ассоциатов молекул распределяемого вещества? Запишите формулы Шилова.
98. Что такое коэффициент распределения и степень извлечения экстрагируемого вещества? Дайте определение экстракции. Как осуществляется многократная (периодическая или дробная) экстракция?
99. На основе анализа уравнения Шредера объясните вид концентрационной зависимости температуры начала кристаллизации компонентов бинарных систем (линий ликвидуса).
100. Какие фазы находятся в состоянии равновесия на линиях ликвидуса, а также в точке и на линии эвтектики бинарной системы, состоящей из компонентов *A* и *B*?
101. Опишите фазовый состав и определите термодинамическое число степеней свободы во всех фазовых полях простой эвтектической фазовой диаграммы.
102. Как изменяется фазовое состояние системы и число степеней свободы при охлаждении расплавов эвтектического и не эвтектического состава для простой эвтектической фазовой диаграммы?
103. Как определяется состав расплава и массовое соотношение фаз в процессе кристаллизации одного из компонентов системы?
104. Каковы особенности кристаллизации расплавов для систем, в которых образуются соединения, плавящиеся конгруэнтно?

105. Как изменяется фазовое состояние, состав расплава и число степеней свободы при охлаждении расплавов для систем, в которых образуются соединения, плавящиеся инконгруэнтно?
106. Дайте определение перитектическому процессу. Что такое точка, температура и линия перитектики?
107. Исчезновением какой фазы заканчивается перитектический процесс при охлаждении расплавов с мольной долей второго компонента меньше, равной и больше, чем для инконгруэнтно плавящегося соединения?
108. Дайте определение твердому раствору. Охарактеризуйте твердые растворы включения и твердые растворы замещения.
109. Как изменяется фазовое состояние системы, состав расплава, состав кристаллической фазы и число степеней свободы при охлаждении расплавов для эвтектических систем, компоненты которых ограничено взаимно растворимы в кристаллическом состоянии?
110. Опишите процесс кристаллизации твердых растворов в перитектических системах. Объясните, почему с началом перитектического процесса ранее выпавшие кристаллы твердого раствора растворяются.
111. Как протекает плавление кристаллической фазы в бинарных системах, компоненты которых неограниченно взаимно растворимы в кристаллическом состоянии?
112. Обоснуйте возможность применения критериев самопроизвольного протекания обратимых термодинамических процессов и состояния термодинамического равновесия для описания обратимых химических реакций.
113. Что такое химическая переменная и как она используется для вывода условий протекания самопроизвольных химических реакций и состояния химического равновесия?
114. Приведите термодинамический вывод уравнения закона действующих масс. Какой вид имеет обобщенное уравнение закона действующих масс для произвольной химической реакции?
115. Зависит ли константа химического уравнения, выраженная через равновесные парциальные давления, от полного (суммарного) давления и парциальных давлений компонентов в исходной смеси?
116. Какое влияние оказывает форма записи уравнения химической реакции на числовое значение константы химического равновесия и ее размерность?
117. Какой вид имеют уравнения закона действующих масс для реакций, протекающих в реальных газовых растворах, а также в реальных и идеальных жидких растворах?
118. Запишите обобщенные уравнения закона действующих масс для реакций, протекающих в гетерогенных системах. Как изменяется уравнение константы равновесия, если часть компонентов реакционной смеси являются чистыми веществами? Какая величина называется давлением диссоциации?
119. Приведите вывод уравнения изотермы химической реакции. Какой физический смысл свободной энергии Гиббса (Гельмгольца) химической реакции? Чему равно химическое сродство?
120. В каком направлении протекает реакция, если свободная энергия Гиббса химической реакции для конкретной реакционной смеси принимает значение: 1 – больше нуля; 2 – меньше нуля; 3 – равно нулю?
121. Как вводятся термодинамические параметры: стандартная свободная энергия Гиббса (Гельмгольца) химической реакции $\Delta_r G^\ominus$ и $\Delta_r F^\ominus$? С какой термодинамической величиной однозначно связаны эти стандартные термодинамические параметры?
122. Какой можно сделать вывод, если для некоторой реакции изменение стандартной свободной энергии $\Delta_r G^\ominus$ или $\Delta_r F^\ominus$ принимает значение: 1 – много больше нуля; 2 – много меньше нуля; 3 – равно нулю?

123. Какими уравнениями связаны константы равновесия K_p , K_c , K_x для реакции, протекающей в газовой фазе?
124. Как на основе уравнения $K_x = f(K_p)$ определить направление смещения равновесия при изменении полного давления реакционной смеси? Сформулируйте принцип Ле-Шателье – Брауна.
125. Приведите вывод уравнения изобары (изохоры) химической реакции в дифференциальных и интегральных формах. Какой вид имеет график зависимости $\ln K_p = f(1/T)$?
126. На основе анализа дифференциальной формы уравнения изобары химической реакции определите направление смещения равновесия при повышении температуры для эндотермических и экзотермических реакций?
127. В чем заключаются особенности нахождения зависимости константы химического равновесия от температуры в широком диапазоне температур?

Раздел «Химическая кинетика и катализ»

1. Определить понятие средней и истинной скорости химической реакции.
2. Определить основной постулат химической кинетики, физический смысл константы
3. Определить понятия порядка и молекулярности химической реакции.
4. Проанализировать кинетику реакций нулевого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции
5. Проанализировать кинетику необратимых реакций первого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции.
6. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции (метод неопределенных коэффициентов). Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
7. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
8. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
9. Проанализировать методы определения общего порядка реакции (метод подстановки, графический и по периоду полураспада вещества).
10. Проанализировать методы определения порядка реакции по веществу (метод избытка, дифференциальный метод Вант-Гоффа и интегральный метод Оствальда-Нойеса).
11. Проанализировать зависимость скорости реакции от температуры. Определить правило Вант-Гоффа. Оценить величину температурного коэффициента.
12. Вывести три формы уравнения Аррениуса. Дать оценку графическому и аналитическому методам определения энергии активации.
13. Определить принципы, лежащие в основе кинетики сложных реакций.
Проанализировать кинетику обратимой реакции первого порядка типа $A \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} B$.
14. Проанализировать кинетику двух параллельных реакций первого порядка типа $A \xrightarrow{k_1} B; A \xrightarrow{k_2} C$. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральные уравнения для констант скоростей первой и второй реакций.
15. Проанализировать кинетику последовательной реакции типа $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$. Вывести основные кинетические уравнения данной реакции. Дать оценку состоянию переходного и векового равновесий.
16. Проанализировать приближенные методы химической кинетики (методы квазистационарных концентраций и квазиравновесного приближения).

17. Оценить роль эффективного диаметра столкновения. Проанализировать гипотезу активных столкновений Аррениуса.
18. Обосновать применение теории столкновений к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
19. Определить понятия поверхности потенциальной энергии, активного комплекса, координаты реакции и профиля пути реакции.
20. Обосновать применение теории активного комплекса к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
21. Определить понятие свободной энергии активации. Вывести уравнение Эйринга.
22. Обосновать бимолекулярный механизм активации мономолекулярных реакций с точки зрения теории активных столкновений. Проанализировать кинетическую схему Линдемана.
23. Обосновать применение теории активного комплекса к мономолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
24. Дать оценку механизму и кинетике тримолекулярных реакций с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
25. Проанализируйте кинетику реакций в растворах с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
26. Дать оценку влиянию ионной силы раствора на скорость химической реакции. Вывести уравнение Бренстеда-Бьеррума.
27. Дать оценку основным стадиям цепной реакции. Определить понятия длины цепи, звена цепи, среднего числа активных частиц и длины ветви.
28. Проанализировать кинетику неразветвленных цепных реакций на примере образования фосгена.
29. Дать оценку разветвленным цепным реакциям. Определить понятие полуострова воспламенения.
30. Дать оценку основным стадиям фотохимической реакции. Определить законы фотохимии.
31. Дать оценку понятию квантового выхода. Проанализировать типы фотохимических реакций. Определить отличия между темновыми и фотохимическими реакциями.
32. Проанализировать стадийный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций.
33. Проанализировать слитный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций на примере распада пероксида водорода по Шпитальскому.
34. Дать оценку основным стадиям гетерогенного каталитического процесса. Обосновать причины протекания процесса в кинетической и диффузионной областях.
35. Проанализировать характерные черты гетерогенного катализа (сродство и селективность катализатора, смешанные катализаторы, явления отравления и промотирования катализатора).
36. Обосновать причины активации в гетерогенных каталитических процессах на примере профилей путей некаталитической гомогенной и каталитической гетерогенной реакций. Определить понятия истинной и кажущейся энергий активации.
37. Проанализировать кинетику гетерогенных каталитических реакций в статических условиях. Обосновать причины появления кажущихся порядков реакции.
38. Вывести взаимосвязь истинной и кажущейся энергий активации гетерогенных химических реакций.
39. Доказать наличие активных центров в гетерогенных катализаторах (явления адсорбции и отравления катализатора, теория активных центров Тейлора).
40. Определить основные положения мультиплетной теории катализа Баландина и теории активных ансамблей Кобозева.
41. Дать оценку катализаторам на носителях и адсорбционным катализаторам. Проанализировать каталитические свойства переходных металлов.

42. Определить понятия ферментативного катализа и фермента. Проанализировать классификацию ферментов. Оценить влияние внешних факторов на активность фермента.

43. Проанализировать кинетику ферментативной реакции типа $S + E \xrightleftharpoons[k_{-1}]{k_1} ES \xrightarrow{k_2} P + E$. Вывести уравнение Михаэлиса-Ментена и определить методы его проверки.

Раздел «Электрохимия»

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.
5. Вывести зависимость эквивалентной электропроводности электролита от подвижности ионов в растворе в виде уравнения закона Кольрауша. Что такое подвижность и абсолютная подвижность ионов?
6. Сформулировать основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера. В чем суть электрофоретического и релаксационного эффектов, приводящих к снижению эквивалентной электропроводности растворов электролитов?
7. Представить константу ионного равновесия и термодинамическую константу процесса диссоциации уксусной кислоты. Что такое ионное произведение воды?
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?
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?
19. Дать характеристику понятию тока обмена. Поляризация электродов и ее причины. Что такое идеально поляризуемый электрод?
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?
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?

9. ОБРАЗЕЦ МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЯ

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

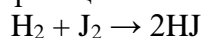
Химический факультет

<i>Специальность:</i>	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
<i>Программа подготовки:</i>	специалитет
<i>Семестр</i>	5
<i>Учебная дисциплина</i>	Физическая химия

МОДУЛЬНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

ВАРИАНТ №1

1. Аргументировать применение теории активных столкновений к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для скорости и константы скорости реакции.
2. Объяснить бимолекулярный механизм активации мономолекулярных реакций с точки зрения теории активных столкновений (теория Линдемана). Проанализировать кинетическую схему Линдемана.
3. Для элементарной бимолекулярной реакции



получены экспериментальные значения предэкспоненциального множителя равна $A = 1,6 \cdot 10^{11}$ л/(моль·с) и энергия активации $E_a = 79$ кДж/моль. Рассчитайте с помощью теории активного комплекса при $T = 689$ К энтальпию и энтропию активации. Величину трансмиссионного коэффициента принять равным единице.

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

Заведующий кафедрой
Преподаватель

В.М. Михальчук
Н.И. Белая

Критерии оценивания модульного контроля

<i>Номер задания</i>	<i>Количество баллов</i>
1	2
2	2
3	4
<i>Всего</i>	8

10. ОБРАЗЕЦ ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

Теоретические вопросы к экзамену

Раздел «Химическая термодинамика»

1. Анализ уравнений изотермы и изобары химической реакции, применение к реакции синтеза аммиака.
2. Внутренняя энергия системы. Формы передачи энергии. Первое начало (закон) термодинамики, внутренняя энергия как функция состояния системы.
3. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы, особенности ректификации.
4. Второй закон термодинамики в формулировке Пригожина. Производство энтропии при установлении теплового баланса. Изменение энтропии произвольного процесса в произвольной системе.
5. Второй закон термодинамики, Постулаты Клаузиуса и Кельвина (Томсона).
6. Выделение твердого растворителя из раствора. Криоскопия.
7. Выражение второго закона термодинамики в виде равенства и неравенства Клаузиуса. Энтропия как функция состояния.
8. Давление насыщенного пара и его зависимость от температуры. Уравнения Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса.
9. Диаграмма состояния бензофенона. Метастабильные фазовые состояния. Монотропные фазовые переходы. Правило Оствальда.
10. Диаграмма состояния воды. Зависимость температуры плавления воды от давления. Аномальные вещества.
11. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, в которой образуется соединение, плавящееся инконгруэнтно.
12. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно.
13. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Линии фазовых равновесий, фазовые поля, эвтектическая точка, эвтектический состав, эвтектическая температура.
14. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Кристаллизация расплавов, изменение числа степеней свободы и состава равновесных фаз. Определение состава равновесных фаз. Определения массового соотношения равновесных фаз, правило рычага.

15. Диаграмма состояния диоксида углерода. Фазовые превращения при атмосферном давлении. Сублимация и десублимация, жидкий диоксид углерода, сухой лед.
16. Диаграмма состояния серы. Метастабильные фазовые равновесия, энантиотропные фазовые переходы.
17. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах в координатах температура кипения раствора – состав системы. Фракционная перегонка.
18. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах в координатах давление насыщенного пара – состав системы.
19. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Ректификация.
20. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Фазовые поля, фигуративные точки, линии фазовых равновесий и их уравнения. Тройная точка, критическое состояние, свойства веществ в сверхкритическом состоянии.
21. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от температуры.
22. Зависимость свободной энергии Гиббса от давления для идеальных и реальных газов. Фугитивность и коэффициент фугитивности.
23. Зависимость химического равновесия от температуры (в узком диапазоне температур). Уравнения изобары и изохоры химической реакции в дифференциальной и интегральной формах, их анализ.
24. Закон возрастания энтропии и его следствия. Критерий протекания самопроизвольных процессов в изолированной системе.
25. Закон Гесса. Вычисление стандартной энтальпии реакции $\Delta_r H_T^0$ с использованием стандартных теплот образования. Термохимические схемы.
26. Закон действия масс, термодинамический вывод. Константы равновесия для идеальных и реальных газовых реакционных смесей и растворов. Влияние вида уравнения реакции на значение констант равновесия и их размерность.
27. Закон Рауля, идеальные и предельно разбавленные растворы. Закон Генри. Полное давление над идеальным бинарным раствором.
28. Изменение энтропии при фазовых переходах. Вычисление энтропии в различных процессах с идеальным газом.
29. Калорические коэффициенты. Теплоемкость при постоянном объеме и давлении.
30. Коэффициент распределения, уравнение Шилова, экстракция, многократная (дробная) экстракция, степень извлечения вещества.
31. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов в закрытых системах. Свободная энергия Гиббса и свободная энергия Гельмгольца как функции состояния системы. Максимальная полезная работа. Полезная работа неравновесных процессов.
32. Неравновесное и равновесное состояния системы. Интенсивные и экстенсивные, внутренние и внешние термодинамические параметры. Квазистатические (равновесные) и обратимые процессы.
33. Нулевое начало (закон) термодинамики, его постулаты и математическое выражение, необходимое условие термодинамического равновесия.
34. Обоснование условий проведения процесса синтеза аммиака с применением уравнений изотермы и изобары химической реакции, а также уравнения, связывающего K_p с K_x и стандартной свободной энергией Гиббса химической реакции.
35. Общие критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в изолированных, закрытых и открытых системах. Аналитические выражения и графическая интерпретация.
36. Объединенный I и II Закон термодинамики. Термодинамические потенциалы и характеристические функции. Естественные переменные характеристических функций.
37. Ограниченно смешивающиеся жидкости. Характеристика диаграммы состояния. Верхняя критическая температура растворимости, определение, правило Алексеева.
38. Первый закон Коновалова, вывод и анализ.

39. Постулат Планка, свойства веществ вблизи абсолютного нуля температуры. Вычисление энтропии системы при произвольной температуре T .
40. Постулаты теоремы Нернста, их интерпретация, принцип недостижимости абсолютного нуля температуры
41. Правило фаз Гиббса. Вывод и примеры его применения (на примере диаграммы состояния воды).
42. Приближенные методы расчета теплот образования и сгорания. Энергия связи атомов в молекуле.
43. Принципы построения диаграмм фазовых равновесий. Кривые охлаждения, термический анализ.
44. Работа расширения идеального газа в разных процессах. Адиабатический процесс в идеальном газе.
45. Равновесие фаз в однокомпонентных системах. Условия равновесия.
46. Равновесие: жидкий раствор – насыщенный пар. Выражение химического потенциала компонентов раствора через давление насыщенного пара и фугитивность.
47. Растворимость твердых веществ с образованием идеальных и неидеальных растворов.
48. Растворы, определение и классификация. Параметры, характеризующие раствор и его компоненты, способы выражения концентрации растворов. Мольные парциальные термодинамические величины.
49. Реальные растворы, отклонения от закона Рауля. Активность компонентов раствора, коэффициент активности.
50. Свободная энергия Гиббса химической реакции, уравнение изотермы химической реакции. Критерии направленности химической реакции и состояния химического равновесия.
51. Соотношения Максвелла, вывод и примеры. Уравнение Гиббса-Дюгема.
52. Соотношения между константами равновесия, выраженными через парциальные давления, мольные доли, мольно-объемную концентрацию. Влияние давления на химические равновесия, принцип Ле-Шателье-Брауна.
53. Стандартная свободная энергия Гиббса химической реакции и константа равновесия.
54. Стандартные состояния и условия. Простые вещества. Энтальпия реакции, стандартная энтальпия.
55. Твердые растворы, определение и классификация. Фазовая диаграмма двухкомпонентной эвтектической системы с образованием ограниченных растворов в твердых фазах. Линии фазовых равновесий, фазовые поля.
56. Температура кипения растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопия.
57. Температурная зависимость энтальпии реакции. Уравнения Кирхгофа в дифференциальном и интегральном виде.
58. Теплоемкость. Истинная и средняя теплоемкость. Теплоемкость при постоянном объеме и постоянном давлении для газов и веществ в конденсированном состоянии. Зависимость теплоемкости от температуры.
59. Теплота образования ионов в растворе. Теплоты растворения и разведения.
60. Теплота процесса при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия как функция состояния системы.
61. Теплоты сгорания органических веществ. Применение в термохимических расчетах.
62. Термодинамика осмотического давления, уравнения Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов и электролитов.
63. Термодинамические системы и их классификация.
64. Термодинамические функции идеальных растворов газов (смесей идеальных газов). Внутренняя энергия, энтропия, свободная энергия Гельмгольца, химические потенциалы.
65. Термодинамический параметр – температура, эмпирические и термодинамические температурные шкалы, их реперные точки, абсолютный ноль температуры.

66. Трехкомпонентные системы с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей. Изображение в объеме и на плоскости. Правило Тарасенкова.
67. Трехкомпонентные системы. Закон распределения, вывод, константы распределения для идеальных, реальных и предельно разбавленных растворов.
68. Трехкомпонентные системы. Треугольные диаграммы Гиббса-Розебума, их свойства.
69. Фазовая диаграмма двухкомпонентной эвтектической системы с образованием ограниченных растворов в твердых фазах. Кристаллизация расплавов, изменение числа степеней свободы и состава равновесных фаз.
70. Фазовые диаграммы систем с неограниченной растворимостью компонентов, как в жидком, так и в кристаллическом состоянии.
71. Фазовые переходы второго рода, примеры. Изменение теплоемкости, изотермической сжимаемости и изобарического коэффициента объемного расширения (аналитические выражения и графические зависимости).
72. Фазовые переходы первого рода, изменение мольной энтропии и мольного объема. Мольная энтальпия фазового перехода.
73. Химический потенциал. Критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в открытых системах.
74. Химическое равновесие при протекании химической реакции в гетерогенных системах.
75. Химическое равновесие, прямая и обратная реакции. Динамичность и подвижность химического равновесия. Химическая переменная, изменение свободных энергий Гиббса и Гельмгольца в ходе реакции, термодинамические условия химического равновесия.
76. Цикл Карно, к.п.д. цикла Карно. Уравнение (равенство) Клаузиуса.
77. Энтропия и вероятность. Определение постоянной в формуле Больцмана.
78. Явление осмоса: движущая сила, его роль в природе и технологии, обратный осмос.

Раздел «Химическая кинетика и катализ»

1. Определить понятие средней и истинной скорости химической реакции. Проанализировать факторы, влияющие на величину скорости химической реакции.
2. Определить основной постулат химической кинетики, физический смысл константы скорости химической реакции. Проанализировать факторы, влияющие на величину константы скорости химической реакции.
3. Определить понятия порядка и молекулярности химической реакции.
4. Проанализировать кинетику реакций нулевого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
5. Проанализировать кинетику необратимых реакций первого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
6. Проанализировать кинетику необратимых реакции второго порядка (если $a \neq b$). Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции (метод неопределенных коэффициентов). Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
7. Проанализировать кинетику необратимых реакций второго порядка (если $a = b$). Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.
8. Проанализировать кинетику необратимых реакций n -го порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

9. Проанализировать методы определения общего порядка реакции (метод подстановки, графический и по периоду полураспада вещества).
10. Проанализировать методы определения порядка реакции по веществу (метод избытка, дифференциальный метод Вант-Гоффа и интегральный метод Оствальда-Нойеса).
11. Проанализировать зависимость скорости реакции от температуры. Определить правило Вант-Гоффа. Оценить величину температурного коэффициента.
12. Проанализировать зависимость скорости реакции от температуры. Вывести три формы уравнения Аррениуса. Дать оценку графическому и аналитическому методам определения энергии активации.
13. Определить принципы, лежащие в основе кинетики сложных реакций.
Проанализировать кинетику обратимой реакции первого порядка типа $A \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} B$. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральные уравнения для констант скоростей прямой и обратной реакций.
14. Проанализировать кинетику двух параллельных реакций первого порядка типа $A \xrightarrow{k_1} B; A \xrightarrow{k_2} C$. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральные уравнения для констант скоростей первой и второй реакций.
15. Проанализировать кинетику последовательной реакции типа $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$. Вывести основные кинетические уравнения данной реакции. Дать оценку состоянию переходного и векового равновесий.
16. Проанализировать приближенные методы химической кинетики (методы квазистационарных концентраций и квазиравновесного приближения).
17. Определить основы молекулярно-кинетической теории идеальных газов в химической кинетике. Оценить роль эффективного диаметра столкновения. Проанализировать гипотезу активных столкновений Аррениуса.
18. Обосновать применение теории столкновений к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
19. Определить понятия поверхности потенциальной энергии, активного комплекса, координаты реакции и профиля пути реакции.
20. Обосновать применение теории активного комплекса к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
21. Определить понятие свободной энергии активации. Вывести уравнение Эйринга.
22. Обосновать бимолекулярный механизм активации мономолекулярных реакций с точки зрения теории активных столкновений. Проанализировать кинетическую схему Линдемана.
23. Обосновать применение теории активного комплекса к мономолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
24. Дать оценку механизму и кинетике тримолекулярных реакций с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
25. Проанализируйте кинетику реакций в растворах с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
26. Дать оценку влиянию ионной силы раствора на скорость химической реакции. Вывести уравнение Бренстеда-Бьеррума.
27. Дать оценку основным стадиям цепной реакции. Определить понятия длины цепи, звена цепи, среднего числа активных частиц и длины ветви.
28. Проанализировать кинетику неразветвленных цепных реакций на примере образования фосгена.
29. Дать оценку разветвленным цепным реакциям. Определить понятие полуострова воспламенения.
30. Дать оценку основным стадиям фотохимической реакции. Определить законы фотохимии.

31. Дать оценку понятию квантового выхода. Проанализировать типы фотохимических реакций. Определить отличия между темновыми и фотохимическими реакциями.
32. Проанализировать стадийный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций.
33. Проанализировать слитный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций на примере распада пероксида водорода по Шпитальскому.
34. Дать оценку основным стадиям гетерогенного каталитического процесса. Обосновать причины протекания процесса в кинетической и диффузионной областях.
35. Проанализировать характерные черты гетерогенного катализа (сродство и селективность катализатора, смешанные катализаторы, явления отравления и промотирования катализатора).
36. Обосновать причины активации в гетерогенных каталитических процессах на примере профилей путей некаталитической гомогенной и каталитической гетерогенной реакций. Определить понятия истинной и кажущейся энергий активации.
37. Проанализировать кинетику гетерогенных каталитических реакций в статических условиях. Обосновать причины появления кажущихся порядков реакции.
38. Вывести взаимосвязь истинной и кажущейся энергий активации гетерогенных химических реакций.
39. Доказать наличие активных центров в гетерогенных катализаторах (явления адсорбции и отравления катализатора, теория активных центров Тейлора).
40. Определить основные положения мультиплетной теории катализа Баландина и теории активных ансамблей Кобозева.
41. Дать оценку катализаторам на носителях и адсорбционным катализаторам. Проанализировать каталитические свойства переходных металлов.
42. Определить понятия ферментативного катализа и фермента. Проанализировать классификацию ферментов. Оценить влияние внешних факторов на активность фермента.
43. Проанализировать кинетику ферментативной реакции типа
$$S + E \xrightleftharpoons[k_{-1}]{k_1} ES \xrightarrow{k_2} P + E$$
. Вывести уравнение Михаэлиса-Ментена и определить методы его проверки.

Раздел «Электрохимия»

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.
5. Вывести зависимость эквивалентной электропроводности электролита от подвижность ионов в растворе в виде уравнения закона Кольрауша. Что такое подвижность и абсолютная подвижность ионов?
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?

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?
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 изоэлектрической 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?
20. Дать характеристику понятию электрохимическая поляризация. Вывести уравнение Тафеля для зависимости анодного перенапряжения на металле от плотности тока (при $\eta > 0,025$ В).
21. Дать краткую характеристику понятию концентрационной поляризации. Вывести уравнение катодной концентрационной поляризации в логарифмической и экспоненциальной формах. Объяснить механизм возникновения диффузионного тока.

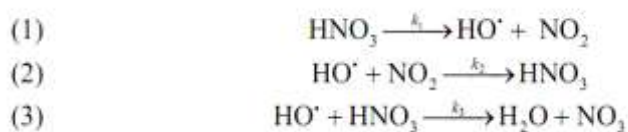
22. Дать характеристику химическим источникам тока. Что такое батарейка? На примере элемента Лекланше объяснить принцип ее действия. Что такое аккумулятор? На примере кислотного свинцового аккумулятора объяснить принцип его действия. Что такое топливный элемент? На примере низкотемпературного водородно-кислородного топливного элемента объяснить принцип его действия.

Образец экзаменационного билета

Специальность: **04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия**
 Программа подготовки: **специалитет**
 Семестр: **5**
 Учебная дисциплина: **Физическая химия**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Дать краткую характеристику понятиям средней и истинной скорости химической реакции. Проанализировать факторы, которые влияют на величину скорости химической реакции.
2. Сформулировать основные положения гомогенного катализа по Шпитальскому. Проанализировать кинетику гомогенных каталитических реакций, протекающих по слитному механизму.
3. Механизм распада азотной кислоты может быть представлен схемой:



Считать, что концентрация гидроксильных радикалов HO^\bullet стационарная во времени. Предложите кинетическое уравнение для скорости распада азотной кислоты.

Утверждено на заседании кафедры физической химии
 Протокол № от « » 20__ г.

Заведующий кафедрой _____ проф. Михальчук В.М.

Экзаменатор _____ доц. Белая Н.И.

Критерии оценивания экзамена

Номер задания	Количество баллов
1	15
2	15
3	20
Всего	50 баллов

1. ОБРАЗЕЦ ТЕСТОВОГО ЗАДАНИЯ

Тестовые задания к разделу курса «Химическая термодинамика» генерируются системой дистанционного обучения MOODLE случайным выбором 30 вопросов (для модульного контроля) или 45 вопросов (для итогового контроля) из банка, содержащего более 1250 вопросов следующих типов: на соответствие, множественный выбор с одним правильным ответом, множественный выбор с несколькими правильными ответами, короткий ответ (пропущенные слова в тексте, логический вопрос). Банк вопросов содержит 10 категорий (тем курса), и количество вопросов, выбранных в тестовое задание из каждой категории пропорционально общему количеству вопросов в этой категории. Примеры вопросов различных типов приведены ниже.

Вопрос на соответствие.

Какие термодинамические параметры идеального раствора газов равны приведенным ниже математическим выражениям?

- $= \sum_i n_i \tilde{U}_i$
-> внутренняя энергия
- $= \sum_i n_i \tilde{S}_i(T) + R \sum_i n_i \ln V/n_i$
-> энтропия
- $= \sum_i n_i \tilde{S}_i(T) - R \sum_i n_i \ln c_i$
-> энтропия
- $= \sum_i n_i \tilde{U}_i - T \sum_i n_i \tilde{S}_i(T) + RT \sum_i n_i \ln c_i$
-> свободная энергия Гельмгольца

Множественный выбор с одним правильным ответом.

Парциальной молярной величиной компонента раствора называют частную производную экстенсивного термодинамического параметра по:

- a. (100%) числу молей этого компонента (n_i) при постоянстве температуры, давления и числа молей всех компонентов газовой смеси кроме i -того
- b. (-25%) температуре при постоянстве давления и числа молей всех компонентов газовой смеси кроме i -того
- c. (-25%) давлению при постоянстве температуры и числа молей всех компонентов газовой смеси кроме i -того
- d. (-25%) числу молей всех компонентов газовой смеси кроме i -того при постоянстве объема, температуры и числа молей i -того компонента
- e. (-25%) числу молей этого компонента (n_i) при постоянстве естественных переменных для данного термодинамического потенциала и числа молей всех компонентов газовой смеси кроме i -того

Множественный выбор с несколькими правильными ответами.

Какой вид принимает уравнение Гиббса – Дюгема для бинарного раствора летучих жидкостей, насыщенный пар является идеальным раствором газов?

- a. (33.33333%) $x_1 d\mu_1 + x_2 d\mu_2 = 0$
- b. (33.33333%) $(1 - x) d\mu_1 + x d\mu_2 = 0$
- c. (-100%) $(1 - x) d \ln f_1 + x d \ln f_2 = 0$
- d. (33.33333%) $(1 - x) d \ln p_1 = -x d \ln p_2$

Короткий ответ (пропущенные слова в тексте).

Отношение активности компонента раствора к его концентрации в растворе a_i/x_i называется Вставить два пропущенных слова в именительном падеже через один пробел.

Ответ: коэффициент активности

Короткий ответ (логический вопрос).

Парциальная молярная свободная энергия Гельмгольца i -го компонента не равна его химическому потенциалу | потому что | температура и давление не являются естественными переменными для этой характеристической функции.

Ответ: T, P, μ

2. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

*Распределение баллов, которые могут получить студенты
в процессе изучения дисциплины*

Организационно-учебная работа студента	Текущий контроль	Всего
	Тестирование Письменные работы: практические задания, задания репродуктивного уровня, задания для домашней работы, контрольные работы Задания к лабораторным работам Устное собеседование (коллоквиум, опрос)	50 баллов
max 5 баллов	max 45 баллов	

Шкала соответствия баллов национальной шкале

Сумма баллов по 100 балльной шкале	По шкале ECTS	По государственной шкале	При оценке экзамена преподаватель руководствуется следующими принципами
90–100	A	«Отлично» (5)	показаны систематические и глубокие знания при ответе на все вопросы билета, понимание физической сущности проблемы
80–89	B	«Хорошо» (4)	показаны систематические и глубокие знания при ответе на все вопросы билета, понимание физической сущности проблемы, но при ответе допущены некоторые ошибки и неточности
75–79	C		показаны систематические знания при ответе на все вопросы билета, но при ответе допущены некоторые ошибки и неточности

70–74	D	«Удовлетворительно» (3)	показаны несистематические и неглубокие знания при ответе на вопросы билета, при ответе допущено несколько ошибок, исправленных самим студентом
60–69	E		поверхностные знания при ответе на вопросы билета, допущено ряд неточностей, которые студент не в состоянии самостоятельно исправить
35–59	FX	«Неудовлетворительно» с возможностью повторной аттестации (2)	нет ответов на основные вопросы билета, нет ответов на дополнительные и наводящие вопросы
0-34	F	«Неудовлетворительно» (2) с возможностью повторной сдачи при условии обязательного набора дополнительных баллов	выполнение менее 30 % обязательных заданий; неумение раскрыть основное содержание задания; неспособность формулировать выводы.

3. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Лекционные занятия проводятся в аудитории на группу, оборудованной меловой или интерактивной доской, мультимедийным проектором и экраном.

Лабораторные работы по данному курсу проводятся в лабораториях с соответствующим аппаратным парком.

Дополнительное обеспечение: Wi-Fi доступ в корпусах университета, текстовые и электронные ресурсы Научной библиотеки университета.

4. РЕКОМЕНДОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

№ п/п	Наименование	Кол-во экземпляров в библиотеке ДонНУ	Наличие электронной версии в ЭБС
Основная литература			
1.	Термодинамическое, фазовое и химическое равновесие: учебное пособие для студентов химических специальностей высших учебных заведений. Изд. 3-е, испр. и доп. / В. М. Михальчук. – Ростов-на-Дону: Издательство Южного федерального университета, 2016. – 235 с.	29	+
2.	Михальчук, В. М. Термодинамічна, фазова і хімічна рівновага : навч. посіб. для студ. хім. ф-тів (напрямок "Хімія") / В. М. Михальчук ; Донецький нац. ун-т. - Донецьк : ДонНУ, 2012. - 229 с.	49	+
3.	Михальчук, В. М. Термодинамічна, фазова і хімічна рівновага : навч. посіб. для студ. хім. спец. вищ. навч. закл. / В. М. Михальчук ; Донецький нац. ун-т, хім. ф-т, каф. фіз. хімії. - 2-ге вид. - Донецьк : ДонНУ, 2013. -	28	+

	229 с.		
4.	Михальчук, В. М. Лекции по химической термодинамике : учебное пособие для студентов химических факультетов, обучающихся по направлению "Химия" / В. М. Михальчук ; Донецкий нац. ун-т, Каф. физ. химии. - Изд. 3-е. - Донецк : ДонНУ, 2012. - 209 с.	9	+
5.	Хімічна термодинаміка: навч. посіб. для студентів хімічних факультетів, які навчаються за напрямом «Хімія» / В.М. Михальчук, Т.Б. Поліщук, С.В. Жильцова та ін. - Донецьк: ДонНУ, 2013. – 103 с.	18	+
6.	Практикум по электрохимии / Н.И. Белая, А.В. Белый, В.И. Кожокар, А.М. Михальчук. Учебно-методическое пособие. - Донецк: ДонНУ, 2012 – 114 с.	3	+
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	+
8.	Лабораторные работы по физической химии (раздел электрохимия) по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия: учебное пособие / Н.И. Белая, А.В. Белый, Г.А. Тихонова, В.И. Кожокар – Донецк: ГОУ ВПО «ДонНУ», 2020. – 150 с.	Электронный ресурс	+
9.	Практикум по химической кинетике и катализу / Н.И. Белая, А.В. Белый, Л.М. Пронько, Т.Б. Полищук. Учебно-методическое пособие. - Донецк: ДонНУ, 2013 – 128 с.	17	+
10.	Лабораторный практикум по химической кинетике и катализу: учебное пособие / Н. И. Белая, А. В. Белый, Л. М. Пронько., Т. Б. Полищук. – Донецк: ГОУ ВПО «ДонНУ», 2018. – 137 с.	1	+
Дополнительная литература			
11.	Физическая химия: учебное пособие, электронное издание сетевого распространения / В.А. Умрихин — М.: «КДУ», «Добросвет», 2018.	Электронный ресурс	+(Book on Lime)
12.	Цыро, Л. В. Физическая химия: химическое равновесие [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Л. В. Цыро, С. Я. Александрова ; Национальный исследовательский Томский государственный университет. - Томск: Томский государственный университет, 2012. - Электронные данные (1 файл).	Электронный ресурс	+
13.	Бахтина, Г. Д. Краткий курс физической химии [Электронный ресурс]: учебно-методическое пособие / Г. Д. Бахтина, Ж. Н. Малышева, Г. П. Духанин – Волгоград: Волгоградский государственный технический университет. – 2016. – 252 с. https://elibrary.ru/item.asp?id=28142979	Электронный ресурс	
14.	Малышева, Ж. Н. Практикум по физической химии	Электронный	+

	[Электронный ресурс]: учебное пособие / Ж. Н. Малышева, Г. П. Духанин, Г. Д. Бахтина – Волгоград: Волгоградский государственный технический университет. – 2016. – 308 с. https://elibrary.ru/item.asp?id=27498343	ресурс	
15.	Бахтина, Г. Д. Сборник примеров и задач по физической химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / Г. Д. Бахтина, Г. П. Духанин, Ж. Н. Малышева – Волгоград: Волгоградский государственный технический университет. – 2016. – 136 с. https://elibrary.ru/item.asp?id=26291349	Электронный ресурс	
16.	Шачнева, Е. Ю. Физическая химия. Лабораторный практикум [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Е. Ю. Шачнева. – Saarbrücken: LAP (Германия). – 2015. – 121 с. https://elibrary.ru/item.asp?id=23669215	Электронный ресурс	+
17.	Шачнева, Е. Ю. Химическая термодинамика [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Е. Ю. Шачнева. – Saarbrücken: LAP Lambert (Германия). – 2014. – 117 с. https://elibrary.ru/item.asp?id=24168571	Электронный ресурс	

5. ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ

1. Дистанционный курс: «Химическая термодинамика» [Электронный ресурс]. – Режим доступа: <https://mikhailchuk.moodlecloud.com/>. – Название с экрана.
2. Михальчук В. М. Термодинамическое, фазовое и химическое равновесие [Электронный ресурс]: учебное пособие / В. М. Михальчук. - Ростов-на-Дону: Изд-во Южного федерального университета, 2016. - электронные данные (1 файл). Размер файла: 2,5 Мб. Формат: pdf.

Рабочая программа рассмотрена и переутверждена на заседании кафедры физической химии с изменениями (без изменений) на _____ год.

Протокол № _____ от «_____» _____ 20____ г.

Заведующий кафедрой _____

В.М. Михальчук