

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«Национальный исследовательский Нижегородский государственный
университет им. Н.И. Лобачевского»

Химический факультет

УТВЕРЖДЕНО
решением ученого совета ННГУ
протокол от

Рабочая программа дисциплины
ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Уровень высшего образования

Специалитет

Направление подготовки / специальность

04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия

Направленность образовательной программы

Неорганическая химия

Форма обучения

Очная

Нижний Новгород
2022 год

Лист актуализации

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель МК

___ 20__ г.

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 2022-2023 учебном году на заседании кафедры физической химии.

Протокол от ___ 2022 г. № ___

Зав. кафедрой _____

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель МК

___ 20__ г.

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 20__ -20__ учебном году на заседании кафедры _____

Протокол от ___ 20__ г. № ___

Зав. кафедрой _____

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель МК

___ 20__ г.

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 20__ -20__ учебном году на заседании кафедры _____

Протокол от ___ 20__ г. № ___

Зав. кафедрой _____

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель МК

___ 20__ г.

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 20__ -20__ учебном году на заседании кафедры _____

Протокол от ___ 20__ г. № ___

Зав. кафедрой _____

1. Место и цели дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина «Физическая химия» относится к базовой части Блока 1 ОПОП по направлению подготовки 04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия (Б1.О.03.05), является обязательной для освоения студентами очной формы обучения на втором году обучения в 4 семестре и на третьем году обучения в 5 семестре, соответственно.

Для освоения дисциплины «Физическая химия» обучающиеся используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе изучения дисциплин «Неорганическая химия», «Математика», «Физика», «Аналитическая химия». Дисциплина «Физическая химия» является базовой для последующего изучения дисциплин «Химическая технология», «Высокомолекулярные соединения», «Коллоидная химия», а также для подготовки к итоговой государственной аттестации.

Цели и задачи освоения дисциплины «Физическая химия»

Физическая химия изучает взаимосвязи и взаимозависимости физических и химических явлений (процессов). На их основе формулируются общие закономерности химических превращений, позволяющие предсказать возможные направления реакции и конечный результат химического взаимодействия.

Важнейшая задача физической химии – исследование и расчет параметров, определяющих направление химических процессов и их скорость в зависимости от условий: температуры, давления, концентрации. Определить, пойдет ли химическая реакция, рассчитать ее скорость и выход продуктов – главная задача химика-исследователя и химика-технолога.

Целью обучения физической химии является изучение законов, описывающих протекание химических процессов, ознакомление с методами и аппаратурой, используемых в физико-химических исследованиях, а также с методами математической обработки результатов экспериментальных измерений.

Учебные задачи курса направлены на освоение студентами:

- теоретических и экспериментальных методов исследования факторов, определяющих направление химических процессов и их скорость в зависимости от условий: температуры, давления, концентрации реагирующих веществ и других факторов, а также определение выхода продуктов реакции;
- методов и аппаратуры, применяемых в физико-химических исследованиях (квантово-механические, статистические, термодинамические методы), а также физико-химических методов анализа;
- методов математической обработки экспериментальных результатов физико-химических измерений и оформления отчетов о выполненной научно-исследовательской работе.

2. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями выпускников)

Формируемые компетенции (код, содержание компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю), в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции* (код, содержание индикатора)	Результаты обучения по дисциплине**	
<p>ОПК-1 Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности</p>	<p>ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов</p>	<p><i>З1: Знать</i> основные уравнения и законы химической термодинамики и химической кинетики, теоретической электрохимии; условия протекания и установления равновесия химических реакций и процессов; особенности поведения растворов электролитов и неэлектролитов.</p>	<p>ФОС «Физическая химия»</p>
	<p>ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии</p>	<p><i>У1: Уметь</i> пользоваться основными методами химической термодинамики для расчета термодинамических функций веществ и процессов при различных условиях; оценивать направленность протекания химических процессов; проводить кинетический анализ химических реакций; получать закономерности изменения физико-химических свойств веществ и процессов от различных факторов.</p>	
	<p>ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности</p>		

		<i>В1: Владеть терминологией фундаментальных разделов физической химии; навыками физико-химического описания поведения системы при различных условиях; математическим аппаратом химической термодинамики и химической кинетики.</i>	
ОПК-2 Способен проводить химический эксперимент с соблюдением современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности	<p>ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности</p> <p>ОПК-2.2. Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеристики веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности</p> <p>ОПК-2.3. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования</p>	<p><i>З1: Знать теоретические основы химического эксперимента и физико-химических методов исследования химических веществ и реакций.</i></p> <p><i>У1: Уметь планировать последовательность действий в ходе химического эксперимента; проводить физико-химический анализ и математическую обработку полученных данных; грамотно представлять достигнутые результаты в виде отчетов.</i></p> <p><i>В1: Владеть навыками проведения химического эксперимента с целью получения важнейших физико-химических величин веществ и химических процессов</i></p>	ФОС «Физическая химия»
ОПК-3 Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное	ОПК-3.1. Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности	<i>З1: Знать базовые законы физики, математики и смежных с физической химией дисциплин для понимания фундаментальных закономерностей</i>	ФОС «Физическая химия»

<p>программное обеспечение и базы данных профессионального назначения</p>	<p>ОПК-3.2. Использует стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных при решении задач профессиональной деятельности</p>	<p>физико-химических процессов. <i>У1:</i> Уметь использовать математический аппарат и фундаментальные законы физики для определения физико-химических характеристик веществ и физико-химического описания химических реакций; решать комплексные задачи физической химии. <i>В1:</i> Владеть терминологией и понятийным аппаратом физической химии; навыками критического анализа знаний базовых разделов физической химии (химической термодинамики, химической кинетики, теоретической электрохимии); математическим аппаратом и основными законами физики при выводе фундаментальных уравнений физической химии.</p>	
<p>ОПК-4 Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач</p>	<p>ОПК-4.1. Использует базовые знания в области математики и физики при планировании работ химической направленности</p> <p>ОПК-4.2. Обрабатывает данные с использованием стандартных способов аппроксимации численных характеристик</p>	<p><i>З1:</i> Знать основные экспериментальные методы и приемы определения физико-химических величин. <i>У1:</i> Уметь выполнять стандартные измерения физико-химических характеристик веществ и процессов с их участием. <i>В1:</i> Владеть экспериментальными методами определения физико-химических</p>	<p>ФОС «Физическая химия»</p>

	ОПК-4.3. Интерпретирует результаты химических наблюдений с использованием физических законов и представлений	свойств веществ; представления полученных результатов и методами их математической обработки.	
ОПК-6 Способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК-6.1. Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке ОПК-6.2. Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры ОПК-6.3. Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках ОПК-6.4. Представляет результаты работы в виде научной публикации (тезисы доклада, статья, обзор) на русском и английском языке	<i>З1: Знать</i> нормы и правила оформления результатов научно-исследовательской работы. <i>У1: Уметь</i> грамотно представлять результаты работы в установленных форме и порядке <i>В1: Владеть</i> навыками представления результатов своей работы в устной и письменной форме по принятым правилам	ФОС «Физическая химия»

Окончательное завершение формирования компетенций, предусмотренных в рамках данной дисциплины, происходит при прохождении производственных практик и выполнения ВКР.

3. Структура и содержание дисциплины «Физическая химия»

3.1 Трудоемкость дисциплины

	очная форма обучения
Общая трудоемкость	12 ЗЕТ
Часов по учебному плану	432

в том числе	
аудиторные занятия (контактная работа):	
- занятия лекционного типа	128
- занятия семинарского типа	64
-занятия лабораторного типа	128
-КСИРФ	6
самостоятельная работа	34
Промежуточная аттестация – зачет и экзамен	72

3.2. Структура дисциплины

Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины	Всего (часы)		в том числе									
			Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем), часы из них								Самостоятельная работа обучающегося, часы	
			Занятия лекционного типа		Занятия семинарского типа		Занятия лабораторного типа		Всего			
	Очная	Очно-заочная	Очная	Очно-заочная	Очная	Очно-заочная	Очная	Очно-заочная	Очная	Очно-заочная	Очная	Очно-заочная
Раздел 1. Основы химической термодинамики	64		18		12		28		58		6	
Раздел 2. Постулаты статистической термодинамики	20		6		8		—		14		6	
Раздел 3. Растворы. Фазовые равновесия	54		14		10		24		48		6	
Раздел 4. Химическое равновесие	64		24		10		24		58		6	
Раздел 5. Кинетика и катализ химических реакций	78		33		12		28		73		5	

Раздел 6. Электрохимия	74		33		12		24		69		5	
Контроль самостоятель ной работы	6											
Промежуточная аттестация – зачет, экзамен	72											
Итого	432		128		64		132		324		34	

Текущий контроль успеваемости реализуется в рамках лабораторных занятий. Промежуточный контроль осуществляется при проведении **зачета** и комплексного **экзамена** (предполагает выполнение практических заданий).

3.3. Содержание разделов дисциплины

Раздел 1. Основы химической термодинамики

1. Предмет и содержание физической химии.
2. Предмет и содержание химической термодинамики.
3. Первое начало термодинамики. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него.
4. Методы расчета энтальпий химических реакций. Стандартные состояния и стандартные условия.
5. Зависимость энтальпии реакции от температуры.
6. Теплоемкость. Классические и квантовые теории теплоемкостей.
7. Второе начало термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Равновесие. Энтропия. Расчет энтропии равновесных процессов и систем.
8. Функция Гиббса, функция Гельмгольца. Термодинамические потенциалы и фундаментальные уравнения Гиббса.
9. Химический потенциал идеального газа. Метод термодинамической летучести.
10. Уравнения состояния реальных газов.

Раздел 2. Постулаты статистической термодинамики

1. Статистические суммы по состояниям. Фазовое Г-пространство и ансамбли Гиббса.
2. Термодинамический подход к определению энтропии.
3. Статистические аналоги термодинамических функций.
4. Расчет константы уравнения газовых реакций по статистическим суммам.

Раздел 3. Растворы. Фазовые равновесия

1. Термодинамическая классификация растворов.
2. Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
3. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля для идеальных и реальных растворов.
4. Равновесие «жидкость-пар» в двухкомпонентных системах. Законы Гиббса-Коновалова. Перегонка жидкостей. Законы Вревского.
5. Реальные растворы. Термодинамическая активность и методы ее определения.
6. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса и его применение к двух- и трехкомпонентным системам.
7. Равновесие фаз индивидуального вещества. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Полиморфизм.

Раздел 4. Химическое равновесие

1. Закон действия масс. Термодинамическая константа равновесия.
2. Уравнение изотермы химической реакции. Изменение функции Гиббса и Гельмгольца химической реакции и направление процесса.
3. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Тепловая теорема Нернста.
4. Расчет константы равновесия химической реакции с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций.
5. Расчеты выхода продуктов химических реакций.
6. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции.
7. Особенности термодинамического описания гетерогенного химического равновесия.

Раздел 5. Кинетика и катализ химических реакций

1. Основные понятия химической кинетики. Кинетический закон действия масс. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения. Кинетические уравнения необратимых реакций первого, второго и третьего порядков.
2. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса.
3. Кинетика сложных реакций: обратимых, параллельных и последовательных.
4. Приближенные методы химической кинетики. Принцип квазистационарности Боденштейна.
5. Цепные реакции. Кинетические особенности неразветвленных и разветвленных цепных реакций. Цепное воспламенение.
6. Метод переходного состояния. Поверхность потенциальной энергии. Свойства активированного комплекса.
7. Статистический расчет скорости химической реакции.
8. Теория соударений в применении к моно- и бимолекулярным реакциям.
9. Основные законы фотохимии. Квантовый выход фотохимических реакций. Кинетика фотохимических реакций.
10. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кинетика и механизм общего кислотного и основного катализа. Катализ комплексными соединениями переходных металлов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций. Гетерогенный катализ. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций.

Раздел 6. Электрохимия

1. Предмет, содержание и значение электрохимии.
2. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия.
3. Теория Аррениуса, теория Дебая-Хюккеля растворов электролитов.
4. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность, подвижность ионов и числа переноса.
5. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз.
6. Уравнение Нернста для потенциала электрода.
7. Термодинамика равновесной электрохимической цепи.
8. Классификация электродов и электрохимических цепей.
9. Двойной электрический слой. Модельные представления о структуре двойного слоя.
10. Кинетика электрохимических процессов. Поляризация электродов.
11. Теории перенапряжения водорода.

3.3. Лабораторный практикум

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	1	Определение энтальпии гидратации соли
2	1	Определение энтальпии нейтрализации кислоты основанием
3	1	Определение содержания кристаллизационной воды в $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
4	3	Фазовые равновесия индивидуального вещества
5	3	Диаграмма плавкости (изучение кристаллизации бинарных смесей)
6	3	Фазовые равновесия в трехкомпонентных системах
7	3	Изучение взаимной растворимости двух жидкостей
8	3	Равновесие «жидкость-пар» в двухкомпонентной системе
9	4	Определение константы равновесия реакции салициловой кислоты с хлоридом железа(III)
10	4	Определение константы равновесия и стандартной функции Гиббса реакции иода с иодидом калия
11	4	Определение константы равновесия реакции монохлоруксусной кислоты с иодидом калия
12	5	Изучение кинетики инверсии тростникового сахара
13	5	Изучение кинетики разложения мочевины в водном растворе
14	5	Изучение кинетики иодирования ацетона в кислой среде
15	5	Изучение кинетики омыления сложных эфиров раствором щелочи
16	5	Каталитическое разложение гидропероксида водорода
17	5	Каталитическое омыление сложных эфиров
18	6	Измерение электропроводности растворов электролитов
19	6	Определение чисел переноса ионов H^+ и SO_4^{2-}
20	6	Измерение ЭДС химических цепей с окислительно-восстановительным электродом
21	6	Измерение ЭДС концентрационных цепей
22	6	Потенциометрическое титрование

4. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Самостоятельная работа студентов включает работу в читальном зале библиотеки, в учебных кабинетах (лабораториях) и в домашних условиях, с доступом к ресурсам Интернет для подготовки к устному опросу, контрольным работам и тестам, а также оформление научных рисунков в альбоме как отчета по соответствующим темам лабораторных работ.

Отчеты по лабораторным работам представляют собой отчетный документ о работе студента в течение семестра. Наличие отчетов, зачтенных преподавателем, ведущего лабораторные занятия, является необходимым условием допуска к сдаче экзамена по дисциплине. Это также один из эффективных методов познания, так как именно в процессе написания отчета студент детально и вдумчиво анализирует экспериментально полученные результаты, выполняет необходимые расчеты, формулирует вывод о проделанной работе, что способствует лучшему усвоению материала, развивает у студентов внимание и наблюдательность. К формам текущего контроля успеваемости дисциплины относится следующее:

- устный опрос;
- контрольная работа № 1 («Основы химической термодинамики. Химическое равновесие»);
- контрольная работа № 2 («Фазовые равновесия. Термодинамика растворов»);
- контрольная работа № 3 («Химическая кинетика. Катализ»);

- контрольная работа № 4 («Равновесная электрохимия»);
- коллоквиумы по темам разделов 1–6 (всего четыре коллоквиума);
- проверка отчетов по темам лабораторных занятий.

Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины проходит в форме **зачета и экзамена**.

5. Фонд оценочных средств для промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), включающий

5.1. Описание шкал оценивания результатов обучения по дисциплине

Промежуточный контроль качества усвоения студентами содержания дисциплины проводится в виде комплексного экзамена, на котором определяются:

- уровень усвоения студентами основного учебного материала по дисциплине;
- уровень понимания студентами изученного материала;
- способности студентов использовать полученные знания для решения конкретных задач.

Экзамены в 4 и 5 семестрах проводятся в устной форме в виде ответа обучающегося на экзаменационный билет, включающий 2 вопроса – теоретический и задачу (с предварительной подготовкой), и последующим собеседованием в рамках тематики курса. Собеседование проводится в форме вопросов, на которые студент должен дать обстоятельные ответы.

К экзаменам в 4 и 5 семестрах допускаются обучающиеся, выполнившие все лабораторные работы на момент сдачи экзамена, имеющие отчеты по темам лабораторных работ, зачтенные преподавателем, ведущим лабораторные занятия. Оформление результатов лабораторных работ проводится в виде отчетов.

Для проведения промежуточного контроля сформированности компетенции используются: имеющиеся отчеты по темам лабораторных работ, зачтенные преподавателем, ведущим лабораторные занятия; ответ по билету на экзамене.

Уровень сформированности компетенций (индикатора достижения компетенций)	Шкала оценивания сформированности компетенций						
	плохо	неудовлетворительно	удовлетворительно	хорошо	очень хорошо	отлично	превосходно
	Не зачтено		зачтено				
<u>Знания</u>	Отсутствие знаний теоретического материала. Невозможность оценить полноту знаний вследствие отказа обучающегося от ответа	Уровень знаний ниже минимальных требований. Имели место грубые ошибки.	Минимально допустимый уровень знаний. Допущено много негрубых ошибок.	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки. Допущено несколько негрубых ошибок	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки. Допущено несколько несущественных ошибок	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, без ошибок.	Уровень знаний в объеме, превышающем программу подготовки.
<u>Умения</u>	Отсутствие минимальных умений.	При решении стандартных задач не	Продemonстрированы основные	Продemonстрированы все основные	Продemonстрированы все основные	Продemonстрированы все основные	Продemonстрированы все основные

	Невозможность оценить наличие умений вследствие отказа обучающегося от ответа	продемонстрированы основные умения. Имели место грубые ошибки.	умения. Решены типовые задачи с негрубыми ошибками. Выполнены все задания, но не в полном объеме.	умения. Решены все основные задачи с негрубыми ошибками. Выполнены все задания, в полном объеме, но некоторые с недочетами.	умения. Решены все основные задачи. Выполнены все задания, в полном объеме, но некоторые с недочетами.	умения, решены все основные задачи с отдельными несущественным недочетами, выполнены все задания в полном объеме.	умения, Решены все основные задачи. Выполнены все задания, в полном объеме без недочетов
<u>Навыки</u>	Отсутствие владения материалом. Невозможность оценить наличие навыков вследствие отказа обучающегося от ответа	При решении стандартных задач не продемонстрированы базовые навыки. Имели место грубые ошибки.	Имеется минимальный набор навыков для решения стандартных задач с некоторыми недочетами	Продemonстрированы базовые навыки при решении стандартных задач с некоторыми недочетами	Продemonстрированы базовые навыки при решении стандартных задач без ошибок и недочетов.	Продemonстрированы навыки при решении нестандартных задач без ошибок и недочетов.	Продemonстрирован творческий подход к решению нестандартных задач

Шкала оценки при промежуточной аттестации

Оценка		Уровень подготовки
зачтено	Превосходно	Все компетенции (части компетенций), на формирование которых направлена дисциплина, сформированы на уровне не ниже «превосходно»
	Отлично	Все компетенции (части компетенций), на формирование которых направлена дисциплина, сформированы на уровне не ниже «отлично», при этом хотя бы одна компетенция сформирована на уровне «отлично»
	Очень хорошо	Все компетенции (части компетенций), на формирование которых направлена дисциплина, сформированы на уровне не ниже «очень хорошо», при этом хотя бы одна компетенция сформирована на уровне «очень хорошо»
	Хорошо	Все компетенции (части компетенций), на формирование которых направлена дисциплина, сформированы на уровне не ниже «хорошо», при этом хотя бы одна компетенция сформирована на уровне «хорошо»
	Удовлетворительно	Все компетенции (части компетенций), на формирование которых направлена дисциплина, сформированы на уровне не ниже «удовлетворительно», при этом хотя бы одна компетенция

		сформирована на уровне «удовлетворительно»
не зачтено	Неудовлетворительно	Хотя бы одна компетенция сформирована на уровне «неудовлетворительно», ни одна из компетенций не сформирована на уровне «плохо»
	Плохо	Хотя бы одна компетенция сформирована на уровне «плохо»

Для оценивания результатов обучения в виде знаний используются следующие процедуры и технологии:

- **письменные ответы** на вопросы контрольных работ;
- **устные ответы на вопросы** коллоквиумов;
- **устные ответы на вопросы при фронтальном опросе** на семинарских занятиях;
- **индивидуальный устный ответ** (допуск к лабораторной работе) по тематике лабораторного занятия;
- **собеседование** на экзамене (4 и 5 семестры).

Для оценивания результатов обучения в виде умений и владений используются следующие процедуры и технологии:

- **контрольные работы**, включающие выполнение нескольких задач;
- **выполнение лабораторных работ** по данной дисциплине;
- **оформление отчетов** по темам лабораторных работ.

5.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения.

Перечень примерных вопросов (устный опрос) для оценки сформированности знаний компетенции **ОПК-1:**

1. Сформулируйте и запишите выражение первого начала термодинамики, почему его называют частным случаем закона сохранения энергии?
2. Сформулируйте и запишите закон Гесса и следствия из него.
3. Что называют энтальпией нагревания вещества и как ее можно определить?
4. Почему теплоемкость всегда увеличивается с ростом температуры?
5. Энтропия как функция состояния системы. Каким образом определяют энтропию изолированной системы?
6. Сформулируйте теорему Карно и теорему Карно-Клаузиуса.
7. Запишите выражения второго начала термодинамики и прокомментируйте их.
8. Запишите уравнение Гиббса-Гельмгольца и поясните его роль в химии.
9. В чем заключается принцип недостижимости абсолютного нуля? Обоснуйте термодинамически.
10. Что подразумевают под прямой и обратной задачами статистической термодинамики?
11. Для каких целей нужен статистический ансамбль?
12. Как, используя статистические суммы, определить аналоги термодинамических функций?
13. Приведите фазовую диаграмму воды и поясните методы определения координаты тройной точки.
14. Понятие термодинамического равновесия. Параметры и условия, необходимые для полного термодинамического описания фазового равновесия в гетерогенной системе.

15. Правило фаз Гиббса. Основные понятия.
16. В чем заключается физический смысл понятия степень свободы системы?
17. Чем принципиально отличается кристаллизация смеси неэвтектического состава от кристаллизации эвтектики?
18. Перечислите коллигативные свойства растворов.
19. Приведите примеры осмотических явлений. Что является движущей силой осмоса?
20. Сформулируйте законы Гиббса-Коновалова.
21. В чем заключается смысл первого и второго уравнений Гиббса-Дюгема?
22. Что является причиной возникновения положительного и отрицательного отклонений от закона Рауля?
23. Приведите примеры фазовых диаграмм для равновесия «жидкость–пар» и прокомментируйте их.
24. Сформулируйте условие и критерии химического равновесия.
25. Что называется константой равновесия? От каких условий она зависит?
26. Каковы особенности термодинамического описания гетерогенного химического равновесия?
27. Сформулируйте третье начало термодинамики.
28. Что называется скоростью гомогенной химической реакции?
29. Сформулируйте основные постулаты, которые используются в химической кинетике.
30. Что такое скорость реакции и скорость реакции по компоненту? Как они связаны между собой?
31. Что представляют собой кинетические кривые?
32. От каких факторов зависит скорость гомогенной химической реакции?
33. Дайте определение понятий: порядок химической реакции и молекулярность. Какие значения они могут принимать? В каких реакциях порядок реакции и молекулярность равны? Что такое псевдопорядок химической реакции?
34. Приведите кинетические уравнения реакций 0, 1, 2 и n порядков, их решение и применение для расчета кинетических характеристик химических реакций (константы скорости, концентрации в данный момент времени, продолжительности реакции, времени полупревращения).
35. Напишите уравнение Аррениуса в дифференциальной, интегральной, экспоненциальной формах. Изобразите зависимость константы скорости химической реакции от температуры. В каких координатах она линеаризуется?
36. Изобразите энергетический профиль реакции. Дайте определение энергии активации химической реакции.
37. Приведите примеры различных параллельных реакций.
38. Как записать в общем случае выражение для скорости обратимой реакции?
39. Какова функциональная зависимость изменения концентрации реагирующих веществ со временем в последовательной реакции $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$?
40. Объясните, в чем состоят принципы квазистационарного и квазиравновесного приближений?
41. Сформулируйте основные законы фотохимии.
42. Что такое квантовый выход реакции? Какие значения он может принимать?
43. Сформулируйте основные принципы катализа.
44. Приведите примеры каталитических процессов, протекающих по слитному и раздельному механизмам.
45. Укажите область применения теории электролитической диссоциации и ее существенные недостатки.
46. В чем заключается метод активностей? Можно ли экспериментально определить активности отдельных ионов?
47. Перечислите основные положения теории Дебая-Хюккеля для сильных электролитов.
48. Изобразите графически зависимость эквивалентной электропроводности от разведения

для слабых и сильных электролитов. В каком случае достигается предельное значение электропроводности?

49. Какова зависимость чисел переноса от концентрации и температуры?
50. Какую величину называют Гальвани-потенциалом? Можно ли его определить из экспериментальных данных?
51. Приведите примеры различных электродов и запишите для них уравнение Нернста.
52. Сформулируйте правило схематической записи электродов и цепей.
53. Приведите уравнения, позволяющие определить термодинамические характеристики реакций по данным об ЭДС.
54. Поясните значение Red-Ox потенциалов для определения возможных продуктов химических реакций.
55. Что является причиной возникновения поляризации электродов?

Перечень примерных вопросов (устный опрос) для оценки сформированности знаний компетенции ОПК-2:

1. Поясните методы расчета и экспериментального определения энтальпий химических реакций.
2. Приведите кривые температурного хода в калориметрическом опыте. Опишите метод графического определения изменения температуры (ΔT) при протекании химической реакции.
3. В чем заключается статический метод определения давления насыщенных паров? В каких случаях он используется?
4. Физико-химический анализ диаграмм двухкомпонентных систем с образованием твердых растворов.
5. Диаграммы с образованием химических соединений: конгруэнтные и инконгруэнтные точки плавления.
6. Поясните, в чем заключается перегонка жидкостей?
7. Почему метод криоскопии более часто используется, чем метод эбулиоскопии?
8. В чем заключается перегонка несмешивающихся жидкостей?
9. Поясните методы расчета химического равновесия газовых реакций различных типов.
10. Прокомментируйте различные методы определения константы равновесия.
11. Какие методы используют для определения порядков химических реакций?
12. Как экспериментально определить энергию активации химической реакции?
13. Перечислите методы определения чисел переноса ионов, сформулируйте их преимущества и недостатки.
14. Каково практическое значение метода Гитторфа и метода движущей границы?
15. В каком случае возникает диффузионный потенциал? Какие методы определения его существуют?
16. Приведите определение стандартного электродного потенциала и поясните способы его определения.

Перечень примерных вопросов (устный опрос) для оценки сформированности знаний компетенции ОПК-3:

1. Сформулируйте допущения Эйнштейна и Дебая при определении теплоемкости квантово-химическими методами.
2. Сформулируйте принципы максимальной и положительной работы.
3. Используя формулы канонического распределения Гиббса, выведите уравнение состояния идеального газа.
4. Приведите пример расчета константы равновесия по статистическим суммам.
5. Докажите, что в распределении Бозе-Эйнштейна производная химического потенциала по температуре всегда отрицательна.

6. Представьте математическую запись тепловой теоремы Нернста.
7. Покажите, что для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, протекающей по следующему механизму:
 - 1) $\text{NO} + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} \text{NO}_3$,
 - 2) $\text{NO}_3 + \text{NO} \xrightarrow{k_3} 2\text{NO}_2$,
 кажущаяся энергия активации может быть отрицательна.
8. Как рассчитывается скорость неразветвленной цепной реакции?
9. Сформулируйте постулат Фаулера.
10. Дайте определения энтальпии растворения, интегральной и дифференциальной энтальпии растворения, энтальпии образования иона в растворе.
11. В чем заключается физический смысл понятия «энергетический эквивалент калориметра»?
12. В чем заключается физический смысл калорических коэффициентов?
13. В чем принципиальное отличие первого и второго начала термодинамики?
14. Поясните принцип Каратеодори.
15. Зачем в цикле Карно нужны две изотермы и две адиабаты? Какие процессы протекают с идеальным газом в результате циклических превращений?
16. Поясните различия в определении изменения энтропии в процессе фазового перехода первого рода и изменения энтропии химической реакции.
17. В чем заключается физический смысл функции Гиббса и функции Гельмгольца?
18. Как соотносятся между собой теплоты равновесного и неравновесного процессов?
19. Сформулируйте постулат Планка.
20. В чем заключается смысл химического потенциала? Предложите методы его определения.
21. Почему статистическое рассмотрение энтропии исключает равенство нулю ее даже при 0 К?
22. Запишите выражение конфигурационного интеграла. Что он позволяет определить?
23. В чем недостатки метода статистической термодинамики при описании реальных растворов?
24. Каков подход к определению доли молекул на нулевом уровне любого вида движения, если известна сумма по состояниям для этого вида движения?
25. Сформулируйте правило Трутона.
26. Изобразите графически зависимости термодинамических функций индивидуального вещества от температуры в диапазоне, где оно претерпевает фазовый переход.
27. Сформулируйте принципы термодинамического вывода правила фаз Гиббса.
28. Приведите примеры систем, для которых понятия независимый компонент и компонент в равной степени заменяют друг друга.
29. Применение правила фаз Гиббса для анализа трехкомпонентных систем различных типов.
30. Каким образом можно изменить координаты критической точки на фазовых диаграммах трехкомпонентных систем?
31. Что такое азеотропы и каковы их свойства?
32. Как на практике определяют избыточные функции смешения?
33. В чем заключается метод комбинирования равновесий? Каковы области его применимости?
34. Каковы особенности термодинамического описания равновесия сложных реакций?
35. Приведите приближенную формулу Нернста и поясните ее практическое значение.
36. Что такое термодинамический выход продукта реакции, и каким образом его определяют?
37. Что такое средняя и истинная скорости химической реакции?
38. Что называется механизмом химической реакции? Каковы характерные особенности элементарной реакции?
39. Как формулируется основной постулат химической кинетики? Может ли скорость

- реакции зависеть от концентрации продуктов реакции?
40. Дайте определение константы скорости химической реакции. Каков ее физический смысл? Приведите размерности констант скоростей химических реакций различных целых порядков. Можно ли сравнивать между собой значения констант скоростей химических реакций разных порядков?
 41. Что называется кинетическим уравнением реакции? Напишите кинетическое уравнение в общем виде.
 42. Выполняется ли закон Аррениуса для сложной реакции, если константа скорости реакции выражается через константы отдельных стадий: 1) произведением; 2) отношением; 3) суммой или разностью?
 43. Докажите, что для параллельной реакции в любой момент времени справедливо соотношение $k_1/k_2 = [B]/[C]$.
 44. Как выглядят кинетические кривые $[A] = f(t)$, $[B] = f(t)$ при $[B]_0 = 0$ для случаев: 1) $k_1 < k_{-1}$; 2) $k_1 > k_{-1}$; 3) $k_1 = k_{-1}$?
 45. Докажите, что для реакции $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$ в условиях стационарности выполняется следующее равенство: $-\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$.
 46. В чем заключается принцип неуничтожимости свободной валентности? Приведите примеры.
 47. В чем заключается принцип цикличности реакции продолжения цепи? Какова его роль в радикально-цепных процессах?
 48. В чем отличие теплового взрыва от цепного?
 49. Докажите, что фотохимическая реакция может описываться кинетическими уравнениями реакций нулевого и первого порядков. В каких случаях это происходит?
 50. Что является лимитирующей стадией гетерогенно-каталитического процесса?
 51. В чем заключается смысл константы Михаэлиса-Ментен?
 52. В чем заключается принцип геометрического и энергетического соответствия в металлокомплексном катализе? Приведите конкретные примеры.
 53. Какие экспериментальные данные послужили основой для создания теории электролитической диссоциации?
 54. Что понимают под энергией кристаллической решетки и как ее можно определить?
 55. Выведите уравнение Борна для расчета энергии сольватации иона.
 56. Укажите концентрационную границу применимости приближений теории Дебая-Хюккеля.
 57. Какие эффекты обусловлены существованием ионной атмосферы центрального иона?
 58. Что понимают под эффектом Дебая-Фалькенгагена?
 59. Сформулируйте общее условие электрохимического равновесия.
 60. Что является источником электрической энергии в концентрационных цепях?
 61. В каком случае электрохимический элемент называют топливным?
 62. Сформулируйте определение понятия потенциал нулевого заряда.
 63. Перечислите модели строения двойного электрического слоя; в чем заключается сходство этих моделей с приближениями теории Дебая-Хюккеля?
 64. В чем заключается перенапряжение водорода? Какие теоретические обоснования перенапряжения существуют?
 65. В чем заключается электрохимическая коррозия металлов; какие методы защиты от нее существуют?

Перечень примерных вопросов (устный опрос) для оценки сформированности знаний компетенции ОПК-4:

1. Изобразите графически зависимость энтальпии химической реакции и суммарных теплоемкостей исходных веществ и продуктов реакции от температуры.

2. Как можно учесть теплообмен при определении ΔT ?
3. Запишите уравнение Клаузиуса-Клапейрона и примените его к описанию фазовых переходов первого рода.
4. Изобразите графически и проанализируйте фазовую диаграмму, образованную тремя жидкостями, две пары из которых смешиваются в любых отношениях, а одна пара смешивается частично. Предложите способы определения состава такой системы по диаграмме.
5. Каковы области применимости закона Генри и закона Рауля?
6. Как рассчитать химическое равновесие по справочным данным? Поясните на конкретных примерах.
7. Для реакции какого порядка зависимость $\ln C$ от времени представляет собой прямую линию? Напишите уравнение данной прямой и изобразите ее в указанных координатах. Нарисуйте кинетическую кривую для этой реакции.
8. Покажите, как с помощью теории Дебая-Хюккеля можно оценить значения термодинамической константы диссоциации слабой кислоты.
9. Приведите примеры определения ПР труднорастворимой соли по данным электрохимических измерений.
10. Какие способы определения температуры используют в калориметрии?
11. Поясните суть метода определения теплостойкостей газов по степеням свободы.
12. Метод физико-химического анализа и его привлечение для изучения фазовых диаграмм двухкомпонентных систем.
13. Что такое парциальная мольная величина и каковы методы ее определения из опытных данных?
14. Приведите кривые кондуктометрического титрования. Каково практическое значение этого метода? В чем заключается метод потенциометрического титрования?

Перечень примерных вопросов (устный опрос) для оценки сформированности знаний компетенции ОПК-6:

1. Сформулируйте основные правила техники безопасности при выполнении работ с использованием УЛК «Химия».
2. Перечислите основные правила техники безопасности при выполнении работ методом потенциометрического анализа.

Перечень примерных заданий контрольных работ для оценки сформированности знаний и умений компетенции ОПК-1:

Контрольная работа № 1

Задача № 1. При $T = 298 \text{ K}$ и стандартном давлении известны энтальпии сгорания акрилонитрила $\Delta_c H^0(298, \text{C}_3\text{H}_3\text{N}, \text{ж}) = -420.82 \text{ ккал/моль}$, водорода $\Delta_c H^0(298, \text{H}_2, \text{г}) = -68.32 \text{ ккал/моль}$ и графита $\Delta_c H^0(298, \text{C}, \text{гр}) = -94.05 \text{ ккал/моль}$. Стандартные энтальпии образования циановодорода $\Delta_f H^0(298, \text{HCN}, \text{г}) = 31.00 \text{ ккал/моль}$ и ацетилена $\Delta_f H^0(298, \text{C}_2\text{H}_2, \text{г}) = 54.19 \text{ ккал/моль}$. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{HCN}_{(\text{г})} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}_{(\text{г})}$ при температуре $T = 500 \text{ K}$. Следует учесть, что при $T_v = 351.65 \text{ K}$ акрилонитрил испаряется; $\Delta_v H^0(298, \text{C}_3\text{H}_3\text{N}) = 7.85 \text{ ккал/моль}$. Теплостойкости жидкого и газообразного акрилонитрила следует принять равными $C_p(\text{C}_3\text{H}_3\text{N}, \text{ж}) = 98.7 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$ и $C_p(\text{C}_3\text{H}_3\text{N}, \text{г}) = 63.76 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$ и не зависящими от температуры.

Задача № 2. Некоторое количество SO_3 нагрето в закрытом сосуде до $T = 727 \text{ K}$. В результате термической диссоциации образовались SO_2 и O_2 . Вычислите:

- 1) исходное давление SO_3 ;

2) общее давление равновесной газовой смеси, если для реакции $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ $K_p = 1.855$, а равновесное давление $p_{\text{eq}}(\text{SO}_2) = 4.05 \cdot 10^4$ Па.

Контрольная работа № 2

Задача № 1. Определите, во сколько раз больше потребуется водяного пара (по массе) на перегонку нафталина при $T = 101.7^\circ\text{C}$ по сравнению с перегонкой нафталина при $T = 130.2^\circ\text{C}$? Давления насыщенного пара нафталина для указанных температур равны 20 и 60 мм рт.ст., соответственно.

Задача № 2. Зависимость давления насыщенного пара (Па) от температуры для фреона CCl_2F_2 выражается уравнением:

$$\lg p = 34.5 - 2406.1/T - 9.26 \lg T + 0.0037T.$$

Рассчитайте нормальную температуру кипения фреона, энтальпию и энтропию испарения фреона при нормальной температуре кипения.

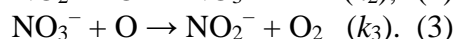
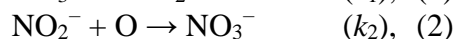
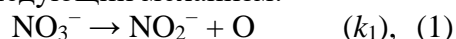
Контрольная работа № 3

Задача № 1. Изучали кинетику процесса при 25°C : $\text{ClO}^- + \text{Br}^- \rightarrow \text{BrO}^- + \text{Cl}^-$. Раствор хлорноватистого натрия готовили путем смешения 100 мл $5.46 \cdot 10^{-3}$ М раствора NaClO , 48 мл 0.5 Н раствора NaOH и 21 мл H_2O ; раствор KBr использовали для этого с начальной концентрацией $C_0 = 2.508 \cdot 10^{-3}$ М. Через определенные промежутки времени после смешения приготовленного раствора NaClO и раствора KBr отбирали пробы и определяли в них концентрацию BrO^- -ионов. Результаты приведены ниже:

t , мин	3.	7.	1	2	4	9
	65	65	5.05	6.00	7.60	0.60
$[\text{BrO}^-] \cdot 10^2$, М	0.0560	0.0953	0.1420	0.1800	0.2117	0.2367

Определите порядок реакции и среднюю константу скорости.

Задача № 2. Для инициируемого радиацией распада органических нитратов при обычных условиях предложен следующий механизм:



Сделав предположение, что концентрация атомарного кислорода практически постоянна, выведите уравнение для скорости образования нитрит-ионов. Как должны соотноситься концентрации нитрит- и нитрат-ионов между собой, чтобы реакция имела: 1) первый порядок по нитрат-ионам; 2) второй порядок по нитрат-ионам и минус первый порядок по нитрит-ионам?

Контрольная работа № 4

Задача № 1. Раствор CdCl_2 , содержащий 0.2016% Cl^- -ионов, подвергнут электролизу между Cd -анодом и Pt -катодом. После электролиза 33.59 см^3 анодной жидкости содержали 0.0802 г Cl^- -ионов. За время электролиза в серебряном кулонометре выделилось 0.0662 г серебра. Найдите числа переноса ионов Cd^{2+} и Cl^- .

Задача № 2. Вычислите константу диссоциации этилового спирта при $T = 298.15 \text{ K}$ для реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}^+$ из следующих данных:

- | | |
|---|------------------------------------|
| 1) $\text{H}_2 \mid \text{HCl (в C}_2\text{H}_5\text{OH)} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \mid \text{Hg}$ | $E^0(298.15) = -0.0216 \text{ В,}$ |
| 2) $\text{Hg} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \mid \text{NaCl (в C}_2\text{H}_5\text{OH)} \mid \text{Na (амальгама)}$ | $E^0(298.15) = -1.8562 \text{ В,}$ |
| 3) $\text{Na (амальгама)} \mid \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa (в C}_2\text{H}_5\text{OH)} \mid \text{H}_2$ | $E^0(298.15) = 0.7458 \text{ В.}$ |

Перечень примерных заданий (вариантов) коллоквиумов для оценки сформированности знаний и умений компетенции ОПК-1:

Коллоквиум № 1

Вариант 1

1. Перечислите экспериментальные и теоретические методы определения энтальпий химических реакций.
2. Тепловая теорема Нернста. Приближенная формула Нернста и ее использование для практических расчетов.

Вариант 2

1. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Термодинамическое обоснование энтропии.
2. Особенности термодинамического описания гетерогенного химического равновесия.

Вариант 3

1. Фундаментальные уравнения Гиббса. Химический потенциал и методы его определения.
2. Термодинамическая константа равновесия; ее зависимость от различных условий.

Вариант 4

1. Математический аппарат химической термодинамики.
2. Использование баз стандартных термодинамических данных для практических расчетов химических равновесий.

Вариант 5

1. Энтропия как функция состояния системы. Методы расчета энтропии различных процессов и систем. Энтропия изолированной системы.
2. Уравнение изобары химической реакции. Использование различных приближений при его решении.

Вариант 6

1. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его роль в химии.
2. Гомогенное химическое равновесие; условие и критерии. Уравнение изотермы Вант-Гоффа, его использование для решения практически важных задач.

Вариант 7

1. Статистическая сумма по состояниям. Использование статистических сумм для расчетов аналогов термодинамических функций.
2. Третье начало термодинамики. Постулат Планка; отклонения от него на примере реальных систем.

Коллоквиум № 2

Вариант 1

1. Фазовые переходы первого и второго рода. Стабильность фаз.
2. Закон Рауля и его термодинамический вывод.

Вариант 2

1. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона; его применение к анализу фазовых переходов первого рода.
2. Коллигативные свойства растворов.

Вариант 3

1. Правило фаз Гиббса и его термодинамический вывод.
2. Термодинамическая классификация растворов. Избыточные функции смешения.

Вариант 4

1. Гетерогенное фазовое равновесие в двухкомпонентных системах. Метод термического анализа и построение фазовых диаграмм с простой эвтектикой.
2. Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема и их использование в термодинамике растворов.

Вариант 5

1. Гетерогенное фазовое равновесие в трехкомпонентных системах. Методы построения фазовых диаграмм (треугольник Гиббса и треугольник Гиббса-Розебома).
2. Растворимость газов и жидкостей в жидкостях. Закон Генри. Экстракция.

Вариант 6

1. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем различных типов. Применение правила фаз Гиббса для их анализа.
2. Реальные растворы. Метод активностей. Определение активности и коэффициента активности из опытных данных.

Перечень примерных заданий (вариантов) КОЛЛОКВИУМОВ для оценки сформированности знаний и умений компетенции ОПК-3:

Коллоквиум № 3

Вариант 1

1. Приближенные методы химической кинетики. Метод стационарных концентраций Боденштейна и его использование для решения конкретных задач.
2. Кинетика фотохимических реакций.

Вариант 2

1. Основные понятия и определения формальной кинетики. Методы определения порядка реакции.
2. Ферментативный катализ; принципы, особенности описания и практическое значение.

Вариант 3

1. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Физический смысл трансмиссионного коэффициента.
2. Гетерогенный катализ; принципы, особенности описания и практическое значение.

Вариант 4

1. Кинетика неразветвленных цепных реакций. Применение метода стационарных концентраций для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций.
2. Особенности каталитических реакций. Механизм и кинетика гомогенно-каталитических реакций. Кислотно-основной катализ.

Вариант 5

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Поверхность потенциальной энергии. Определение энергии активации из опытных данных.
2. Металлокомплексный катализ; принципы, особенности описания и практическое значение.

Вариант 6

1. Теория активных столкновений и ее применение к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана.
2. Катализ; основные принципы катализа. Природа действия катализаторов. Факторы, определяющие скорость каталитической реакции.

Перечень примерных заданий (вариантов) КОЛЛОКВИУМОВ для оценки сформированности знаний и умений компетенции ОПК-3:

Коллоквиум № 4

Вариант 1

1. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Преимущества и недостатки.
2. Электрохимическая коррозия металлов и методы защиты.

Вариант 2

1. Электрохимический потенциал. Условия электрохимического равновесия. Термодинамика гальванического элемента. ЭДС цепи.
2. Неравновесные явления в растворах электролитов.

Вариант 3

1. Классификация электродов. Устройство водородного электрода.
2. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Законы Фарадея.

Вариант 4

1. Теория растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Расчет коэффициентов активности. Допущения теории и ее практическое значение.
2. Потенциометрический и кондуктометрический методы анализа.

Вариант 5

1. Механизм возникновения скачка потенциала на границе «металл–раствор электролита». Электродный потенциал. Формула Нернста.
2. Двойной электрический слой на границе «металл–раствор электролита». Модели двойного электрического слоя.

Вариант 6

1. Таблица стандартных электродных потенциалов, использование их значений для расчета термодинамических характеристик химических реакций.
2. Кинетика электродных процессов. Поляризация. Диффузионное перенапряжение.

Перечень примерных вопросов для экзамена:

1. Понятие теплоты, работы, внутренней энергии. Первое начало термодинамики. Энтальпия.
2. Теплоемкость. Теплоемкость газов и твердых тел.
3. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры.
4. Равновесные и термодинамически обратимые процессы. Работа обратимых процессов.
5. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики и его формулировки. Цикл Карно.
6. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Изменения энтропии в

- изолированных и неизолированных системах и направление процесса.
7. Расчет изменения энтропии в равновесных процессах.
 8. Функция Гиббса, функция Гельмгольца. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции.
 9. Функция Гиббса. Зависимость функции Гиббса от температуры и давления.
 10. Характеристические функции. Уравнения Максвелла.
 11. Понятие Г-фазового пространства. Ансамбли Гиббса.
 12. Статистическое толкование энтропии.
 13. Статистическая сумма. Статистические аналоги термодинамических функций.
 14. Расчет термодинамической константы равновесия по статистическим суммам.
 15. Термодинамическая классификация растворов. Химический потенциал растворителя и растворенного вещества.
 16. Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
 17. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия и эбуллиоскопия.
 18. Осмотическое давление.
 19. Закон распределения Нернста. Экстракция. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях. Закон Генри.
 20. Давление насыщенного пара растворов. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля.
 21. Давление насыщенного пара растворов. Первый и второй законы Коновалова. Разделение смесей путем перегонки. Перегонка с паром.
 22. Термодинамическая активность. Методы ее определения.
 23. Фазовые превращения индивидуальных веществ. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые переходы первого и второго рода.
 24. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Термодинамическая летучесть и методы ее определения.
 25. Гетерогенное фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса.
 26. Применение правила фаз Гиббса к однокомпонентным системам (диаграмма состояния воды, диаграмма состояния серы, диаграмма состояния углерода). Полиморфизм.
 27. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах. Разные типы фазовых диаграмм. Метод термического анализа. Химические соединения в бинарных сплавах с конгруэнтной и инконгруэнтной точками плавления.
 28. Фазовое равновесие в трехкомпонентных системах. Треугольник Гиббса-Розебома. Влияние третьего компонента на взаимную растворимость двух жидкостей.
 29. Химическое равновесие. Выражение констант равновесия реакций при различных способах выражения концентраций. Расчет выхода продуктов.
 30. Гомогенное химическое равновесие. Закон действующих масс. Уравнение изотермы реакции.
 31. Влияние температуры и давления на равновесие в химических реакциях. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнение изобары и изохоры реакции.
 32. Применение закона действующих масс к гетерогенным реакциям.
 33. Третье начало термодинамики. Абсолютная энтропия. Расчет равновесий по абсолютным значениям энтропий.
 34. Тепловая теорема Нернста. Основные выводы, вытекающие из нее.
 35. Таблицы стандартных значений термодинамических функций и их использование для расчета констант равновесия реакций.
 36. Основные понятия химической кинетики: механизм химической реакции, скорость химической реакции, кинетическое уравнение (основной постулат химической кинетики), порядок химической реакции, константа скорости.
 37. Методы определения порядка реакции.
 38. Кинетические уравнения необратимых реакций первого и второго порядков.
 39. Понятие о сложных реакциях. Принцип независимости реакций. Сложные реакции:

- обратимые, параллельные.
40. Последовательные реакции. Метод стационарных концентраций.
 41. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации и ее определение из экспериментальных данных.
 42. Теория активных столкновений и ее применение к бимолекулярным реакциям.
 43. Теория активных столкновений и ее применение к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана.
 44. Теория активированного комплекса. Поверхность потенциальной энергии. Вывод основного уравнения.
 45. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Толкование стерического множителя.
 46. Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Кинетика фотохимических реакций.
 47. Фотохимическое возбуждение молекул. Флуоресценция и фосфоресценция. Безызлучательные переходы.
 48. Метод стационарных и метод квазистационарных концентраций как основа кинетического анализа сложных реакций.
 49. Кинетика неразветвленных цепных реакций. Применение метода стационарных концентраций для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций.
 50. Кинетика разветвленных цепных реакций. Цепное воспламенение. Тепловой взрыв.
 51. Катализ. Природа действия катализаторов. Факторы, определяющие скорость каталитической реакции.
 52. Особенности каталитических реакций. Механизм и кинетика гомогенно-каталитических реакций. Кислотно-основной катализ.
 53. Гетерогенный катализ. Неоднородность поверхности катализатора. Роль адсорбции. Кинетическая и диффузионные области гетерогенного процесса.
 54. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Порядок каталитических реакций. Влияние температуры на скорость каталитических реакций.
 55. Металлокомплексный катализ. Ключевые реакции в металлокомплексном катализе.
 56. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Приложение теории к различным процессам.
 57. Причины электролитической диссоциации электролитов. Сольватация и гидратация ионов в растворе. Цикл Борна-Габер.
 58. Электропроводность растворов электролитов. Кондуктометрический метод анализа.
 59. Теоретическая интерпретация электропроводности растворов электролитов.
 60. Числа переноса и методы их определения из опытных данных.
 61. Активность и коэффициент активности электролита. Связь коэффициентов активности ионов с ионной силой раствора.
 62. Теория растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Расчет коэффициентов активности.
 63. Механизм возникновения скачка потенциала на границе «металл–раствор электролита». Электродный потенциал. Формула Нернста.
 64. Водородный электрод. Таблица стандартных электродных потенциалов, использование их значений для расчета термодинамических характеристик химических реакций.
 65. Классификация электродов. Электроды первого и второго рода. Окислительно-восстановительные электроды.
 66. Электродвижущая сила элементов (ЭДС). Составляющие ЭДС в электрохимических системах. Правила записи электродных реакций и электрохимических систем.
 67. Классификация гальванических цепей.
 68. Термодинамика гальванического элемента.
 69. Потенциометрический метод анализа.

70. Электрохимические элементы и источники тока. Кислородно-водородный элемент. Свинцовый аккумулятор.
71. Двойной электрический слой на границе «металл–раствор электролита». Модели двойного электрического слоя.
72. Неравновесные электродные процессы. Электролиз. Законы Фарадея. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов.
73. Кинетика электродных процессов. Поляризация. Диффузионное перенапряжение.
74. Химическая поляризация или электродное перенапряжение.
75. Перенапряжение. Теория перенапряжения водорода.
76. Потенциал нулевого заряда и методы его определения. Электрокапиллярные явления.
77. Электрохимическая коррозия металлов и методы защиты от нее.

Методические материалы, определяющие процедуры оценивания

1. Положение «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся в ННГУ», утвержденное приказом ректора ННГУ от 13.02.2014 г., № 55-ОД.
2. Положение о фонде оценочных средств, утвержденное приказом ректора ННГУ от 10.06.2015 г., № 247-ОД.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Теоретическая подготовка к лабораторным занятиям и промежуточной аттестации может осуществляться по следующим литературным источникам:

6.1. Основная литература

1. Еремин, В.В. Основы общей и физической химии [Текст]: Учебное пособие для студентов вузов, изучающих дисциплину «Химия», по направлению подготовки ВПО 011200 / В.В. Еремин, А.Я. Борщевский. – Долгопрудный: Интеллект, 2012. – 848 с.
2. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия [Текст]: Учебник по направлению 510500 «Химия» и специальности 011000 «Химия» / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. – М.: Химия, КолосС, 2006. – 672 с.
3. Карякин, Н.В. Основы химической термодинамики [Текст]: Учебное пособие / Н.В. Карякин. – М.: Академия, 2003. – 462 с.
4. Эмануэль, Н.М. Курс химической кинетики [Текст]: Учебник для химических факультетов университетов / Н.М. Эмануэль, Д.Г. Кнорре. – М.: Высшая школа, 1984. – 463 с.
5. Киселева, Е.В. Сборник примеров и задач по физической химии [Текст]: Учебное пособие для химико-технологических вузов / Е.В. Киселева, Г.С. Каретников, И.В. Кудряшов. – М.: Высшая школа, 1983. – 456 с.

6.2. Дополнительная литература

1. Борщевский, А.Я. Физическая химия. Том 1. Общая и химическая термодинамика [Электронный ресурс]: Учебник / А.Я. Борщевский. – М.: ИНФРА-М, 2017. – 606 с. Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=543133>.
2. Борщевский, А.Я. Физическая химия. Том 2. Статистическая термодинамика [Электронный ресурс]: Учебник / А.Я. Борщевский. – М.: ИНФРА-М, 2017. – 383 с. Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=543170>.
3. Еремин, В.В. Основы физической химии. Часть 1 [Текст]: Учебное пособие для

- студентов вузов, обучающихся по специальности 011000 «Химия» / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин. – М.: Бином. Лаборатория знаний, 2013. – 320 с.
4. Еремин, В.В. Основы физической химии. Часть 2 [Текст]: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по специальности 011000 «Химия» / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин. – М.: Бином. Лаборатория знаний, 2013. – 263 с.
 5. Колесников, И.М. Сборник задач по термодинамике физико-химических процессов. Том 1 [Текст]: Учебное пособие / И.М. Колесников, И.А. Семиохин, В.А. Винокуров, С.И. Колесников. – М.: Изд-во «Нефть и газ» РГУ нефти и газа им. И.М. Губкина, 2007. – 482 с.
 6. Байрамов, В.М. Основы электрохимии [Текст]: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по специальности 011000 «Химия» и направлению 510500 «Химия» / В.М. Байрамов. – М.: Академия, 2005. – 240 с.
 7. Карякин, Н.В. Физическая химия. Задачи и упражнения с решением. Часть 1 [Текст]: Учебное пособие / Н.В. Карякин, Э.А. Артемова, М.Н. Климова, П.Н. Николаев, В.П. Нистратов, В.П. Сергеева, Б.И. Тарунин. – Нижний Новгород: Изд-во ННГУ, 1994. – 140 с.
 8. Карякин, Н.В. Физическая химия. Задачи и упражнения с решением. Часть 2 [Текст]: Учебное пособие / Н.В. Карякин, Э.А. Артемова, М.Н. Климова, П.Н. Николаев, В.П. Нистратов, В.П. Сергеева, Б.И. Тарунин. – Нижний Новгород: Изд-во ННГУ, 1994. – 339 с.
 9. Еремин, Е.Н. Основы химической термодинамики [Текст]: Учебное пособие для химических специальностей университетов / Е.Н. Еремин. – М.: Высшая школа, 1978. – 391 с.
 10. Еремин, Е.Н. Основы химической кинетики [Текст]: Учебное пособие / Е.Н. Еремин. – М.: Высшая школа, 1976. – 375 с.
 11. Кубо, Р. Термодинамика. Современный курс с задачами и решениями [Текст]: Учебное пособие / Р. Кубо. – М.: Мир, 1970. – 304 с.

6.3. Рекомендуемая литература

1. Пригожин, И. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур [Текст]: Учебник / И. Пригожин, Д. Кондепуди. – М.: Мир, 2002. – 461 с.
2. Бажин, Н.М. Термодинамика для химиков [Текст]: Учебник для студентов вузов / Н.М. Бажин, В.А. Иванченко, В.Н. Пармон. – М.: Химия, КолосС, 2004. – 416 с.
3. Музыкантов, В.С. Задачи по химической термодинамике [Текст]: Учебное пособие для вузов / В.С. Музыкантов, Н.М. Бажин, В.Н. Пармон, Н.Н. Булгаков, В.А. Иванченко. – М.: Химия, КолосС, 2004. – 120 с.
4. Денисов, Е.Т. Химическая кинетика [Текст]: Учебник / Е.Т. Денисов, О.М. Саркисов, Г.И. Лихтенштейн. – М.: Химия, 2000. – 568 с.
5. Полторак, О.М. Термодинамика в физической химии [Текст]: Учебное пособие для химических и химико-технологических специальностей вузов / О.М. Полторак. – М.: Высшая школа, 1991. – 318 с.
6. Антропов, Л.И. Теоретическая электрохимия [Текст]: Учебник для химических и химико-технологических специальностей вузов / Л.И. Антропов. – М.: Высшая школа, 1984. – 519 с.
7. Эткинс, П. Физическая химия. Том 1 [Текст]: Монография / П. Эткинс. – М.: Мир, 1980. – 580 с.
8. Эткинс, П. Физическая химия. Том 2 [Текст]: Монография / П. Эткинс. – М.: Мир, 1980. – 584 с.
9. Герасимов, Я.И. Курс физической химии. Том 1 [Текст]: Учебное пособие для химических факультетов университетов / Я.И. Герасимов, В.П. Древинг, Е.Н. Еремин,

- А.В. Киселев, В.П. Лебедев, Г.М. Панченков, А.И. Шлыгин. – М.: Химия, 1970. – 592 с.
10. Герасимов, Я.И. Курс физической химии. Том 2 [Текст]: Учебное пособие для химических факультетов университетов / Я.И. Герасимов, В.П. Древинг, Е.Н. Еремин, А.В. Киселев, В.П. Лебедев, Г.М. Панченков, А.И. Шлыгин. – М.: Химия, 1973. – 623 с.

6.4. Интернет-ресурсы

<http://elibrary.ru>.
<http://link.springer.com>.
<http://www.sciencedirect.com>.
<http://pubs.acs.org>.
<http://pubs.rsc.org>.
<http://www.uspkhim.ru>.
<http://webbook.nist.gov>.
<http://www.chem.msu.ru/cgi-bin/tkv.pl>.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе ZNANIUM.COM, доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС ZNANIUM.COM содержит произведения крупнейших российских учёных, руководителей государственных органов, преподавателей ведущих вузов страны, высококвалифицированных специалистов в различных сферах бизнеса. Фонд библиотеки сформирован с учетом всех изменений образовательных стандартов и включает учебники, учебные пособия, монографии, авторефераты, диссертации, энциклопедии, словари и справочники, законодательно-нормативные документы, специальные периодические издания и издания, выпускаемые издательствами вузов. В настоящее время ЭБС ZNANIUM.COM соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования (ФГОС ВО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе Издательства «Лань», доступ к которой также предоставлен студентам. ЭБС Издательства «Лань» включает в себя электронные версии книг издательства «Лань» и других ведущих издательств учебной литературы, а также электронные версии периодических изданий по естественным, техническим и гуманитарным наукам. ЭБС Издательства «Лань» обеспечивает доступ к научной, учебной литературе и научным периодическим изданиям по максимальному количеству профильных направлений.

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Дисциплина обеспечена учебными аудиториями для проведения занятий лекционного типа, практических занятий, промежуточной аттестации, а также помещениями для самостоятельной работы. Материально-техническое обеспечение включает: ноутбук, переносной экран, проектор, доска.

Для проведения лабораторных работ по физической химии химический факультет и кафедра физической химии располагают лабораториями, оснащенными посудой, реактивами и оборудованием, необходимыми для проведения физико-химических экспериментов. Лаборатория оборудована учебно-лабораторными комплексами (УЛК «Химия») для выполнения работ по химической термодинамике, химической кинетике и катализу, электрохимии, позволяющими получать и обрабатывать данные экспериментов в электронном виде. Лаборатория оснащена калориметрами для измерения энтальпии химических реакций, фотоэлектрическими колориметрами, поляриметрами, вытяжными шкафами, штативами, магнитными мешалками, современными термостатами, плитками,

сушильным шкафом, дистиллятором и другим оборудованием, необходимым для проведения лабораторных работ.

Программа составлена в соответствии с требованиями ОС ВО ННГУ. Приказ ННГУ от 13.05.2020г. № 275-ОД «О введении в действие образовательного стандарта высшего образования – специалитет по специальности 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия»

Авторы:

доктор химических наук, профессор _____ Маркин А.В.

доктор химических наук, профессор _____ Фомин В.М.

Рецензент:

доктор химических наук,

заведующий лабораторией строения металлоорганических

и координационных соединений ИМХ РАН _____ Кетков С.Ю.

Заведующий кафедрой физической химии

доктор химических наук, профессор _____ Маркин А.В.