

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное АВТОНОМНОЕ образовательное учреждение высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Одобрено на заседании
Ученого совета ИАТЭ НИЯУМИФИ
Протокол от 24.04.2023 № 23.4

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

«Физическая химия»

название дисциплины

для студентов направления подготовки

04.03.01 «Химия»

Шифр, название специальности/направления подготовки

Форма обучения: очная

г. Обнинск 2023 г.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель изучения дисциплины:

- предоставить студенту совокупность химических знаний, соответствующих уровню образования современного специалиста по соответствующему направлению;
- сообщить студенту сведения о наиболее значимых химических знаниях, приобретенных человеком на современном этапе его развития, и значении науки физической химии в жизни и практической деятельности человека.

Задачи изучения дисциплины:

- В результате освоения дисциплины студент должен получить базовые знания необходимые для изучения специальных дисциплин, а также для использования приобретенных химических знаний в дальнейшей практической деятельности.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ (далее – ОП) БАКАЛАВРИАТА

Дисциплина реализуется в рамках обязательной части, формируемой участниками образовательных отношений, и относится к общепрофессиональному модулю.

Для освоения дисциплины необходимы компетенции, сформированные в рамках изучения следующих дисциплин фундаментальных разделов физики и математики, основ пользования вычислительной техникой, умение использовать программное обеспечение компьютеров для математической обработки экспериментальных результатов, овладение основами общей и неорганической химии, аналитической химии, строения вещества.

Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее: коллоидная химия, высокомолекулярные вещества, физические методы исследования, введение в электроаналитическую химию, производственная практика, государственная итоговая аттестация.

Дисциплина изучается на III курсе в V и VI семестрах.

4. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СОТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В результате освоения ОП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Код компетенций	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	З-ОПК – 1 - Знать: теоретические основы фундаментальных разделов физической химии; У- ОПК- 1 - Уметь: применять теоретические знания для решения широкого спектра физико-химических задач; В- ОПК – 1 - Владеть: навыками решения конкретных теоретических и экспериментальных задач физической химии и разделов химии, использующих методы физической химии.

ОПК-2	Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	3-ОПК-2 - Знать: основы строения веществ; теоретические основы химических процессов; У-ОПК-2- Уметь: работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности; проводить стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе; исследовать свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования; правильно выбрать необходимый метод, способный дать наиболее точные результаты при определении конкретного компонента; В-ОПК-2-Владеть: основами техники постановки физико-химического эксперимента; навыками работы с приборами инструментальной базы, имеющейся в распоряжении; навыками безопасной работы в химической лаборатории.
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	3-ОПК-3-Знать: основные естественно-научные законы и закономерности развития физической химии; У-ОПК-Уметь: использовать систему фундаментальных химических понятий, методологических аспектов знаний закономерностей развития химической науки в профессиональной деятельности. Пользоваться представлениями основных разделов физической химии для объяснения специфики поведения широкого класса физико-химических процессов и физико-химических систем; В-ОПК-2-Владеть: формами и методами научного познания в профессиональной деятельности
ОПК-4	Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач	3-ОПК-4-Знать: требования к оформлению отчетов по лабораторным работам, оформлению научных сообщений, статей для печати и т.п; У-ОПК-4-Уметь: представлять полученные в исследовании результаты в виде отчетов, рефератов, устных выступлений (в виде защиты лабораторных работ, участия в семинарских занятиях, презентациях); В-ОПК-4-Владеть: опытом участия в профессиональных дискуссиях.
ОПК-6	Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в	3-ОПК-6-Знать: правила оформления отчетов по лабораторным работам; правила предоставления полученных

	соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	результатов в письменном виде для подготовки научных отчетов; У-ОПК-6-Уметь: составлять отчеты по результатам своей практической деятельности по стандартной форме на русском языке; В-ОПК-6-Владеть: навыками представления результатов своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.
ПК-2	Готовность использовать современную инструментальную базу для проведения качественного и количественного химического анализа исследуемых объектов	З-ПК-2-Знать: основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования; У-ПК-2-Уметь: выбирать и использовать современную инструментальную базу и методы испытаний для решения исследовательских задач химической направленности; В-ПК-2- Владеть: навыком выбора технических средств и методов анализа (из набора имеющихся) для решения поставленных задач на лабораторных занятиях.
УК-1	Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	З-УК-1 - Знать: методики сбора и обработки информации; актуальные российские и зарубежные источники информации в сфере профессиональной деятельности; метод системного анализа; У-УК-1 - Уметь: применять методики поиска, сбора и обработки информации; осуществлять критический анализ и синтез информации, полученной из разных источников; В-УК-1 Владеть: методами поиска, сбора и обработки, критического анализа и синтеза информации; методикой системного подхода для решения поставленных задач.

4. ВОСПИТАТЕЛЬНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ ДИСЦИПЛИНЫ

Направления/цели воспитания	Задачи воспитания (код)	Воспитательный потенциал дисциплин
Профессиональное и трудовое воспитание	- Создание условий, обеспечивающих формирование культуры работы с опасными веществами и при	Использование воспитательного потенциала дисциплины, для - формирования навыков безусловного выполнения всех норм безопасности на рабочем месте, соблюдении мер

	<p>требованиях к нормам высокого класса чистоты (В33)</p>	<p>предосторожности при выполнении исследовательских и производственных задач с опасными веществами, а также в помещениях с высоким классом чистоты посредством привлечения действующих специалистов к реализации учебных дисциплин и сопровождению проводимых у студентов практических работ в этих организациях, через выполнение студентами практических и лабораторных работ.</p>
	<p>- Создание условий. обеспечивающих формирование культуры работ, связанных с проведением химического анализа с использованием современной инструментальной исследовательской базы (В34)</p>	<p>Использование воспитательного потенциала дисциплины, для</p> <ul style="list-style-type: none"> - формирования навыков соблюдения мер безопасности при работе с реагентами разных классов опасности на современном научно-исследовательском оборудовании, позволяющем проводить высокоточный качественный и количественный химический анализ; - формирования навыков ответственной работы с использованием современной инструментальной аналитической базы; - формирования мотиваций в освоении разнообразной современной инструментальной базы химического анализа; - формирования мотиваций к научно-исследовательской работе в области химических наук.

5. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ В ЗАЧЕТНЫХ ЕДИНИЦАХ С УКАЗАНИЕМ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ЧАСОВ, ВЫДЕЛЕННЫХ НА КОНТАКТНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ПРЕПОДАВАТЕЛЕМ (ПО ВИДАМ ЗАНЯТИЙ) И НА САМОСТОЯТЕЛЬНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Вид работы	Количество часов на вид работы по семестрам:		
	№ 5	№ 6	Всего
Контактная работа обучающихся с преподавателем			
Аудиторные занятия (всего)	192	192	384
В том числе:			

<i>лекции</i>	64	64	128
<i>практические занятия</i>	64	64	128
<i>лабораторные занятия</i>	64	64	128
Промежуточная аттестация			
В том числе:			
<i>Экзамен</i>	54	54	108
Самостоятельная работа обучающихся	6	6	12
Всего (часы):	252	252	504
Всего (зачетные единицы):	7	7	14

6. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

6.1. Разделы дисциплины и трудоемкость по видам учебных занятий (в академических часах)

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость (в часах)				
		Лек	Пр	Лаб	Внеауд	СРО
1-9	Раздел 1. Химическая термодинамика	26	18	16		2
1	1.1 Основные понятия химической термодинамики	4				
2	1.2 Первый закон термодинамики.	4	4	8		
3-4	1.3 Термохимия. Применение первого закона термодинамики для описания химических реакций и физико-химических процессов.	6	4	8		1
4-5	1.4 Второе начало термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.	6	6			1
6-7	1.5 Характеристические функции и термодинамические потенциалы.	6	4			
9-10	Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия	16	16	20		2
7-9	2.1 Фазовое равновесие	8	8	8		1
9-10	2.2 Химическое равновесие	8	8	12		1
11-16	Раздел 3. Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)	22	20	28		2
11	3.1 Основные понятия термодинамики растворов	4	4	8		
12-13	3.2 Растворы нелетучих растворённых веществ.	6	4	4		

14	3.4 Коллигативные свойства.	4	4	8		1
15	3.5 Смеси летучих жидкостей.	4	4			1
16	3.6 Ограниченно-растворимые жидкости.	4	4	8		
	Итого за семестр V	64	64	64		6
1-6	Раздел 4. Химическая кинетика и катализ	32	32	16		3
1	4.1 Основные понятия и определения химической кинетики. Химическая кинетика как раздел физической химии. Связь кинетики с термодинамикой. Формальная кинетика для односторонних элементарных реакций	4	8	8		
1-2	4.2 Сложные реакции. Кинетический анализ сложных реакций (общие положения).	6	4			1
2-3	4.3 Основные теории химической кинетики. Теория Аррениуса. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса.	6	8	8		1
3-4	4.4 Цепные реакции.	4	4			
4	4.5 Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно-химические реакции.	6	4			1
5-6	4.6 Каталитические реакции	6	4			
6-16	Раздел 5. Электрохимия	32	32	48		3
6	5.1 Основные понятия и определения	2	4	4		
7-8	5.2 Механизмы образования растворов электролитов.	4	4			
8-10	5.3 Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов.	6	4	4		1
11-12	5.4 Свойства растворов электролитов	6	6	28		
12-15	5.5 Термодинамика электрохимических процессов. Электродвижущие силы и электродные потенциалы. Строение двойного электрического слоя на границе электрод – раствор электролита.	10	10	12		1
15- 16	5.6 Кинетика электрохимических процессов.	4	4			1
	Итого за семестр VI	64	64	64		6
	Всего:	128	128	128		12

Прим.: Лек – лекции, Пр – практические занятия / семинары, Лаб – лабораторные занятия, Вне-ауд – внеаудиторная контактная работа, СРО – самостоятельная работа обучающихся, ПП – практическая подготовка.

6.2. Содержание дисциплины, структурированное по разделам (темам)

Лекционный курс

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
Семестр V		
1-7 1.Химическая термодинамика		
1	1.1 Основные понятия химической термодинамики	<p>Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение количества работы через параметры состояния термодинамической системы.</p> <p>Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравновесные процессы. Самопроизвольный процесс.</p> <p>Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.</p>
2	1.2 Первый закон термодинамики.	<p>Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутренняя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Эмпирические формулы температурной зависимости теплоемкости. Связь изохорной и изобарной теплоемкости. Закон Майера. Калорические коэффициенты.</p> <p>Применение первого закона термодинамики для вывода уравнения состояния идеального газа на примере адиабатического расширения. Сравнение работы в изобарном, изотермическом и адиабатическом процессах</p>
3-4	1.3 Термохимия. Применение первого закона термодинамики для описания химических реакций и физико-химических процессов.	<p>Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгорания. Метод инкрементов для расчета теплот образования и теплоемкости органических веществ. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических процессов.</p> <p>Циклы Борна-Хабера.</p>
4-5	1.4 Второе начало термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.	<p>Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии.</p> <p>Принцип возрастания энтропии. Энтропия и термодинамическая вероятность.</p> <p>Уравнение Больцмана. Расчёт изменения</p>

		энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтропии при различных температурах. Понятия потерянная работа и некомпенсированная теплота
6-7	1.5 Характеристические функции и термодинамические потенциалы.	Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Полезная работа. Связь полезной работы с термодинамическими потенциалами в изобарно - изотермическом, изохорно - изотермическом, изохорно - изоэнтропийном, изобарно - изоэнтропийном процессах. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими потенциалами. Полный электрохимический, гравитационный потенциалы.
7-10	2 Фазовое и химическое равновесия	
7-9	2.1 Фазовое равновесие	Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдое \rightleftharpoons жидкое; жидкое \rightleftharpoons газ; твёрдое \rightleftharpoons газ на примере фазовой диаграммы воды. Правило Трутона. Фазовые диаграммы. Фазовые переходы первого рода. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
9-10	2.2 Химическое равновесие	Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа). Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод). Расчёты химических равновесий. Метод Тёмкина-Шварцмана.

		Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.
11-16	3 Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)	
11	3.1 Основные понятия термодинамики растворов	Способы выражения состава растворов. Газовые растворы (смеси). Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин. Метод отрезков. Термодинамика процесса смешения газов. Уравнение для химического потенциала компонента идеальной газовой смеси.
12-13	3.2 Растворы нелетучих растворённых веществ.	Термодинамика процесса растворения. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Первое стандартное состояние. Бесконечно разбавленные растворы. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. Второе стандартное состояние. Уравнения Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема-Маргулиса. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение. Равновесие в растворах малорастворимых веществ. Произведение растворимости (активностей). Равновесия в растворах слабых электролитов. Ионное произведение воды. Теория Аррениуса. Закон разведения Оствальда.
14	3.3 Коллигативные свойства.	Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Применение термодинамического подхода для вывода уравнений.
15	3.4 Смеси летучих жидкостей.	Свойства смесей жидкостей. Состав насыщенного пара жидких смесей. Законы Коновалова.
16	3.5 Ограниченно-растворимые жидкости.	Фазовые диаграммы ограниченно-растворимых жидкостей. Правило Алексева. Экстракция. Закон распределения. Уравнения для однократной и дробной экстракции. Перегонка с водяным паром
Семестр VI		
1-6	4 Химическая кинетика и катализ	
1	4.1 Основные понятия и определения химической кинетики. Химическая кинетика как раздел физической химии. Связь кинетики с	Гомогенные и гетерогенные реакции. Необратимые реакции. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Константа скорости реакции. Порядок

	<p>термодинамикой. Формальная кинетика для односторонних элементарных реакций</p>	<p>реакции. Элементарные реакции. Молекулярность химической реакции. Закон действия масс для элементарной химической реакции.</p> <p>Элементарные и формально простые гомогенные односторонние реакции. Формальная кинетика элементарных и формально простых гомогенных односторонних реакций разных порядков в закрытых системах. Константа скорости реакции и период полупревращения для химических реакций различного порядка. Методы измерения скорости реакции. Способы определения порядка реакции, вида кинетического уравнения и расчета константы скорости реакции.</p> <p>Формальная кинетика элементарных и формально простых реакций в открытых системах. Понятие аппаратов идеального смешения и идеального вытеснения.</p> <p>Кинетика односторонних реакций разных порядков. Радиоактивный распад, как реакция первого порядка. Период полураспада и среднее время жизни. Кинетические уравнения и расчеты.</p> <p>Реакции n-го порядка.</p>
1-2	<p>4.2 Сложные реакции. Кинетический анализ сложных реакций (общие положения).</p>	<p>Основные типы сложных химических реакций. Формальная кинетика сложных реакций первого порядка. Основные принципы кинетики сложных реакций. Принцип независимости элементарных стадий. Принцип детального равновесия. Принцип лимитирующей стадии.</p> <p>Обратимые (двусторонние) реакции.</p> <p>Параллельные реакции. Селективность параллельных реакций</p> <p>Сопряженные реакции. Актор, индуктор, акцептор. Фактор индукции. Роль химической индукции в биологических системах.</p> <p>Последовательные (консекутивные) реакции. Кинетический анализ полученных уравнений для описания систем с консекутивными химическими реакциями.</p> <p>Метод стационарных концентраций Боденштейна и область его применения. Квазистационарное и квазиравновесные приближения. Принцип квазиравновесных концентраций. Принцип лимитирующей стадии.</p>
2-3	<p>4.3 Основные теории химической кинетики. Теория Аррениуса. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса.</p>	<p>Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма химической реакции. «Эффективная» и</p>

		<p>«истинная» энергия активации. Взаимосвязь между энергией активации прямой и обратной реакции и тепловым эффектом реакции. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Расчет энергии активации и предэкспоненциального множителя.</p> <p>. Некоторые элементы кинетической теории газов. Теория активных соударений. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса. Энтропия активации. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.</p> <p>Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС и ТАК.</p>
3-4	4.4 Цепные реакции.	<p>Основные понятия кинетики цепных реакций. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие цепи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная теория цепных реакций. Зависимость скорости цепных реакций в открытых и закрытых системах. Кинетика процесса в зависимости от соотношения вероятности обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.</p> <p>Неразветвленные цепные реакции. Расчет скорости цепных реакций. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе</p>

		воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Тепловой взрыв.
4	4.5 Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно-химические реакции.	Фотохимические реакции, радиационно-химические реакции. Закон Гротгуса-Дрепера. Закон Вант-Гоффа, закон Ламберта-Бера, закон эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции. Первичные фотохимические процессы. Механизм Штерна-Фольмера. Экспериментальное определение квантового выхода первичного процесса. Вторичные фотохимические процессы. Фотосенсибилизация.
5-6	4.6 Каталитические реакции	Основные понятия и определения в теории катализа. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Автокатализ. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекулярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Риделла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе) Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров. Ингибирование ферментативных реакций. Активность ферментов. Кислотно – основной катализ (самостоятельно).
6-16	5 Электрохимия	
6	5.1 Основные понятия и определения	Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно - восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты.
7-8	5.2 Механизмы образования растворов электролитов.	Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической

		<p>решетки. Модельный метод Борна. Энергия сольватации. Модель Борна. Недостатки модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов.</p> <p>Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов.</p> <p>Теория Дебая-Гюккеля (ТДХ). Основные допущения ТДХ. Потенциал ионной атмосферы. Вывод основного уравнения. Уравнения для коэффициента активности отдельных ионов в первом, втором, третьем приближении ТДХ. Уравнения Гюнтельберга и Дэвиса. Ионная ассоциация в растворах электролитов.</p>
8-10	5.3 Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов.	<p>Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона. Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.</p>
11-12	5.4 Свойства растворов электролитов	<p>Удельная и эквивалентная электропроводность.</p> <p>Предельная электропроводность. Зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации, температуры, давления. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Уравнения Аррениуса, Кольрауша, Гхоша для разбавленных растворов электролитов.</p> <p>Числа переноса и методы их определения. Физические основы теории Дебая – Гюккеля – Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена.</p> <p>Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.</p>
12-15	5.5 Термодинамика электрохимических процессов. Электродвижущие силы и электродные потенциалы. Строение двойного электрического слоя на границе электрод – раствор электролита.	<p>Электрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.</p> <p>Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнение Нернста и Гиббса- Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи.</p> <p>Понятие электродного потенциала. Относительные и стандартные электродные</p>

		<p>потенциалы. Классификация электродов и электрохимических цепей.</p> <p>Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов.</p> <p>Строение ДЭС.</p> <p>Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.</p>
15- 16	5.6 Кинетика электрохимических процессов.	<p>Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач.</p> <p>Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Уравнение для тока в теории замедленного заряда; ток обмена и перенапряжение. Влияние строения ДЭС на скорость электрохимической реакции. Поляризационная характеристика.</p>

Практические/семинарские занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
	Раздел 1. Химическая термодинамика	
1	1.2 Первый закон термодинамики.	Первый закон термодинамики. Зависимость внутренней энергии от температуры и объема. Работа расширения идеального газа при различных процессах.
2	1.3 Термохимия.	Закон Гесса. Вычисление тепловых эффектов химических реакций. Тепловые эффекты реакций в растворах.
4	1.3 Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры.	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгоффа. Решение задач.
5-6	1.4 Второй закон термодинамики	Расчет изменения энтропии в различных равновесных процессах. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
7	1.5 Характеристические функции и термодинамические потенциалы.	Соотношения Максвелла в термодинамических расчетных задачах.
8-12	Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия	
8	2.1 Фазовые равновесия	Правило фаз Гиббса. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его применение к фазовым равновесиям в однокомпонентных системах.

9	2.1 Фазовые диаграммы однокомпонентных систем	Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения. Системы с энантиотропными и монотропными превращениями
9	2.1 Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем	Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Основные типы фазовых диаграмм, их описание и интерпретация. Диаграммы растворимости. Уравнение Шредера.
10	2.2 Химические равновесия.	Расчет константы равновесия по таблицам стандартных термодинамических величин. Связь между K_p , K_c , K_N . Расчет равновесных составов.
11	2.2 Зависимости константы равновесия от температуры.	Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Применение метода Темкина-Шварцмана к расчету температурной зависимости константы равновесия
12	2.2 Тепловая теорема Нернста	Выводы из тепловой теоремы Нернста
13-16	Раздел 3. Термодинамика растворов неэлектролитов.	
13	3.4 Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.	Относительное понижение давления пара растворителя над раствором, понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора, осмотическое давление.
14	3.4 Использование коллигативных свойств растворов для расчета коэффициентов активности и определения молярной массы растворенных веществ.	Эбулиоскопия, криоскопия, осмометрия. Решение задач на расчет эффективных молярных масс, степени диссоциации (ассоциации).
15	3.5 Свойства смесей летучих жидкостей.	Законы Гиббса-Коновалова.
16	3.6 Ограниченно - растворимые жидкости.	Экстракция. Однократная, дробная экстракция. Сопоставление эффективности.
1-5	Раздел 4. Химическая кинетика и катализ	
1	4.1 Основные понятия и определения химической кинетики.	Кинетика односторонних реакций разных порядков. Способы определения порядка реакции из опытных данных.
2	4.3 Зависимость скорости реакции от температуры.	Уравнение Аррениуса. Расчет констант уравнения Аррениуса. Термодинамические аспекты уравнения Аррениуса.
3	4.2 Сложные реакции.	Обратимые реакции. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Сопряженные реакции. Применение метода Боденштейна к решению кинетических задач.
4	4.4 Цепные реакции.	Кинетические схемы цепных реакций с разветвленными и неразветвленными цепями, влияние характера обрыва на кинетические уравнения.
5	4.3 Теории химической кинетики.	Элементы молекулярно-кинетической теории газов. Параметры столкновений. Теория активных столкновений. Бимолекулярные реакции. Схема Линдемана.

		Мономолекулярные реакции. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса.
5	4.5 Химический катализ	Виды химического катализа. Кинетические уравнения каталитических процессов (на примере ферментативного катализа). Понятие автокатализа. Отличие автокатализа от классического катализа.
6-16	Раздел 7. Электрохимия	
6-7	5.2 Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов.	Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Механизмы образования растворов электролитов. Характеристики кристаллической решетки. Термодинамические характеристики сольватации.
8-9	5.3 Термодинамические параметры растворов электролитов	Активность и коэффициент активности электролита и иона. Средняя ионная активность и средний ионный коэффициент активности. Ионная сила раствора. Теория Дебая-Хюккеля. Применение теории Дебая-Хюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности (первое, второе и третье приближения).
10-11	5.3 Электрическая проводимость растворов электролитов. Неравновесные явления в растворах электролитов.	Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность растворов электролитов. Числа переноса и методы их определения.
12	5.4 Диффузия в растворах электролитов.	Диффузия в растворах электролитов. Диффузионный потенциал.
13-16	5.5 Термодинамика электрохимических систем.	Равновесия на границе раздела фаз и в электрохимической цепи. Строение двойного электрического слоя. Уравнение Нернста для электродного потенциала и ЭДС цепи. Правила расчета ЭДС цепи с помощью электродных потенциалов. Правила записи схем электрохимических цепей.

Лабораторные занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
1-4	Раздел 1. Химическая термодинамика	
1-2	1.3 Термохимия	Исследование тепловых эффектов химических реакций и теплот гидратообразования.
3-4		Определение теплот сгорания органических веществ.
5-11	Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия	
5-6	2.1 Фазовые равновесия	Взаимная растворимость жидкостей. Построение фазовой диаграммы для системы воды-фенол. Изучение равновесия жидкость-пар.

7-11	Химическое равновесие	Изучение химического равновесия реакции $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$
		Исследование первичной диссоциации координационных соединений
		Определение состава и константы нестойкости тартратного комплекса никеля
		Спектроскопическое исследование состава цитратного комплекса железа (3)
12-16	Раздел 3. Термодинамика растворов.	
12-13	Коллигативные свойства растворов. Криоскопия.	Определение молекулярной массы неизвестного вещества криоскопическим методом.
14-16	Равновесия в системе несмешивающихся жидкостей. Экстракция	Определение коэффициента распределения. Между несмешивающимися жидкостями. Экстракция.
1-4	Раздел 4. Химическая кинетика и катализ	
1	Кинетика гомогенных химических реакций	Изучение кинетики окисления йодоводородной кислоты пероксидом водорода.
2	Кинетика гетерогенных реакций	Исследование кинетики гетерогенной реакции кислоты с металлом.
3-4	Кинетика каталитических процессов	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода.
5-16	Раздел 5. Электрохимия	
5-9	Свойства растворов электролитов.	Электрическая проводимость растворов электролитов
		Определение чисел переноса
		Определение произведения растворимости труднорастворимой соли
		Определение pH образования гидроксидов металлов
10-12	Электродвижущие силы	Измерение э. д. с. Окислительно – восстановительных элементов, электродных потенциалов и изучение влияния добавок на окислительно-восстановительные потенциалы
13-16	Коррозия металлов.	Зависимость скорости коррозии от температуры
		Зависимость скорости коррозии от концентрации серной кислоты

7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Методические указания по освоению дисциплины «Физическая химия», утвержденные отделением биотехнологий, протокол № 11 от 07.06.21 г.

2. Методические рекомендации по преподаванию дисциплины «Физическая химия», утвержденные отделением биотехнологий, протокол № 11 от 07.06.21 г.

3. Методические рекомендации по самостоятельной работе, утвержденные отделением биотехнологий, протокол № 11 от 07.06.21 г.

Для самостоятельной работы, подготовки к выполнению лабораторных работ, семинарским занятиям, сдачи коллоквиума, выполнения индивидуального домашнего задания, подготовке к экзамену имеются в общем доступе электронные версии сборников задач, учебных

пособий, методических рекомендаций, фонд оценочных средств разработаны учебные пособия и методические материалы:

1. Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов: Обнинск. ИАТЭ, 2001. - 173 с.
2. Бурухин С.Б. Термодинамическая теория растворов. Учебное пособие по курсу «Физическая химия». Обнинск. ИАТЭ, 2010. - 120 с.
3. Куштан В.И., Конспект лекций по статистической физике. Учебное пособие по курсу «Теоретическая физика», Обнинск, ИАТЭ,- 2000.
4. Бурухин С.Б.Б Ананьева О.А. Введение в электрохимию. Учебное пособие. Обнинск. ИАТЭ, 2011. - 104 с.
5. Описания лабораторных работ по курсу «Физическая химия»

8. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

8.1. Связь между формируемыми компетенциями и формами контроля их освоения

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Индикатор достижения компетенции	Наименование оценочного средства текущей и промежуточной аттестации
Текущая аттестация, VII семестр			
1	Раздел 1. Химическая термодинамика	<p>З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений;</p> <p>З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2 - Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием;</p> <p>З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники;</p> <p>З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической</p>	<p>Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы</p> <p>Оценочное средство № 4 – коллоквиум</p> <p>Оценочное средство №5 – домашнее задание</p>

		направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач	
2	Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия	<p>З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений;</p> <p>З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники;</p> <p>З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – 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>Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы</p> <p>Оценочное средство № 4 – коллоквиум</p> <p>Оценочное средство № 5– домашнее задание</p>
	Раздел 3. Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)	<p>З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений;</p> <p>З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники;</p> <p>З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать</p>	<p>Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы</p> <p>Оценочное средство № 4 – коллоквиум</p> <p>Оценочное средство № 5 – домашнее задание</p>

		полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач; З-УК-1, У-УК-1, В-УК-1-Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач;	
Промежуточная аттестация, V семестр			
	Экзамен	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1, З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2, З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3, З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4, З-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6, З-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2, З-УК-1, У-УК-1, В – УК-1.	Оценочное средство № 1
Текущая аттестация, VIII семестр			
1	Раздел 4. Химическая кинетика и катализ	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач;	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиум Оценочное средство №5 – домашнее задание Оценочное средство №6 – контрольная работа
2	Раздел 5. Электрохимия	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 6 – контрольная работа

	<p>экспериментов, наблюдений и измерений; З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач З-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6 - Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе; З-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2 - Готовность использовать современную инструментальную базу для проведения качественного и количественного химического анализа исследуемых объектов.</p>	
Промежуточная аттестация, VI семестр		
экзамен	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1, З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2, З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3, З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4, З-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6, З-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2, З-УК-1, У-УК-1, В – УК-1.	Оценочное средство №2

8.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений и навыков, характеризующих этапы формирования компетенций

Фонд оценочных средств по дисциплине обеспечивает проверку освоения планируемых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

Оценочные средства приведены в Приложении «Фонд оценочных средств».

Оценочное средство №1

а) типовые вопросы к экзамену за 5 семестр (разделы 1 – 3).

1. Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение количества работы через параметры состояния термодинамической системы.
2. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутренняя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Вывод уравнения состояния идеального газа (с применением первого закона термодинамики) при адиабатическом расширении.
3. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравновесные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгорания. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов.
5. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
7. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
8. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтропии при различных температурах.
9. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
10. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений
11. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
12. Полезная работа. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
13. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими потенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометрического закона.
14. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта химического потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.
15. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
16. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдое \leftrightarrow жидкое; жидкое \leftrightarrow газ; твёрдое \leftrightarrow газ для фазовой диаграммы воды.
17. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
18. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.

19. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста.
20. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
21. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).
22. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод).
23. Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
24. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
25. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.
26. Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин из опытных данных для бинарных систем.
27. Растворы. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.
28. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
29. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема-Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. Второе стандартное состояние.
30. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные.
31. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
32. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ (пример)

1. Химическое равновесие. Применение уравнений химической термодинамики (изотермы, изобары химической реакции) для анализа влияния внешних факторов (концентрации веществ, давления в системе, температуры, присутствия катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
2. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
3. Экспериментально получены следующие значения давления пара каждого компонента в смеси хлороформа (А) и ацетона (В) при 35⁰С:

x_A	0	0,20	0,40	0,60	0,80	1
p_A , мм рт.ст.	0	35	82	142	200	273
p_B , мм рт.ст.	347	250	175	92	37	0

Рассчитайте активность и коэффициент активности хлороформа в ацетоне при данной температуре, рассматривая его сначала как растворитель, а затем как растворенное вещество.

Оценочное средство №2

а) типовые вопросы к экзамену за 6 семестр (разделы 4,5).

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ.

1. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Закон действующих масс. Простые (элементарные) и сложные реакции.
2. Кинетические уравнения односторонних элементарных реакций нулевого, первого, второго, n-го порядков. Методы определения порядков реакций. Метод подстановки, графический метод, метод времени полупревращения. Метод выделения Оствальда. Концентрационный и временной варианты.

3. Сложные реакции. Принцип независимости сосуществования, принцип детального равновесия. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций, параллельных реакций первого порядка.
4. Сложные реакции. Сопряженные реакции. Понятия актор, индуктор, акцептор, фактор индукции.
5. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Принцип лимитирующей стадии. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинетических уравнений.
6. Стационарное и квазистационарное протекание реакций в открытых и закрытых системах. Метод Боденштейна. Квазиравновесное приближение.
7. Цепные реакции. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие цепи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи.
8. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная теория цепных реакций. Кинетические особенности цепных процессов в зависимости от соотношения вероятности обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.
9. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Теория Аррениуса. Теория активных соударений (ТАС). Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС. Частотный (энтропийный) фактор.
10. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.
11. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.
12. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
13. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Особенности фотохимических реакций. Первый и второй законы фотохимии. Первичные и вторичные фотохимические процессы. Кинетика фотохимических процессов. Механизм Штерна-Фольмера. Вторичные фотохимические процессы с образованием и без образования кинетических цепей. Радиационно-химические реакции.
14. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа.
15. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
16. Автокатализ.
17. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекулярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)
18. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров. Ингибирование ферментативных реакций. Активность ферментов.

Раздел 5. Электрохимия

1. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Развитие представлений о строении

- растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории.
2. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Модельный метод Борна.
 3. Энергия сольватации. Модель Борна. Недостатки модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов.
 4. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов.
 5. Теория Дебая-Гюккеля (ТДХ). Основные допущения ТДХ. Потенциал ионной атмосферы. Вывод основного уравнения.
 6. Уравнения для коэффициента активности отдельных ионов в первом, втором, третьем приближении ТДХ. Уравнения Гюнтельберга и Дэвиса. Ионная ассоциация в растворах электролитов.
 7. Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона.
 8. Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.
 9. Удельная и эквивалентная электропроводность. Предельная электропроводность. Зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации, температуры, давления. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Уравнения Аррениуса, Кольрауша, Гхоша для разбавленных растворов электролитов.
 10. Числа переноса и методы их определения.
 11. Физические основы теории Дебая – Гюккеля – Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.
 12. Электрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.
 13. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. 14. Уравнение Нернста и Гиббса- Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи (вывод).
 15. Понятие электродного потенциала. Относительные и стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов и электрохимических цепей.
 16. Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов. Строение ДЭС
 17. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.
 18. Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач.
 19. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду.
 20. Уравнение для тока в теории замедленного заряда; ток обмена и перенапряжение. Влияние строения ДЭС на скорость эл.хим. реакции. Поляризационная характеристика.
 21. Электрохимические источники тока.

Оценочное средство № 3

а) примерное типовое задание и контрольные вопросы по защите лабораторной работы

Тема: Термохимия (раздел 1.1.)

Вопросы к занятию:

- Тепловой эффект химической реакции.
- Закон Гесса.
- Закон Кирхгоффа.

1. Тепловой эффект химической реакции. Тепловой эффект реакции при $V = \text{const}$, $P = \text{const}$. Связь между ними.
2. Теплоемкость, зависимость теплоемкости от температуры. Расчет теплоемкости идеального газа. Применение теплоемкости для расчета тепловых эффектов реакции.
3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Расчет тепловых эффектов с использованием термодинамических таблиц.

Тема: Химическая кинетика (раздел 4)

1. Что понимают под термином “скорость реакции”?
2. Что такое кинетическое уравнение? Какой вид имеет кинетическое уравнение для элементарной реакции? Для сложной реакции?
3. Что такое порядок реакции по данному веществу? Что такое общий порядок?
4. Каков физический смысл константы скорости? Какова размерность константы скорости?
5. Напишите стехиометрическое уравнение и механизм реакции разложения H_2O_2 в присутствии $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
6. Сформулируйте принцип квазиравновесия и выведите кинетическое уравнение процесса в дифференциальной форме.
7. Как обрабатываются экспериментальные данные по разложению H_2O_2 дифференциальным методом?
8. Выведите кинетическое уравнение разложения H_2O_2 в интегральной форме. Как обрабатываются экспериментальные данные интегральным методом?
9. Напишите экспериментальную установку для разложения H_2O_2 . Почему эта установка называется установкой постоянного давления?
10. Как проверить герметичность установки?
11. Как рассчитать концентрацию перекиси водорода в реакторе, зная объем выделившегося кислорода?
12. Влияние температуры на скорость реакции. Вывод уравнения Аррениуса.
13. Энергия активации. Расчет энергии активации.

Тема: «Коррозия» (раздел 5 Электрохимия)

1. Какой процесс называется коррозией (электрохимической коррозией)?
2. Причины коррозии.
3. Какие частицы могут быть окислителями при коррозии.
4. Факторы, влияющие на процесс коррозии.
5. Коррозия 2-х электродной системы при атмосферных условиях.
6. Анодные, катодные процессы.
7. Водородная, кислородная деполяризация.
8. Влияние pH на коррозионную стойкость.
9. Пассивация металлов.
10. Как изменяется потенциал катода при коррозии.
11. Какие металлы может окислять кислород (водород) в нейтральной среде.
12. Коррозия, если включения инородных металлов малы (не столь малы).
13. Коррозия бронзы в кислой среде при доступе воздуха.
14. Коррозия латуни (медь-цинк) в кислой среде при доступе воздуха.
15. Какой процесс протекает на аноде при коррозии алюминиево-медного сплава в кислой среде в присутствии воздуха.
16. Какие процессы протекают на катоде при коррозии никелированного железа в щелочной среде в присутствии воздуха.
17. Методы защиты металлов от коррозии.
18. В чем заключается смысл катодной защиты от коррозии, а также защиты с применением протекторов.

а) типовые вопросы к коллоквиуму.

Коллоквиум (лат. *colloquium* – разговор, беседа) — форма проверки и оценивания знаний. Как правило, представляет собой проводимый промежуточный мини-экзамен в середине семестра, имеющий целью оценить текущий уровень знаний студентов и повысить их опыт в результате непринужденной беседы с преподавателем. На коллоквиуме обычно обсуждаются отдельные части какой-либо конкретного раздела или темы. Коллоквиум проводится по материалам (список типовых вопросов для экзамена). Список вопросов определяется преподавателем в зависимости от объема пройденного материала и объема материала, выносимого на обсуждение. Список вопросов коллоквиума предоставляется студентам за две недели до даты проведения коллоквиума. Коллоквиумы проводятся дважды в 5 семестре на модульных неделях. Рекомендуется проведение коллоквиума после изучения разделов 1 и 2 (на 7 неделе) и раздела 3 (на 12 неделе). В 6 семестре коллоквиумы проводятся в процессе изучения раздела 4

*Оценочное средство № 5***а) типовые задания домашнего задания (образец):**

Индивидуальные домашние задания выдаются студенту в виде перечня задач, условия которых приведены в рекомендованных источниках (список обязательной и дополнительной литературы). Студент имеет право при решении задач использовать приведенные в учебной литературе или лекционном материале решения аналогичных задач. Предполагается, что при самостоятельном решении задач студент использует справочные материалы, в спокойной обстановке отрабатывает основные навыки решения типовых задач. Как правило, выдача индивидуального домашнего задания предшествует проведению коллоквиума. Выполнение индивидуального домашнего задания является обязательным для допуска студента к коллоквиуму.

Варианты индивидуальных домашних заданий по разделам 1-3

№ варианта	Содержание задания: задача №				
	1	2	3	4	5
1	2-5, стр.25-Е	19, стр.161-Б	6-20, стр.73-Е	9-1, стр.98-Е	7-7, стр.83-Е
2	2-13, стр.26-Е	17, стр.160-Б	6-21, стр.73-Е	9-2, стр.98-Е	7-8, стр.83-Е
3	2-11, стр.26-Е	4-10, стр.47-Е	6-11, стр.72-Е	9-3, стр.98-Е	7-22, стр.85-Е
4	2-12, стр.26-Е	4-19, стр.48-Е	6-13, стр.72-Е	9-28, стр.102-Е	7-20, стр.85-Е
5	2-16, стр.26-Е	4-23, стр.48-Е	6-28, стр.74-Е	9-15, стр.100-Е	8-18, стр.92-Е
6	9, стр.158-Б	4-24, стр.48-Е	6-8, стр.72-Е	9-23, стр.101-Е	8-9, стр.91-Е
7	15, стр.159-Б	4-25, стр.49-Е	6-22, стр.73-Е	9-26, стр.102-Е	8-7, стр.90-Е
8	2-23, стр.28-Е	5-13, стр.61-Е	6-4, стр.71-Е	9-27, стр.102-Е	8-15, стр.91-Е
9	2-26, стр.28-Е	5-18, стр.61-Е	6-9, стр.72-Е	9-28, стр.102-Е	8-16, стр.91-Е
10	2-28, стр.28-Е	5-17, стр.61-Е	6-16, стр.73-Е	9-16, стр.100-Е	8-18, стр.92-Е
11	2-24, стр.28-Е	5-12, стр.60-Е	19, стр.161-Б	9-13, стр.100-Е	8-1, стр.90-Е
12	9, стр.158-Б	5-24, стр.62-Е	6-24, стр.73-Е	9-10, стр.99-Е	8-12, стр.91-Е

13	3-19, стр.37-Е	5-26, стр.62-Е	6-7, стр.72-Е	20, стр.165-Б	8-13, стр.91-Е
14	3-7, стр.35-Е	5-27, стр.62-Е	6-27, стр.74-Е	10, стр.164-Б	8-12, стр.91-Е
15	3-9, стр.35-Е	5-28, стр.62-Е	6-30, стр.74-Е	12, стр.164-Б	7-17, стр.84-Е

Е – Еремин В.В. и др. Задачи по физической химии. – М.Изд-во «Экзамен», 2003 г. – 320с.
Б – Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов. – Обнинск, 2001 г.

Варианты индивидуальных домашних заданий по разделу 4.

№ темы.	Содержание задания* : задача №				
	1.	5 (с.32) 9	9 (с.33)	10 (с.33)	16 (с.35)
2.	37 (с.38)	39 (с.38)	43 (с.39)	46 (с.40)	50 (с.41)
3.	54 (с.42)	56 (с.42)	58 (с.43)	59 (с.43)	61 (с.44)
4.	3 (с.96)	4 (с.96)	23 (с.99)	62 (с.44)	67 (с.45)
5.	2 (с.136)	6 (с.137)	7 (с.138)	11 (с.139)	15 (с.140)
6.	22 (с.214)	23 (с.214)	34 (с.215)	36 (с.215)	37 (с.215)
7.	53 (с.217)	63 (с.219)	64 (с.219)	65 (с.219)	99 (с.225)

* - Байрамов В.М. Химическая кинетика и катализа: Примеры и задачи с решениями. М.: Издательский центр «Академия». 2003. 320 с

Оценочное средство № 6

а) типовые варианты для контрольных работ (пример)

1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж·моль⁻¹: энтальпия образования $\text{LiH}_{(Т)}\Delta_f H^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{и,1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{с.э.} = -72,8$.

2. Определите энергию и энтальпию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}} H = 3,89$ кДж·моль⁻¹ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_{г}(298\text{K}) = 788,3$ кДж·моль⁻¹ при $\epsilon = 78,3$; $(\partial\epsilon/\partial T)_p = -0,356$ К⁻¹; $r_{\text{Na}^+} = 0,095$ нм и $r_{\text{Cl}^-} = 0,181$ нм.

3. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K_3PO_4 при 298 К равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, $\gamma_{\pm} = 0,244$.

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 К: а) 0,02 М HBr; б) 0,02 М HBr + 0,08 М KBr.

5. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если $pK^0_s = 9,75$.

6. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная $pK^0_s = 49,4$: а) в воде; б) 10^{-3} М AgNO_3 ; в) 10^{-3} М KNO_3 .

8.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

- Итоговая аттестация по дисциплине является интегральным показателем качества теоретических и практических знаний и навыков обучающихся по дисциплине и складывается из оценок, полученных в ходе текущей и промежуточной аттестации.
- Текущая аттестация в семестре проводится с целью обеспечения своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы

обучающихся.

- Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины.
- Текущая аттестация осуществляется два раза в семестр:
- контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 8 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 8 неделю учебного семестра.
- контрольная точка № 2 (КТ № 2) – выставляется в электронную ведомость не позднее 16 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 9 по 16 неделю учебного семестра.
- Исключение: текущая аттестация в 8 семестре обучения по образовательным программам бакалавриата, в котором единственная контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 6 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 6 неделю учебного семестра.
- Результаты текущей и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно-рейтинговой системы.

Этап рейтинговой системы / Оценочное средство	Неделя	Балл	
		Минимум*	Максимум**
Семестр V			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	7-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3</i>	1-7	6	10
<i>Оценочное средство № 4</i>	7	6	10
<i>Оценочное средство № 5</i>	4	3	10
Контрольная точка № 2	15-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3</i>	9-16	6	10
<i>Оценочное средство № 4</i>	12	6	10
<i>Оценочное средство № 5</i>	9	3	10
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
<i>Оценочное средство № 1</i>	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр VIII			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3</i>	1-8	9	10
<i>Оценочное средство № 4</i>	7	3	10
<i>Оценочное средство № 5</i>	4	6	10
Контрольная точка № 2	15-16	18	30
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	6	10
<i>Оценочное средство № 6</i>	9, 15	12	20
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		

Оценочное средство № 2	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

* - Минимальное количество баллов за оценочное средство – это количество баллов, набранное обучающимся, при котором оценочное средство засчитывается, в противном случае обучающийся должен ликвидировать появившуюся академическую задолженность по текущей или промежуточной аттестации. Минимальное количество баллов за текущую аттестацию, в т.ч. отдельное оценочное средство в ее составе, и промежуточную аттестацию составляет 60% от соответствующих максимальных баллов.

8.4. Шкала оценки образовательных достижений

Итоговая аттестация по дисциплине оценивается по 100-балльной шкале и представляет сумму баллов, заработанных студентом при выполнении заданий в рамках текущей и промежуточной аттестации.

Сумма баллов	Оценка по 4-х балльной шкале	Оценка ECTS	Требования к уровню освоения учебной дисциплины
90-100	5- «отлично»/ «зачтено»	A	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, использует в ответе материал монографической литературы
85-89	4 - «хорошо»/ «зачтено»	B	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос
75-84		C	
70-74		D	
65-69	3 - «удовлетворительно»/ «зачтено»	D	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала
60-64		E	
0-59	2 - «неудовлетворительно»/ «не зачтено»	F	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам,

			которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине
--	--	--	---

9. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная учебная литература:

1. В.В. Еремин, И.А. Успенская, С.И. Каргов, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин. Основы физической химии: учебное пособие в 2-х частях. 2-оу изд. Перераб. и доп. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. - 320с.
2. Практикум по физической химии. Термодинамика: учеб. пособие для студ. вузов/ Е.П. Агеев [и др.] / под ред.: Е. П. Агеева, В. В. Лунина, - М.: Академия, 2010. - 218 с.
3. Борисов, И. М. Введение в физическую химию / И. М. Борисов. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 216 с. — ISBN 978-5-507-46841-6. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/351932>
4. Практикум по физической химии. Кинетика и катализ. Электрохимия: учеб. пособие для студ. вузов / А. В. Абраменков [и др.] ; ред.: В. В. Лунин, Е. П. Агеев. - М. : Академия, 2012. - 304 с.
5. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А., Цирлина Г.А. Электрохимия.: Учеб. пособие. М.: Высш. шк., 2006- 670 с.- 25 экз.
6. Байрамов В.М. Основы электрохимии.- М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 240с. – 25 экз.
7. Гельфман, М. И. Практикум по физической химии : учебное пособие / М. И. Гельфман. — 2-е изд. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 256 с. — ISBN 5-8114-0604-5. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/210224>.
8. Сборник примеров и задач по электрохимии : учебное пособие / А. В. Введенский, Е. В. Бобринская, С. Н. Грушевская, С. А. Калужина. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-2761-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/212504> (дата обращения: 16.09.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
9. Пригожин И. Р., Дэфей Р. Химическая термодинамика: науч. издание: пер. с англ. / И. Р. Пригожин, Р. Дефэй ; ред. В. А. Михайлов. - 2-е изд. - М.: Бином. Лаборатория знаний, 2009. - 533 с.
10. Бурухин С.Б. Термодинамическая теория растворов. Учебное пособие по курсу «Физическая химия». Обнинск. ИАТЭ, 2010. - 120 с. – 100 экз.
11. Бурухин С.Б.Б Ананьева О.А. Введение в электрохимию. Учебное пособие. Обнинск. ИАТЭ, 2011. - 104 с. – 100 экз.
12. Еремин В.В, Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Задачи по физической химии. М.: Издательство «Экзамен», 2005- 480 с. – 71 экз.
13. Селиванова, Н. М. Физическая химия : учебное пособие / Н. М. Селиванова, Л. А. Павличенко, Г. В. Булидорова, В. Е. Проскурина, Ю. Г. Галяметдинов - Казань : Издательство КНИТУ, 2016. - 188 с. - ISBN 978-5-7882-2009-
<https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788220093.html>

б) дополнительная учебная литература:

1. Краснов К.С., Годнев И.Н., Васильева В.Н. и др.//Под ред. К.С.Краснова. Физическая химия. - М.: Высшая школа.- 1995.
14. Киреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия, 1975- 775с.
2. Эмануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. М.: Высш. школа -1984- 400 с.
3. Курс физической химии. Под ред. Я.И. Герасимова. Т. 2. М.: .: Химия -1973.-624 с.
4. Квасников И.А., Термодинамика и статистическая физика. т.2, Теория равновесных систем. М., «Едиториал УРСС», 2002, в 3-х т. - 20 экз. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
5. Кубо Р., Статистическая механика. М., Наука, 2002. - 3 экз. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
6. Китель И., Статистическая термодинамика. М., «Наука», 1977. - 10 экз. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
7. Ноздрев В.Ф., Сенкевич А.А., Курс статистической физики. М., «Высшая школа», 1969. - 2 экз. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
8. Серова Ф.Г., Янкина А.А., Сборник задач по теоретической физике. Квантовая механика, статистическая физика. М., «Просвещение», 1979. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
9. Гречко Л.Г., Сугаков В.И., Томасевич О.Ф., Федорченко А.М., Сборник задач по теоретической физике. М., «Высшая школа», 1972. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
10. Практические работы по физической химии. Под редакцией К.П. Мищенко, А.А. Равделя, А.М. Понаморева. Санкт-Петербург. Издательство «Профессия», 2002- 383 с.
11. Практикум по физической химии. Под редакцией В.В. Буданова, Н.К. Воробьева. Москва. Издательство «Химия»
12. Практикум по физической химии. Под редакцией И.В. Кудряшова. Москва «Высшая школа», 1986- 495с.
13. Общая химия. Руководство по выполнению экспериментов для студентов. ПФ РНПО «РО-СУЧПРИБОР», 2005. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)
14. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. - М.: Высшая школа, 2003. – 527 с.- 25 экз.
- 15.. Карякин Н.В. Основы химической термодинамики. - М.: Издательский центр «Академия», 2003. – 462 с.- – 31 экз.
16. Горшков В.И., Кузнецов И.А., Основы физической химии.- М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2006. – 407с.- 30 экз.
17. Байрамов В.М. Основы химической кинетики и катализа. М.: Издательский центр «Академия», 2003. -256 с.- экз.
18. Байрамов В.М. Химическая кинетика и катализа: Примеры и задачи с решениями. М.: Издательский центр «Академия», 2003. -320 с.- 35 экз
19. Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов: Обнинск. ИАТЭ, 2001. - 173 с. – 200 экз.
20. Куштан В.И., Конспект лекций по статистической физике. Учебное пособие по курсу «Теоретическая физика», Обнинск, ИАТЭ,- 2000. - 135 экз.
21. Кондратьев А.С., Романов В.П., Задачи по статистической физике. М., Наука- 1992- 15 экз. (есть в электронном виде на кафедре ОиСХ)

10. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО-ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» (ДАЛЕЕ - СЕТЬ «ИНТЕРНЕТ»), НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

<http://www.window.edu.ru/window/library> Федеральный портал. Российское образование.

<http://www.cir.ru/index.jsp> Университетская информационная система России.

<http://www.diss.rsl.ru> Российская государственная библиотека. Электронная библиотека диссертаций.

<http://www1.fips.ru> Информационные ресурсы Роспатента.

<http://www.studentlibrary.ru> ЭБС «Консультант Студента»

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Освоение программы дисциплины «Физическая химия» предусматривает: лекции (136 часов), семинарские занятия (68 часов), лабораторные работы (136 часов), текущий контроль в виде выполнения индивидуальных заданий, защиту лабораторных работ, выполнение индивидуального домашнего задания, коллоквиум; промежуточный контроль сдачи экзамена.

вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	<p>Студент должен иметь лекционную тетрадь, где оформляет конспект лекций. Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Конспект лекций необходимо проработать перед следующей лекцией, поставив вопросы там, где встречаются непонятные места. Ответы на эти вопросы следует найти в рекомендованной литературе или выяснить на консультации у преподавателя. Конспект лекций необходимо дополнять вставками, особенно по вопросам, вынесенным на самостоятельное изучение.</p> <p>по подготовке к практическим занятиям</p> <p>Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, практическом занятии.</p>
Практические занятия	<p>Семинарские занятия призваны научить студента самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу, разбираться в проблемных вопросах физической химии, способствовать обретению навыков анализа текстов источников информации, решению типовых задач физической химии</p> <p>При подготовке к практическим занятиям студент должен ознакомиться с темой занятия, проработать соответствующий лекционный материал и материал в учебной литературе. Сформулировать проблемные для восприятия вопросы с целью их обсуждения в формате семинарского занятия. Занятия проводятся в форме активной работы студенческой группы под контролем и руководством преподавателя.</p> <p>Кроме этого необходимо решить домашние задачи, заданные на предыдущем занятии. Для успешного решения домашних задач необходимо просмотреть записи решений задач, выполненных в аудитории.</p> <p>Приступая к решению любой задачи, следует выполнять определенные правила: Внимательно прочитать условие задачи. Решение задач рекомендуется проводить в общем виде. Вычисляются, как правило, только те величины, которые требуются для ответа на вопрос задачи. Прежде чем подставлять данные в расчетную формулу необходимо проверить размерность вычисляемой величины. Если размерность вычисляемой величины правильная –</p>

	<p>можно проводить вычисления, если нет - следует найти ошибки. После проведения вычислений необходимо оценить разумность полученного результата (значение скорости движения тела близкой к скорости света в вакууме – неразумно, неразумно отрицательное значение абсолютной температуры и так далее). Если получен неразумный результат, необходимо проверить правильность вычислений. Если вычисления правильные, следует искать ошибки в решении. При записи решения задачи необходимо делать пояснения. В конце решения должен быть записан ответ на вопрос задачи.</p>
<p>Индивидуальные задания</p>	<p>Выполнение и защита индивидуальных заданий являются одной из форм успешного изучения физической химии. Студент должен использовать знания, полученные на семинарских, лекционных и лабораторных занятиях расширяя и углубляя их. Необходимо использование справочной литературы, методических материалов, разработанных на кафедре. Выполнение индивидуальных занятий возможно во время всех видов учебных занятий: в конце лекции по прочитанному материалу, в начале семинарского занятия или при допуске к выполнению лабораторной работы. Как правило индивидуальные задания предполагают проверку базовых частей дисциплины.</p>
<p>Самостоятельная работа</p>	<p>Каждый студент должен индивидуально готовиться по темам дисциплины, читая конспекты лекций и рекомендуемую литературу. Самостоятельная работа позволяет студенту в спокойной обстановке подумать, разобраться с информацией по теме, при необходимости обратиться к справочной литературе. Внимательное чтение и повторение прочитанного помогает в полном объеме усвоить содержание темы, структурировать знания. Чтобы содержательная информация по дисциплине запоминалась надолго, целесообразно изучать ее поэтапно - по темам и в строгой последовательности, поскольку последующие темы, как правило, опираются на предыдущие. Именно поэтому большая часть самостоятельной работы предполагает подготовку к семинарским занятиям, выполнения рекомендованных для решения задач, подготовку к коллоквиумам, выполнению и защите индивидуального домашнего задания, а также подготовку к лабораторным работам. Для успешного выполнения этих задач каждый студент имеет возможность пользоваться разработанным на кафедре методическим обеспечением.</p> <p>Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, законспектированный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, представленных в рабочей программе дисциплины. По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе дисциплины, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и, при необходимости, составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме и для освоения последующих разделов курса. Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы.</p>

	<p>При самостоятельной работе рекомендуется конспектировать изучаемый (прорабатываемый) материал. Конспект может быть опорным, содержать лишь основные ключевые позиции, но при этом достаточным для полного ответа по вопросу. Конспект может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.</p> <p>В процессе работы с учебной/научной литературой студенту рекомендуется делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана, составлять тезисы, готовить аннотации прочитанного. Наличие таких конспектов могут дать дополнительные баллы за активность.</p>
<p>Лабораторная работа</p>	<p>Подготовка к лабораторной работе включает в себя работу с конспектом лекций, рекомендуемой литературой, подготовку ответов к контрольным вопросам для допуска к выполнению лабораторной работы, решение задач.</p> <p>Лабораторные занятия проводятся в специализированных лабораториях факультета.</p> <p>Прежде чем начать занятия в данной лаборатории студент знакомится с правилами техники безопасности, о чем расписывается в журнале. В лабораториях кафедры запрещается находиться в верхней одежде. На рабочем столе должно находиться только необходимое оборудование и приборы для записей и расчетов. Запрещается класть на рабочий стол сумки, пакеты, шапки и другие посторонние предметы. Студент приступает к выполнению лабораторной работы только после ознакомления с описанием работы и подготовки к ней. Запрещается включать какие-либо приборы или без предварительной проверки их преподавателем или лаборантом. После окончания работы студент должен сдать лаборанту выданные принадлежности, привести в порядок рабочее место, получить отметку в журнале о выполнении работы, предъявив для этого полученные результаты преподавателю.</p> <p>Не начинайте выполнение опыта пока не уясните себе полностью его цель, метод и не составите план проведения опыта. Так как время проведения опыта ограничено учебными часами, отведенными на него, то всю подготовку необходимо провести самостоятельно до занятий.</p> <p>Для подготовки к опыту:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Прочтите руководство к работе. Выясните в процессе чтения, а в случае необходимости на консультации с преподавателем, какие закономерности лежат в основе расчетных формул. Ознакомьтесь со списком рекомендованной литературы. 2. Самостоятельно или с помощью учебных пособий выведите формулы, которые используются в работе. 3. Еще раз прочтите руководство, но теперь в лаборатории, имея перед глазами установку для проведения опыта. При этом уясните себе, как в особенностях конструкции установки обеспечивается выполнение условий, в которых справедливы законы и формулы, используемые в задаче. 4. Разберитесь в принципах работы измерительных приборов, с которыми имеете дело в первый раз.

5. Разберитесь в требованиях, которые надо предъявить к настройке приборов и установке в целом, чтобы обеспечить наилучшие результаты опыта.

Каждым студентом должна быть заведена специальная тетрадь для выполнения лабораторных работ, в которую при подготовке заносятся краткие сведения из теории, схема опыта и т.д., а в дальнейшем полученные результаты измерений, их обработка и конечный результат. Для записи результатов измерения должны быть заранее подготовлены таблицы, включающие как сами измерения, так и их погрешности.

К следующему занятию студент готовит очередную работу и предъявляет отчет о работе, выполненной на предыдущем занятии. Работа считается окончательно сданной после защиты отчета. Студент должен оформить отчет по прилагаемой форме: Отчета по выполненной лабораторной работе в качестве обязательных включает в себя следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы, оборудование.
3. Краткие сведения из теории, схема установки и основные рабочие формулы.
4. Краткое описание хода работы.
5. Результаты измерений, представленные в виде таблиц и графиков.
6. Расчет искомой величины и ее значение.
7. Расчет ошибки измерения.
8. Окончательный результат, полученный после округления, с указанием абсолютной и относительной ошибок измерения.
9. Выводы, заключение о достижении цели, поставленной данной работой, с анализом полученного результата.

При пропуске занятия данная лабораторная работа выполняется в часы самоподготовки к следующему занятию по согласованию и допуску преподавателя. По окончании работы лаборант делает отметку в тетради студента с обязательным указанием фамилии студента, названия работы, даты ее выполнения и ставит свою подпись.

Лабораторные занятия проводятся индивидуально. Студент получает допуск на лабораторную работу при наличии конспекта и устных ответов на вопросы преподавателя. Текущий контроль знаний осуществляется по системе «зачтено – не зачтено».

Лабораторные занятия проводятся по разделам курса согласно календарному плану. В начале семестра преподаватель проводит подробный разбор некоторых из выполняемых работ, чтобы подготовить студента к их выполнению. При подготовке к лабораторным работам целесообразно за несколько дней до занятия внимательно 1-2 раза прочитать нужную тему, разобраться со всеми теоретическими положениями и предстоящим экспериментом. Если возникли трудности, обратиться за помощью к учебной, справочной литературе или к преподавателю за консультацией. За день до лабораторной работы необходимо изучить методические указания к выполнению лабораторных работ и составить конспект.

Коллоквиум (защита индивидуальных заданий)	Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам выносимых на коллоквиум. Подготовка к нему будет заключаться в том, что студенту надо будет повторить соответствующие темы. Если же студент чувствует пробелы в знаниях по отдельным темам или вопросам, при подготовке к коллоквиуму, ему необходимо обратить на соответствующие разделы особое внимание.
Подготовка к экзамену (зачету)	Вопросы к экзамену выдаются студентам в электронном и распечатанном виде в начале семестра. Подготовка к экзамену требует тщательное изучение материала по теме или блоку тем, акцентирование на определениях, терминах, содержании понятий. При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, отчеты по лабораторным работам, примеры выполнения заданий, рассматриваемых на занятиях, рекомендуемую литературу. Экзамен по дисциплине «Физическая химия» проводится в устной форме по разделам, изучаемым в соответствующем семестре.

12. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ, ВКЛЮЧАЯ ПЕРЕЧЕНЬ ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ И ИНФОРМАЦИОННЫХ СПРАВОЧНЫХ СИСТЕМ (ПРИ НЕОБХОДИМОСТИ)

Использование информационных технологий при осуществлении образовательного процесса по дисциплине осуществляется в соответствии с утвержденным Положением об Электронной информационно-образовательной среде ИАТЭ НИЯУ МИФИ.

Электронная система управления обучением (LMS) используется для реализации образовательных программ при очном, дистанционном и смешенном режиме обучения. Система реализует следующие основные функции:

- 1) Создание и управление классами,
- 2) Создание курсов,
- 3) Организация записи учащихся на курс,
- 4) Предоставление доступа к учебным материалам для учащихся,
- 5) Публикация заданий для учеников,
- 6) Оценка заданий учащихся, проведение тестов и отслеживание прогресса обучения,
- 7) Организация взаимодействия участников образовательного процесса.

Система интегрируется с дополнительными сервисами, обеспечивающими возможность использования таких функций как рабочий календарь, видео связь, многопользовательское редактирование документов, создание форм опросников, интерактивная доска для рисования. Авторизация пользователей в системе осуществляется посредством корпоративных аккаунтов, привязанных к домену oiate.ru.

12.1. Перечень информационных технологий

При осуществлении образовательного процесса по дисциплине используются следующие информационные технологии:

- проведение лекций с использованием слайд-презентаций;
- использование обучающих видеофильмов;
- использование текстового редактора Microsoft Word;
- использование табличного редактора Microsoft Excel;
- использование текстового редактора NoteBook (Блокнот);

- организация взаимодействия с обучающимися посредством электронной почты и ЭИОС.

12.2. Перечень программного обеспечения

1. Текстовый редактор Microsoft Word;
2. Табличный редактор Microsoft Excel;
3. Редактор презентаций Microsoft PowerPoint;
4. Текстовый редактор NoteBook (Блокнот);
5. Браузеры: Google Chrome, Internet Explorer, Yandex, Mozilla Firefox, Opera.

12.3. Перечень информационных справочных систем

Доступ к электронным библиотечным ресурсам и электронной библиотечной системе (ЭБС) осуществляется посредством специальных разделов на официальном сайте ИАТЭ НИЯУ МИФИ. Обеспечен доступ к электронным каталогам библиотеки ИАТЭ НИЯУ МИФИ, а также электронным образовательным ресурсам (ЭИОС), сформированным на основании прямых договоров с правообладателями учебной и учебно-методической литературы, методических пособий:

- 1) Информационные ресурсы Сети Консультант Плюс, www.consultant.ru (информация нормативно-правового характера на основе современных компьютерных и телекоммуникационных технологий);
- 2) Электронно-библиотечная система НИЯУ МИФИ, http://libcatalog.mephi.ru/cgi/irbis64r/cgiirbis_64.exe?C21COM=F&I21DBN=BOOK&Z21ID=&P21DBN=BOOK;
- 3) ЭБС «Издательства Лань», <https://e.lanbook.com/>;
- 4) Электронно-библиотечная система BOOK.ru, www.book.ru;
- 5) Базы данных «Электронно-библиотечная система elibrary» (ЭБС elibrary);
- 6) Базовая версия ЭБС IPRbooks, www.iprbooks.ru;
- 7) Базы данных «Электронная библиотека технического ВУЗа» www.studentlibrary.ru;
- 8) Электронно-библиотечная система «Айбукс.ру/ibooks.ru»,
- 9) <http://ibooks.ru/home.php?routine=bookshelf>
- 10) Электронно-библиотечная система «ЭБС ЮРАЙТ», <http://urait.ru/>.

13. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Учебная аудитория для проведения учебных занятий

Специализированная мебель:

Стол письменный двухместный – 20 шт.;

Стулья – 40 шт.;

Доска меловая – 1 шт.

Технические средства обучения:

Проектор - 1 шт.

Мультимедийный проектор - 1 шт.

проекторный экран 1 шт. ноутбук Asus 1 шт.

Лицензионное программное обеспечение:

Продукты компании Microsoft.

Аудитория для проведения лабораторных занятий (3-609)

Анализатор многоканальный Анион 4151-3 шт. ;

весы ACCULAR ALC-210 аналитические-1 шт.;

весы аналитические ВЛР-200-1 шт. ;

вытяжные шкафы ШВ 1 шт. ;

милливольтметр рН-метр-1 шт.;
 милливольтметр рН-метр РН-150 МА-1 шт;
 весы аналитические RV-214-1 шт.;
 термостат- 1 шт;
 термошкаф WSU 100-2 шт.;
 рефрактометр ИРФ 454Б2М- 1 шт;
 Фотометр КФК-3КМ- 2 шт;
 Термостат циркулярный водяной LT-TVC-1 шт.

Аудитория для проведения лабораторных занятий (3-611)

Кондуктометр Анион 7025-1 шт.,
 Кондуктометр «Марк» -2 шт.;
 Источник постоянного тока -1 шт.,
 Спектрофотометр СФ-46 – 1 шт,
 Спектрофотометр СФ-56 -1 шт.,
 Флюориметр _Панорама 02 -1 шт.,,
 Установка для инверсионного вольтаперометрического анализа -1 шт.,
 ИК-спектрофотометр -1 шт.
 Лабораторная мебель;
 Наборы химической посуды

14. ИНЫЕ СВЕДЕНИЯ И (ИЛИ) МАТЕРИАЛЫ

14.1. Перечень образовательных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

Вид занятия	Образовательная технология	Цель	Формы и методы обучения
Лекции, семинарские занятия.	Технология проблемного обучения.	Усвоение теоретических знаний, развитие мышления, формирование профессионального интереса к будущей деятельности.	Лекция-объяснение, лекция-визуализация, лекция-объяснение. Проблемная лекция (круглый стол). Лекция с разбором конкретных ситуаций.
Лабораторные работы	Технология проблемного и активного обучения	Организация активности студентов в условиях, близких к будущей профессиональной деятельности, обеспечение личностно-деятельного характера усвоения знаний и коллективной творческой деятельности	Репродуктивные, творчески репродуктивные методы активного обучения, проблемные и исследовательские методы.

		приобретения умений и навыков.	
Самостоятельная работа	Технологии концентрированного, модульного, дифференцированного обучения	Развитие познавательной самостоятельности, обеспечение гибкости обучения, развитие навыков работы с различными источниками информации, развитие умений, творческих способностей.	Индивидуальные, групповые при контроле преподавателя.
Устный опрос, контроль усвоения материала по ходу первичного занятия (лекции).	Интерактивные методы.	научить аргументировать и толерантно вести диспут, глубже вникать в сущность новой темы	Рефлексия, Мультимедийные занятия, круглые столы
Текущий и промежуточный контроль.	Технология использования разноуровневых задач	Индивидуально-личностный подход, учитывающий различие в степени подготовки и мышления студента. Выявление уровня подготовки студента и уровня освоения материала раздела/темы.	Различают задачи и задания трех основных уровней: а) репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины; б) реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей; в) творческого уровня,

			<p>позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения.</p>
--	--	--	---

14.2. Формы организации самостоятельной работы обучающихся (темы, выносимые для самостоятельного изучения; вопросы для самоконтроля; типовые задания для самопроверки)

Практические задания для самостоятельной работы.

Первый закон термодинамики.

1. Определить работу обратимого изобарного расширения 5 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400⁰К.
2. Вывести, исходя из первого закона термодинамики, уравнение состояния идеального газа в адиабатическом процессе.
3. Используя определение энтальпии, доказать, что $C_{p,m} = C_{v,m} + R$.
4. Аргон, находящийся при давлении 1 атмосфера и температуре 25⁰С расширяется обратимо и адиабатически от 0,5 до 1 дм³. Какова его конечная температура; сколько работы проделано системой в процессе её расширения; каково изменение внутренней энергии?
5. Два моль аргона в цилиндре сечением 5 см³ при давлении 5 атмосфер расширяется адиабатически против внешнего давления 1 атм. Во время расширения аргон отодвигает поршень на 10 см. Начальная температура газа 300⁰К. Какова его конечная температура? Какова совершённая при расширении газа работа? Каково изменение внутренней энергии?
6. При 25⁰С и 1013 гПа в сосуде находится 1 кг N₂. Вычислить теплоту, работу и изменение внутренней энергии при: а) изохорном увеличении давления до 2026 гПа; б) при изобарном расширении до трёхкратного объёма.
7. Какое количество работы будет совершено 1 кг CO₂ при повышении его температуры на 200⁰С при постоянном давлении?
8. В резервуаре при 298⁰К находится неизвестный газ. Предположительно это азот или аргон. При адиабатическом расширении 0,005 м³ этого газа до объёма 0,006 м³ его температура понизилась примерно на 20⁰С. Определить, какой из предполагаемых газов находился в сосуде.
9. Рассчитайте теплоту, необходимую для нагревания 0,003 моль аммиака от 273 до 473⁰К при постоянном давлении. Необходимые данные взять из справочника.
10. Рассчитайте изменение энтальпии при нагревании 2 кг SiO₂ от 298 до 800⁰К, если зависимость теплоёмкости от температуры выражается уравнением $C_p = 46,94 + 34,31 \cdot 10^{-3}T + 11,3 \cdot 10^{-5}T^2$.
11. Определите изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при нормальной температуре кипения, если теплота испарения равна 2258,7 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и пренебречь объёмом жидкости.
12. В сосуде при 273⁰К и давлении 0,1 МПа находится 10 моль одноатомного газа в идеальном состоянии. Рассчитайте конечную температуру, давление газа и работу расширения газа до объёма в два раза, превышающего первоначальный объём: а) при медленном изотермическом расширении в цилиндре с поршнем,двигающемся без трения; б) при адиабатическом расширении в аналогичных условиях; в) при мгновенном удалении перегородки между сосудом и вакуумированным пространством того же объёма. Объясните различие результатов, полученных в трёх процессах.

13. Определите изменение энтальпии при нагревании 10 кг газообразного метанола от 400 до 700⁰К при давлении 0,1Мпа. Зависимость теплоёмкости от температуры взять из справочника.
14. Проверить правило Дюлонга и Пти для меди, цинка и кадмия при 17⁰С, если даны истинные удельные теплоёмкости веществ при постоянном давлении (Дж/г•К):

$$\begin{array}{ll} \text{для Cu} & C=0,3849 + 8,891 \cdot 10^{-5}T; \\ \text{для Zn} & C=0,3795 + 18,58 \cdot 10^{-6}T; \\ \text{для Cd} & C=0,2285 + 9,904 \cdot 10^{-5}T. \end{array}$$

Термохимия. Закон Гесса. Закон Кирхгоффа.

1. Вычислить ΔH_{298}^0 реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о теплотах образования веществ.

- 1.1. $2\text{Mg(тв.)} + \text{CO}_2(\text{г.}) = 2\text{MgO(тв.)} + \text{C(тв.)}$;
- 1.2. $\text{CH}_4(\text{г.}) + 2\text{O}_2(\text{г.}) = \text{CO}_2(\text{г.}) + 2 \text{H}_2\text{O(г.)}$
- 1.3. $\text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2(\text{г.}) = 2\text{NH}_3(\text{г.})$;
- 1.4. $\text{ZnO(тв.)} + \text{C(тв.)} = \text{Zn(тв.)} + \text{CO(г.)}$;
- 1.5. $\text{H}_2\text{O(ж.)} = \text{H}_2\text{O(г.)}$
- 1.6. $\text{H}_2\text{O(тв.)} = \text{H}_2\text{O(г.)}$
- 1.7. $2\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{тв.})$
- 1.8. $\text{CO(г.)} + \text{Cl}_2(\text{г.}) = \text{COCl}_2(\text{г.})$
- 1.9. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{CO}_2(\text{г.}) + 2 \text{H}_2\text{O(г.)}$
- 1.10. $4\text{NH}_3(\text{г.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{N}_2(\text{г.}) + 6\text{H}_2\text{O(ж.)}$
- 1.11. $2\text{NO(г.)} + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$
- 1.12. $4\text{H}_2\text{S(г.)} + 6\text{O}_2(\text{г.}) = 4\text{SO}_2(\text{г.}) + 4\text{H}_2\text{O(г.)}$
- 1.13. $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$
- 1.14. $\text{H}_2\text{O(г.)} + \text{CO(г.)} = \text{CO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.})$
- 1.15. $\text{C(г.)} + \text{H}_2\text{O(г.)} = \text{CO(г.)} + \text{H}_2(\text{г.})$

2. Теплоты растворения 1 моль металлического Na и оксида натрия $\text{Na}_2\text{O(тв)}$ в воде при стандартных условиях и температуре 298⁰К соответственно равны -183,79 и -237,94 кДж/моль. Вода в обоих случаях берётся в избытке. Вычислите тепловой эффект ΔH_{298}^0 образования оксида натрия из простых веществ при стандартных условиях, если известно, что теплота образования $\text{H}_2\text{O(ж.)}$ равна -285,84 кДж/моль.

3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития равна -26,71 кДж/моль. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата лития $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равен -14,31 кДж/моль при 298⁰К. Вычислите тепловой эффект образования $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды. Определите процентное содержание воды в частично выветренном кристаллогидрате сульфата лития, если известно, что тепловой эффект растворения 1 кг этой соли составил -146 кДж.

4. Определите изменение энтальпии при нагревании AgCl от 298 до 1000⁰К при стандартном давлении, а также полную энтальпию хлорида серебра при 1000⁰К (ΔH_{1000}^0). Известно, что при 728⁰К происходит плавление AgCl . $\Delta H_{\text{плав}}$. При этой температуре равно 13,21 кДж/моль. Зависимость теплоёмкости от температуры температуры взять из справочника. Теплоёмкость AgCl(ж) в интервале температур 728 – 1000⁰К считать постоянной и равной 66,99 кДж/(моль•К).

5. В топке сгорает каменный уголь, содержащий 65% углерода. В топочных газах содержится 13%(об.) CO_2 и 1%(об.) CO , остальное – азот и кислород. Определить теплоту сгорания 1 кг угля, если известно, что теплота образования $\text{CO}_2(\text{г})$ равна -393,5 кДж/моль, а теплота образования CO(г) равна -110,5 кДж/моль.

6. Составить уравнение для вычисления стандартного теплового эффекта ΔH_{298}^0 образования жидкого бензола, если известны молярные теплоты сгорания жидкого бензола $\Delta H_{1, \text{ж}}^0$, графита $\Delta H_{2, \text{г}}^0$, водорода $\Delta H_{3, \text{г}}^0$.

7. Теплоты нейтрализации гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH_4OH соляной кислотой соответственно равны -55,9 и -51,34 кДж/моль. Определить теплоту диссоциации NH_4OH в воде.

8. Определить тепловой эффект аллотропного превращения графита в алмаз, если известно, что теплоты сгорания графита и алмаза до диоксида углерода соответственно равны $\Delta H^0_{\text{сг.}}(\text{гр.}) = -393$ кДж; $\Delta H^0_{\text{сг.}}(\text{алмаз.}) = -397$ кДж.
9. Молярная теплота испарения метанола при 25°C составляет 37,4 кДж/моль. Определить теплоту испарения метилового спирта при 50°C , если молярные теплоёмкости жидкого и газообразного метанола (C_p) соответственно равны 81,6 и 43,9 кДж/(моль•К). Считать теплоёмкости в заданном интервале температур зависящими от температуры. Необходимые данные взять из справочника.
10. Выразите уравнением зависимость теплового эффекта химической реакции $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ от температуры, которое справедливо для интервала $298 - 1000^\circ\text{K}$.
11. Определите тепловой эффект реакции $2\text{NaOH}(\text{тв}) + \text{SiO}_2(\text{тв}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при стандартном давлении и 800°K . Необходимые данные взять из справочника. Теплота плавления NaOH при 595°K составляет 6,36 кДж/моль.
12. При растворении 1 моль Zn в разбавленной серной кислоте при 20°C и $P=1$ атм. Выделяется газообразный водород в количестве 1 моль и 143,1 кДж тепла. Определите изменение внутренней энергии и энтальпии системы в результате протекания химической реакции.

Второй закон термодинамики.

1. Докажите самостоятельно теорему Карно-Клаузиуса.
2. При начальной температуре 373°K 1 моль кислорода совершает цикл в идеальной машине Карно. Сначала он расширяется изотермически до двухкратного объёма, а затем адиабатически до трёхкратного объёма по сравнению с первоначальным. После этого он сжимается изотермически до такого объёма, чтобы в результате последующего адиабатического сжатия вернуться в исходное состояние. Приняв $\gamma = C_p/C_v = 1,4$; рассчитать: а) работу совершённую газом в каждой части цикла; б) коэффициент полезного действия машины.
3. Рассчитать изменение энтропии при неравновесном переходе в лёд 1 моля переохлаждённой до температуры -5°C жидкой воды. Известно, что теплота плавления воды при 273°K составляет 6025 Дж/моль. Теплоёмкость (C_p) жидкой воды и льда считать постоянными и соответственно равными 75,31 и 37,71 Дж/(моль•К).
4. Определите изменение энтропии при смешении 1 моль аргона, взятого при температуре 293°K и давлении 1 атмосфера с 2 моль азота, находящегося при давлении 0,1 Мпа и температуре 323°K . Общее давление смеси после смешения газов равно 0,1 Мпа. Считать аргон и азот идеальными газами, а теплоёмкость каждого газа величиной постоянной и, соответственно, равной для азота $C_v = 20,84$; а для аргона $C_v = 12,56$ Дж/(моль•К).
5. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды, находящейся при температуре 80°C , и 10 кг воды, находящейся при температуре 20°C . Удельную теплоёмкость воды считать постоянной и равной 4,184 Дж/(г•К).
6. В термически изолированный сосуд, содержащий 5 кг воды при 30°C , вносят 1 кг снега, температура которого равна -10°C . Как возрастает энтропия в происходящем процессе, если удельная теплота плавления снега составляет 333,3 Дж/г. Удельные теплоёмкости снега и воды составляют соответственно 2,01 и 4,18 Дж/(г•К).
7. Определите изменение энтальпии, внутренней энергии и энтропии 2,7 кг воды, взятой при давлении 0,1 Мпа и температуре 293°K в пар, находящийся при давлении 0,05 Мпа и температуре 373°K . Принять $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{ж}) = C_v(\text{H}_2\text{O}, \text{ж}) = 4,184$ кДж/(кг•К); теплоту испарения 2260,9 кДж/кг. Считать водяной пар идеальным газом.
8. Вывести выражения для расчёта изменения энтропии в изобарном, изохорном, изотермическом и адиабатном процессах.
9. Вычислить энтропию AgCl при 870°K , если известно, что при температуре 728°K хлорид серебра плавится и его теплота плавления $\Delta H_{\text{пл.}} = 12886,7$ Дж/моль. Необходимые для расчёта величины взять из справочника. Учесть температурную зависимость изобарной теплоёмкости AgCl(тв.). Теплоёмкость жидкого хлорида серебра считать постоянной и равной 66,94 Дж/моль.

10. Рассчитайте изменение энтропии в процессе смешения 5 кг этанола, находящегося при температуре 79°C с 10 кг воды, находящейся при температуре минус 10°C . Принять: 1) теплота плавления льда – 6029 Дж/моль ; 2) теплота испарения спирта равна $40,2 \text{ кДж/моль}$; 3) температура кипения спирта равна 78°C ; 4) $C_{p, \text{тв.}}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ Дж/г}\cdot\text{K}$; 5) $C_{p, \text{ж.}}(\text{H}_2\text{O}) = f(T)$ (воспользоваться справочником); 6) $C_{p, \text{ж.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = f(T)$ (воспользоваться справочником); 7) тепловым эффектом, связанным с охлаждением спирта до точки конденсации пренебречь.

Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Фугитивность, активность. Химическое родство. Направление протекания физико-химических процессов.

1. Вычислить фугитивность и химический потенциал аммиака при $P=10,13 \text{ МПа}$ и $T=473^{\circ}\text{K}$. Для аммиака критическая температура равна $405,6^{\circ}\text{K}$, а критическое давление $P=11,3 \text{ МПа}$. При вычислении воспользоваться справочником [2].

2. При 298°K и $0,1013 \text{ МПа}$ абсолютные энтропии серы ромбической S_p и серы моноклинной S_m соответственно равны $31,88$ и $32,55 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$. Теплоты сгорания S_p и S_m соответственно равны $-296,9$ и $-297,2 \text{ кДж/моль}$. Найти значение ΔG^0 для процесса превращения $S_p \Rightarrow S_m$. Может ли S_p в этих условиях превратиться самопроизвольно в S_m ?

3. Установите возможность (или невозможность) протекания реакций, приведённых в пункте 1 раздела «Термохимия» (ответ подтвердить расчётом).

4. Вычислить ΔG^0_{298} образования CH_4 , C_2H_2 , CaCO_3 , NH_3 , $\text{H}_2\text{O(ж)}$ из простых веществ исходя из справочных значений энтальпий образования ΔH^0_{298} и энтропий образования ΔS^0_{298} .

5. Благоприятствует ли протеканию реакции $\text{Ag} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ повышение температуры? Ответ подтвердите расчётом.

6. Рассчитайте ΔG^0 при 400°K реакции $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$ учитывая зависимость энтальпии, энтропии и теплоёмкости от температуры. Этот же расчёт проведите по методу Тёмкина-Шварцмана и сравните полученные результаты.

7. Возможно ли при стандартных условиях горение Ca в атмосфере оксида углерода CO по реакции $\text{Ca(тв)} + \text{CO(г)} = \text{CaO(тв)} + \text{C(тв)}$?

Химическое равновесие.

1. Вычислить K_p реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \Leftrightarrow 2\text{NO}_2$ и мольную долю образовавшегося NO_2 при $P=0,1 \text{ МПа}$ и $T=298^{\circ}\text{K}$.

2. При 823°K и давлении 1 атмосфера степень диссоциации фосгена COCl_2 на CO и Cl_2 равна 77%. Определить K_p и K_c .

3. Методом Темкина-Шварцмана определите константу равновесия K_p при 1000°K реакции окисления аммиака $\text{NH}_3 + \frac{3}{4} \text{O}_2 \Leftrightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{O}$.

4. Определить K_p реакции $\text{NH}_3 + \frac{3}{4} \text{O}_2 \Leftrightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{O}$, используя значения констант равновесия реакций образования аммиака и воды при 1000°K : $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$, $K_p = 5,69 \cdot 10^{-4}$; $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$, $K_p = 1,16 \cdot 10^{10}$.

5. Определите константу равновесия реакции $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \Leftrightarrow \text{SO}_3$ при 700°K , если при 500°K $K_p = 588,9$ (давление выражено в Па), а тепловой эффект реакции в этом диапазоне температур равен $-99,48 \text{ кДж}$.

6. Процесс получения Cl_2 протекает по реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$. При смешении 1 моль HCl с 0,48 моль O_2 образуется 0,402 моль хлора. Вычислить константу равновесия K_p , если система находится в равновесии при давлении $0,1 \text{ МПа}$ и $T=659^{\circ}\text{K}$.

7. Константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ при 717°K равна 46,7. Определить количество разложившегося HI при нагревании 1 моль иодоводорода до 717°K .

8. Определить, в каком направлении пойдёт реакция $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \Leftrightarrow 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ при смешении по 1 моль хлора, кислорода, хлороводорода и 2 моль паров воды при 1000°K , если $\ln K_p = 7,8$.

9. Вычислить K_p реакции образования метилового спирта по реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 \Leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$ при стандартных условиях.

10. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В обратимой гомогенной реакции $A(г) + 2B(г) \rightleftharpoons C(г)$. При равновесии концентрации участвующих в реакции веществ равны (моль/л): $[A]=0,06$; $[B]=0,12$; $[C]=0,0216$.
11. Используя справочные данные, найти приблизительное значение температуры, при которой константа равновесия реакции образования водяного газа $C(г) + H_2O(г) \rightleftharpoons CO(г) + H_2(г)$ равна единице. Зависимостью энтальпии и энтропии от температуры пренебречь.
12. Константа диссоциации уксусной кислоты при стандартных условиях равна $1,75 \cdot 10^{-5}$. Чему равно изменение энергии Гиббса при диссоциации уксусной кислоты?
13. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Проанализируйте влияние температуры, давления, концентрации, катализатора на положение химического равновесия.
14. Химическое равновесие гомогенной реакции $A+B \rightleftharpoons 2C$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[A]=0,08$; $[B]=0,02$; $[C]=0,4$. В равновесную систему без изменения её объёма добавили 0,2 моль/л вещества В. Рассчитайте равновесные концентрации, установившиеся после смещения химического равновесия, если температура системы всё время поддерживалась постоянной.
15. Константа равновесия гомогенной системы $CO(г) + H_2O(г) \rightleftharpoons CO_2(г) + H_2(г)$ при $850^{\circ}C$ равна единице. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии. Если исходные концентрации (моль/л): $[CO]=3$; $[H_2O]=2$; $[CO_2]=[H_2]=0$. Как изменятся равновесные концентрации компонентов при добавлении в равновесную смесь (без изменения её объёма) оксида углерода СО в количестве в три раза превышающего равновесную концентрацию?

Фазовое равновесие.

1. Под давлением 0,1013 МПа лёд плавится при $273^{\circ}K$. Удельный объём льда при $273^{\circ}K$ равен $991,1 \text{ см}^3/\text{кг}$, а воды – $916,6 \text{ см}^3/\text{кг}$. Молярная теплота плавления льда равна 6010 Дж/моль . Вычислить давление, при котором лёд будет плавиться при $271^{\circ}K$.
2. Зависимость давления насыщенного пара муравьиной кислоты от температуры выражается уравнением:

$$\text{для твёрдой фазы: } \lg P = 12,486 - 3160/T,$$

$$\text{для жидкой фазы: } \lg P = 7,884 - 1860/T,$$
 где P [мм рт.ст.]. Вычислить координаты тройной точки.
3. Через метиловый спирт при $294,5^{\circ}K$ барботируют воздух, который насыщается его парами. После того, как через метанол пропустили 1 литр воздуха, масса его уменьшилась на 0,201 г. Общее давление в системе неизменно и равно 1 атмосфере. Рассчитать давление насыщенного пара метанола при $294,5^{\circ}K$.
4. При нагревании ромбическая сера переходит в моноклинную серу. При этом изменение её объёма составляет $1,38 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3/\text{кг}$. Температура перехода при 0,1013 МПа составляет $96,7^{\circ}C$, а её изменение с давлением определяется коэффициентом $dT/dP = 3,26 \cdot 10^{-7} \text{ К/Па}$. Определить теплоту перехода.
5. Температура кипения жидкого метанола при 267 гПа равна $34,7^{\circ}C$, а при давлении 533 гПа равна $49,9^{\circ}C$. Вычислить температуру кипения при нормальном давлении.
6. Определить давление насыщенного пара четырёххлористого углерода CCl_4 при $60^{\circ}C$, если при нормальном давлении он кипит при $75^{\circ}C$, а теплота парообразования равна $30,833 \text{ кДж/моль}$.
7. Теплота плавления и плотность жидкой и твёрдой ртути при температуре тройной точки ($234,3^{\circ}K$) соответственно равны: $11,8 \text{ кДж/кг}$; 13690 и 14193 кг/м^3 . Вычислите давление, при котором температура плавления станет равной $235,3^{\circ}K$.
8. Определить молярную теплоту плавления дифениламина, если плавление сопровождается увеличением объёма, равным $95,8 \text{ см}^3/\text{кг}$. Изменение температуры плавления при изменении давления составляет $0,027 \text{ градус/Па}$. Молярная масса дифениламина равна 169 г/моль . Температура плавления $54^{\circ}C$.
9. Как определить молярную энтропию (энтальпию) сублимации вещества, если известны его молярная энтропия (энтальпия) плавления и испарения при данной температуре? Какой принцип или закон используется при предложенной Вами схеме расчёта?

10. Найдите изменение энтропии газа и окружающей среды, если n молей газа расширяются изотермически от давления p_1 до давления p_2 : а) обратимо; б) против внешнего давления $p < p_2$.
11. Запишите выражение для расчета энтропии одного моля воды при температуре 300°C и давлении 2 атмосферы.
12. Рассчитайте давление, при котором две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при 25°C . Значения ΔG_f^0 кальцита и арагонита при 25°C равны $-1128,8$ и $-1127,8$ кДж·моль $^{-1}$, соответственно. Примите, что плотности кальцита и арагонита равны 2,71 и 2,93 г·см $^{-3}$ соответственно и не зависят от давления.
13. Рассчитайте температуру, при которой две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при давлении 1 атмосфера. Значения ΔG_f^0 кальцита и арагонита при 25°C равны $-1128,8$ и $-1127,8$ кДж·моль $^{-1}$, соответственно, а ΔH_f^0 равны $-1206,9$ и $-1207,1$ кДж·моль $^{-1}$. Считайте $\Delta C_p=0$.
14. Определите зависимость энтропии от объема для термодинамической системы, которая описывается уравнением состояния (для одного моля)

$$\left(p + \frac{a}{TV^2} \right) \times (V - b) = RT.$$

Кинетика химических реакций.

1. Изучается скорость элементарной реакции взаимодействия веществ А, В и С. При постоянных концентрациях В и С увеличение концентрации вещества А в 4 раза приводит к росту скорости в 8 раз. Если в 2 раза увеличивается концентрация вещества В при постоянных концентрациях веществ А и С, то скорость возрастёт только в 2 раза. При постоянных концентрациях А и В удвоение концентрации вещества С приводит к увеличению скорости в 4 раза. Составьте кинетическое уравнение данной реакции.
2. Вычислите температурный коэффициент скорости химической реакции γ , если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170°C – $6,7 \cdot 10^{-2}$.
3. Как изменится скорость химической реакции $A + 2B \rightarrow C$ при повышении давления в системе в 4 раза и одновременном снижении температуры на 40°C . Реагирующие вещества – газы. Температурный коэффициент реакции равен 2.
4. Известно, что при повышении температуры от 190 до 300°K скорость химической реакции возрастает в два раза. Рассчитать: а) температурный коэффициент; б) энергию активации этой реакции. Как изменится скорость этой реакции при 310°K , если в систему ввести катализатор, понижающий энергию активации на 10 кДж /моль?
5. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300°K в 10 раз больше, чем при 280°K ?
6. Превращение перекиси бензоила в диэтиловый эфир при 333°K прошло за 10 минут на 75,2%. Вычислите константу скорости этой реакции, принимая во внимание, что это реакция первого порядка.
7. Определите порядок реакции $A(\text{г}) \rightarrow B(\text{г}) + C(\text{г}) + D(\text{г})$ по изменению давления в ходе реакции. Вычислите среднее значение константы скорости реакции ($V=\text{const}$; $T=298^\circ\text{K}$), если:

t, мин.	0	6,5	13,0	19,9
$P \cdot 10^{-3}$, Па	41,6	54,5	63,7	74,2

Коллигативные свойства растворов

1. Вычислить эбуллиоскопическую постоянную воды. Теплота испарения составляет 40,7 кДж/моль.
2. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержащего 100 г бензола и 0,2 г неизвестного вещества на $0,17^\circ$ ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная бензола равна 5,16 град/моль.

3. Раствор, содержащий 0,8718 моль/л тростникового сахара при 291 К изотоничен с 0,5 М раствором хлорида натрия. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе и коэффициент Вант-Гоффа для NaCl.
4. Чистая вода кипит при температуре 373,2 К и атмосферном давлении. Определите температуру кипения раствора, содержащего 3,3 г хлорида кальция в 0,1 кг воды. Кажущаяся степень диссоциации хлорида кальция в указанном растворе составляет 68%. Эбуллиоскопическая постоянная воды 0,516 К/моль.
5. Нормальная температура кипения диэтилового эфира равна 308 К. Раствор, содержащий 11 г неизвестного нелетучего вещества в 100 г эфира, имеет при 289 К давление насыщенного пара 0,5 атм. Теплота испарения эфира 376 кДж/кг. Вычислите молекулярную массу неизвестного вещества, если известно, что вещество в растворе не диссоциировано.

14.3. Краткий терминологический словарь

Активность a – «эффективная концентрация», эмпирическая величина, заменяющая концентрацию, связанная с концентрацией C через коэффициент активности f : $a = f \cdot C$. Этот коэффициент является мерой отклонения свойств реального раствора от идеального.

Агрегат – составная часть мицеллы лиофобного золя, нерастворимая в дисперсионной среде, кристаллическая или аморфная микрочастица.

Адгезия – сцепление приведенных в контакт разнородных тел (разновидность контактного взаимодействия).

Адсорбат – вещество, адсорбированное адсорбентом. Адсорбент – конденсированная фаза, на поверхности которой происходит адсорбция.

Адсорбтив – адсорбирующееся вещество (потенциально возможный адсорбат).

Адсорбция – самопроизвольное концентрирование газообразного или растворенного вещества на поверхности раздела фаз:

- гидrolитическая – разновидность обменной адсорбции, при которой адсорбирующее вещество вытесняет с поверхности адсорбента ионы водорода или гидроксильную группу;
- обменная – процесс, при котором вещество, обладающее повышенными адсорбционными свойствами, вытесняет в раствор с поверхности адсорбента эквивалентное количество поверхностных ионов того же знака при сохранении условия электронейтральности;
- специфическая – избирательное концентрирование ионов на поверхности твердого адсорбента;
- эквивалентная – концентрирование на поверхности адсорбента нейтральных молекул.

Азеотропные смеси – смеси, на диаграммах состояния (раствор – пар) которых имеется максимум или минимум.

Антагонизм – уменьшение коагулирующего действия электролита в присутствии другого электролита.

Аэрозоли – системы с газовой дисперсионной средой и твердой или жидкой подвижной дисперсной фазой.

Броуновское движение – беспорядочное движение частиц дисперсной фазы, которое вызывается соударениями этих частиц с находящимися в непрерывном тепловом движении молекулами дисперсионной среды.

Ван-дер-Ваальсовы силы – силы, обусловленные электростатическим притяжением отрицательно заряженных электронов одного атома положительно заряженным ядром другого атома.

Время полупревращения – время, за которое прореагирует половина исходного вещества. – химический источник электрического тока, названный в честь Луиджи Гальвани. Принцип действия гальванического элемента основан на взаимодействии двух металлов через электролит, при водящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока. ЭДС гальванического элемента зависит от материала электродов и состава электролита.

Высокомолекулярные соединения (ВМС) – природные и синтетические вещества, образованные из цепных макромолекул, масса которых составляет десятки и сотни тысяч единиц, а размеры соответствуют размерам частиц зольей.

Гели – структурированные дисперсные системы с жидкой дисперсионной средой, образованные в результате коагуляции золей.

Гетерогенный катализ – каталитические реакции, идущие на поверхности раздела фаз, образуемых катализатором и реагирующими веществами. Гомогенный катализ – каталитические реакции, в которых реагенты и катализатор находятся в одной фазе.

Гетерогенная система – система, состоящая из различных по своим свойствам частей, разделенных поверхностью раздела.

Гидрофильность – сродство молекул поверхностно-активных веществ (ПАВ) к воде за счет полярных групп.

Двойной электрический слой (ДЭС) коллоидной мицеллы - образование, включающее поверхность агрегата и прилегающие к ней заряженные слои из адсорбированных ионов и приповерхностной жидкости (диффузный слой).

Денатурация – частичное или полное разрушение пространственной структуры молекулы полимера при сохранении первичной структуры.

Десорбция – процесс, обратный адсорбции (часто выполняют путем вытеснения адсорбата другим веществом, уменьшением давления или повышением температуры).

Дзета (ζ)-потенциал – разность потенциалов, возникающая на границе между подвижной и неподвижной частями мицеллы золя.

Диализ – диффузия низкомолекулярных веществ (ионов, реже небольших молекул) через мембрану.

Диспергирование – тонкое измельчение твердых тел или распыление жидкостей, приводящее к образованию дисперсных систем (обычно микрогетерогенных и грубодисперсных, в том числе порошков, суспензий, эмульсий).

Дисперсная система – гетерогенная, многофазная система, одна из фаз которой представляет собой непрерывную дисперсионную среду, а другие фазы распределены в ней в виде мелких частиц.

Дисперсность – мера раздробленности материала.

Диффузия – самопроизвольное выравнивание концентрации вещества (ионов, молекул, частиц дисперсной фазы) в исходно неоднородной системе под действием градиента химического потенциала и теплового движения молекул.

Дым – седиментационно устойчивая двухфазная система т/г (твердое тело/газ) с частицами дисперсной фазы коллоидной степени дисперсности.

Защитное действие ВМС – способность поверхностно-активных высокомолекулярных соединений образовывать механически прочные защитные слои на поверхности дисперсных частиц.

Золи (коллоидные системы) – дисперсные системы, у которых частицы дисперсной фазы имеют размер в поперечнике, равный примерно $10^{-5} \dots 10^{-7}$ см: - гидрофильные – термодинамически устойчивые коллоидные системы, состоящие из двух частей: гидрофобного углеводородного радикала и гидрофильной полярной группы (типа ОН-, -СООН и др.); - гидрофобные – термодинамически неустойчивые коллоидные системы, в которых дисперсная фаза образована мицеллами из неорганических веществ с агрегатом, малорастворимым в данной дисперсионной среде.

Идеальный раствор – это раствор, в котором энергия взаимодействия разнородных частиц ЕА-В близка к энергиям взаимодействия одинаковых частиц ЕА-А и ВВ-В.

Изотонический коэффициент (i) – это величина, которая показывает, на сколько частиц распадается молекула в результате диссоциации в растворе.

Ионная сила раствора (I) – равна полусумме концентраций всех ионов, умноженных на квадрат их заряда.

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ, состояние и количество которых после реакции остаются не измененными.

Катализатор – вещество, входящее в структуру активированного комплекса, но не являющееся реагентом.

Квантовый выход фотохимической реакции γ – отношение числа частиц, претерпевших превращение, к числу поглощенных веществом квантов света.

Кинетическая кривая – графическое изображение зависимости концентрации реагентов от времени.

Кинетическое уравнение химической реакции – зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ, определяемая экспериментально.

Коагулянты – электролиты, добавки которых способны вызвать или ускорить коагуляцию зольей.

Коагуляция – объединение вследствие адгезии при взаимных соударениях частиц дисперсной фазы в агрегаты, выпадающие в осадок.

Коллигативные свойства растворов – свойства, зависящие только от концентрации растворенных частиц и не зависящие от их природы. К ним относят: 1) понижение давления пара; 2) повышение температуры кипения – эбулиоскопия; 3) понижение температуры замерзания – криоскопия; 4) осмотическое давление.

Коллоидная химия – физхимия поверхностных явлений; раздел физической химии, изучающий двух- или многофазные системы, в которых хотя бы одна из фаз находится в высокодисперсном состоянии.

Коллоидные системы (другое название – золи) – дисперсные системы с размером частиц 10^{-7} – 10^{-9} м.

Константа химического равновесия – математическое выражение, связывающее равновесные концентрации (давления) компонентов реакции и сохраняющее постоянное значение при неизменной температуре.

Концентрационная цепь – гальванический элемент, состоящий из двух одинаковых металлических электродов, опущенных в растворы соли этого металла с различными активностями $a_1 > a_2$.

Лиофильная дисперсная система – термодинамически устойчивая дисперсия, частицы которой хорошо взаимодействуют с дисперсионной средой и, как правило, образуются самопроизвольно при растворении органического вещества.

Лиофобная дисперсная система – термодинамически неустойчивая дисперсия, как правило, неорганических веществ, образующих частицы, плохо взаимодействующие с дисперсионной средой.

Мембраны – проницаемые разделительные перегородки (пленки, пластины, трубки или полые нити из стекла, металла, полимера), селективно пропускающие ионы, молекулы.

Метастабильная система – система, находящаяся в состоянии относительной устойчивости.

Мицеллы – нейтральные частицы дисперсной фазы коллоидных размеров, равномерно распределенные в дисперсионной среде; строение мицеллы характеризуется некоторым образованием (например, агрегатом из неорганического вещества в случае лиофобных дисперсных систем), окруженным двойным электрическим слоем.

Мицеллярная масса – произведение массы мицеллы на число Авогадро.

Молекулярная адсорбция – адсорбция неэлектролитов из растворов.

Молекулярность реакции – число частиц, которые участвуют в элементарном акте химического взаимодействия.

Моляльная концентрация m – число молей νB растворенного вещества в одном килограмме растворителя.

Молярная концентрация C – число молей νB растворенного вещества в одном литре раствора.

Насыщенный раствор – раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом.

Нормальная концентрация N – число эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора. Общий порядок реакции – сумма показателей степени в кинетическом уравнении химической реакции.

Опалесценция – рассеяние света (в простейшем случае за счет дифракции).

Осмоз – транспорт растворителя через полупроницаемую мембрану из слабо концентрированного истинного или коллоидного раствора в более концентрированный; процесс протекает самопроизвольно и носит диффузионный характер.

Осмотическое давление – параметр, характеризующий стремление раствора к понижению концентрации при соприкосновении с чистым растворителем.

Поверхностно-активные вещества (ПАВ) – вещества, которые хорошо адсорбируются на границе раздела фаз, уменьшая поверхностное натяжение.

Поверхностное натяжение – поверхностная энергия Гиббса единицы поверхности, равная работе, затраченной на образование единицы поверхности.

Поверхностно-инактивные вещества (ПИВ) – вещества, которые плохо адсорбируются на поверхности и увеличивают поверхностное натяжение.

Полимеры – см. Высокмолекулярные соединения.

Правило - Траубе-Дюкло: удлинение цепи в ряду молекул жирных кислот на радикал $-CH_2$ увеличивает их способность к адсорбции в 3,2 раза;

- Пескова-Фаянса-Панета: на поверхности кристаллического агрегата значительно адсорбируются из окружающего раствора ионы, способные достраивать кристаллическую решетку или образовывать в противоположно заряженными ионами кристаллической поверхности малорастворимые соединения, т.е. лучше адсорбируются ионы одинаковые или изоморфные с ионами, находящимися на поверхности кристалла.

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в некоторых пределах без скачкообразного изменения её свойств.

Растворимость – концентрация компонента в насыщенном растворе.

Ректификация – разделение компонентов жидкого раствора, имеющих различные температуры кипения, за счёт многократного повторения циклов испарения

Свободнодисперсные системы – системы, в которых частицы дисперсной фазы не связаны между собой и могут свободно перемещаться в дисперсионной среде.

Силы поверхностного натяжения – силы, возникающие на поверхности раздела фаз в результате различных межмолекулярных взаимодействий; направлены от поверхности внутрь фазы перпендикулярно касательной к поверхности.

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени (при постоянном объеме).

Сольюбилизация – гидрофобное связывание.

Связнодисперсные системы – системы, частицы дисперсной фазы которых связаны между собой молекулярными силами и образуют пространственные сетки или структуры.

Синергизм – усиление коагулирующего действия одного иона в присутствии других ионов.

Степень дисперсности (D) – величина, обратно пропорциональная наименьшему размеру в перерезнике α частицы дисперсной фазы ($D = 1/\alpha$).

Теплота (энтальпия) образования соединения – количество теплоты, выделяемой или поглощаемой при образовании 1 моля этого соединения из простых веществ.

Теплота (энтальпия) сгорания соединения – теплота, выделяющаяся при сгорании одного моля вещества в кислороде до высших оксидов.

Удельная поверхность – отношение общей площади межфазной поверхности ($s_{1,2}$) к объему (V_1) или массе (m_1) дисперсной фазы.

Уравнение - Ленгмюра – характеризует мономолекулярную адсорбцию;

- Нернста – описывает электрохимическое равновесие на границе поверхность раствор;

Устойчивая система – система, в которой основные параметры, определяющие дисперсность и равновесное распределение дисперсной фазы в дисперсионной среде, меняются с пренебрежимо малой скоростью.

Фазовая диаграмма – диаграмма, выражающая зависимость состояния системы от внешних условий или от состава системы.

Ферментативный катализ – каталитические реакции, протекающие с участием ферментов – биологических катализаторов белковой природы.

Фотохимические реакции – реакции, в которых активация частиц является результатом их взаимодействия с квантами света видимой области спектра.

Функция состояния – такая термодинамическая функция, изменение которой не зависит от пути перехода системы из начального состояния в конечное, а зависит только от параметров этих состояний.

Хемосорбция – химическая адсорбция.

Химический потенциал μ – частная производная термодинамического потенциала (G , F , H или U) по числу молей.

Химическое равновесие – такое состояние системы, при котором концентрации всех реагирующих веществ не меняются во времени при постоянстве внешних условий.

Химическое равновесие является динамическим; при этом скорости прямой и обратной реакций равны. Частный порядок реакции по компонентам A или B – показатель степени при концентрации каждого из реагирующих веществ в кинетическом уравнении химической реакции. ЭДС – электродвижущая сила.

Хроматография – метод разделения сложных смесей растворенных и взвешенных веществ путем сорбции или экстракции с помощью специально подобранного сорбента или экстрагента и последующим дробным извлечением сконцентрированных компонентов подходящим растворителем.

Электродиализ – транспорт ионов через ионообменную мембрану, помещенную между двумя электродами, подключенными к внешнему источнику питания.

Электрофорез – движение частиц дисперсной фазы в дисперсионной среде под действием внешнего электрического поля.

Электродный потенциал электрода ε – ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного водородного электрода, электродный потенциал которого принят равным нулю.

Электролиты – вещества, которые при растворении или в расплавах проводят электрический ток.

Эмульсии – дисперсные системы с жидкой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой.

Энергия активации E_A – необходимый избыток энергии (по сравнению со средней энергией реагирующих веществ), которым должны обладать молекулы, чтобы их столкновение могло привести к химическому взаимодействию.

15. ОСОБЕННОСТИ РЕАЛИЗАЦИИ ДИСЦИПЛИНЫ ДЛЯ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

В соответствии с методическими рекомендациями Минобрнауки РФ (утв. 8 апреля 2014 г. № АК-44/05вн) в курсе предполагается использовать социально-активные и рефлексивные методы обучения, технологии социокультурной реабилитации обучающихся с ОВЗ с целью оказания помощи в установлении полноценных межличностных отношений.

Обучение лиц с ограниченными возможностями здоровья осуществляется с учетом индивидуальных психофизических особенностей, а для инвалидов также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида.

Для лиц с нарушением слуха возможно предоставление информации визуально (краткий конспект лекций, основная и дополнительная литература), на лекционных и практических занятиях допускается присутствие ассистента, а так же, сурдопереводчиков и тифлосурдопереводчиков.

Оценка знаний студентов на практических занятиях осуществляется на основе письменных конспектов ответов на вопросы, письменно выполненных практических заданий.

Доклад так же может быть предоставлен в письменной форме (в виде реферата), при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т.д.)

С учетом состояния здоровья просмотр кинофильма с последующим анализом может быть проведен дома (например, при необходимости дополнительной звукоусиливающей аппаратуры (наушники)). В таком случае студент предоставляет письменный анализ, соответствующий предъявляемым требованиям.

Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями слуха проводится в письменной форме, при этом используются общие критерии оценивания. При необходимости, время подготовки на зачете может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации (например, с использованием программ-синтезаторов речи), а так же использование на лекциях звукозаписывающих устройств (диктофонов и т.д.). Допускается присутствие на занятиях ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь. Оценка знаний студентов на семинарских занятиях осуществляется в устной форме (как ответы на вопросы, так и практические задания). При необходимости анализа фильма может быть заменен описанием ситуации межэтнического взаимодействия (на основе опыта респондента, художественной литературы и т.д.), позволяющим оценить степень сформированности навыков владения методами анализа и выявления специфики функционирования и развития психики, позволяющими учитывать влияние этнических факторов. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование по вопросам.

Лица с нарушениями опорно-двигательного аппарата не нуждаются в особых формах предоставления учебных материалов. Однако, с учетом состояния здоровья часть занятий может быть реализована дистанционно (при помощи сети «Интернет»). Так, при невозможности посещения лекционного занятия студент может воспользоваться кратким конспектом лекции.

При невозможности посещения практического занятия студент должен предоставить письменный конспект ответов на вопросы, письменно выполненное практическое задание. Доклад так же может быть предоставлен в письменной форме (в виде реферата), при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т.д.).

Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата проводится на общих основаниях, при необходимости процедура зачета может быть реализована дистанционно (например, при помощи программы Skype).

Для этого по договоренности с преподавателем студент в определенное время выходит на связь для проведения процедуры зачета. В таком случае зачет сдается в виде собеседования по вопросам (см. формы проведения промежуточной аттестации для лиц с нарушениями зрения). Вопрос и практическое задание выбираются самим преподавателем.

Примечание: Фонды оценочных средств, включающие типовые задания и методы оценки, критерии оценивания, позволяющие оценить результаты освоения данной дисциплины обучающимися с ОВЗ могут входить в состав РПД на правах отдельного документа.

Программу составили:

С.Б. Бурухин – доцент отделения биотехнологий, кандидат химических наук, доцент

О.А. Ананьева – доцент отделения биотехнологий, кандидат химических наук

Рецензент:

В.К. Милинчук – профессор отделения биотехнологий, доктор химических наук

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Рассмотрена на заседании отделения
биотехнологий и рекомендована к одобрению
Ученым советом ИАТЭ НИЯУ МИФИ

(протокол № 9/1 от «21» 04 2023г.)

Начальник отделения биотехнологий ИАТЭ
НИЯУ МИФИ

А.А. Котляров

