МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Самарский государственный технический университет»
(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

УТВЕРЖДАЮ:
Первый проректор-проректор по учебной работе
_____ / Д.Е. Овчинников
"_____" _____ 20___ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.03.03 «Физическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии
Направленность (профиль)	Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2025
Институт / факультет	Институт нефтегазовых технологий
Выпускающая кафедра	кафедра "Химическая технология и промышленная экология"
Кафедра-разработчик	кафедра "Аналитическая и физическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	252 / 7
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Зачет, Экзамен

Самара 2025

Б1.О.03.03 «Физическая химия»

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки (специальности) **18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии**, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от № 923 от 07.08.2020 и соответствующего учебного плана.

Разработчик РПД:

Доцент, кандидат химических наук, доцент	Н.А Расщепкина
(должность, степень, ученое звание)	(ФИО)
Заведующий кафедрой	А.Ю. Богомолов, доктор химических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)

СОГЛАСОВАНО:

Председатель методического совета факультета / института (или учебно-методической комиссии)	А.Ю Чуркина, кандидат химических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)
Руководитель образовательной программы	Б.Ю. Смирнов, кандидат химических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)
Заведующий выпускающей кафедрой	О.В. Тупицына, доктор технических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)

Содержание

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы 4
2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы 5
3. Объем дисциплины (модуля) в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся 6
4. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам), с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий 7
4.1 Содержание лекционных занятий 7
4.2 Содержание лабораторных занятий 13
4.3 Содержание практических занятий 16
4.4. Содержание самостоятельной работы 19
5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю) 26
6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения 27
7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем 28
8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю) 28
9. Методические материалы 29
10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю) 31

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции			
Естественно-научная подготовка	ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	ОПК-1.2 Анализирует химические и физико-химические явления, происходящие в технологических процессах и окружающем мире	Владеть приемами использования основных законов и понятий физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире
			Знать основные законы и понятия, общие закономерности, формулируемые в рамках физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире
			Уметь анализировать и классифицировать (системы, физико-химические процессы, диаграммы состояния, электроды), строить графики, диаграммы, составлять электрохимические цепи, анализировать и систематизировать данные с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках физической химии

		ОПК-1.3 Прогнозирует глубину и направление протекания химических процес-сов, происходящих в технологических системах и окружающем мире	Владеть приемами прогнозирования направления и глубины физико- химических процессов
			Знать основы химической термодинамики и кинетики
			Уметь решать типовые задачи, в которых нужно прогнозировать направление, глубину физико-химических процессов, устанавливать устойчивость в данных условиях фаз или математические модели простых химических реакций
Профессиональная методология	ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.5 Знает и использует физико-химические и химические мет оды для ре-шения задач профессиональной деятельности	Владеть приемами физических измерений, корректной оценки результатов физико-химического эксперимента
			Знать методы теоретического и экспериментального исследования физической химии
			Уметь использовать основные методы физической химии при решении экспериментальных задач

2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы: **базовая часть**

Код компетенции	**Предшествующие дисциплины**	**Параллельно осваиваемые дисциплины**	**Последующие дисциплины**

ОПК-1	Общая и неорганическая химия; Учебная практика: ознакомительная практика	Органическая химия; Процессы и аппараты химической технологии; Стехиометрия, материальные и энергетические расчеты в химической технологии	Выполнение, подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы; Коллоидная химия; Общая химическая технология; Основы биотехнологии; Основы геоэкологии; Производственная практика: научно-исследовательская работа; Производственная практика: технологическая (проектно-технологическая) практика; Процессы и аппараты химической технологии; Хемометрика
ОПК-2	Математика; Физика; Электротехника и электроника	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа; Математика; Материаловедение и технологии конструкционных материалов; Процессы и аппараты химической технологии; Стехиометрия, материальные и энергетические расчеты в химической технологии	Выполнение, подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы; Коллоидная химия; Моделирование энерго- и ресурсосберегающих процессов; Общая химическая технология; Основы биотехнологии; Производственная практика: научно-исследовательская работа; Производственная практика: технологическая (проектно-технологическая) практика; Процессы и аппараты химической технологии

3. Объем дисциплины (модуля) в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся

Вид учебной работы	Всего часов / часов в электронной форме	3 семестр часов / часов в электронной форме	4 семестр часов / часов в электронной форме
Аудиторная контактная работа (всего), в том числе:	128	64	64
Лабораторные работы	32	16	16
Лекции	64	32	32
Практические занятия	32	16	16
Внеаудиторная контактная работа, КСР	7	3	4
Самостоятельная работа (всего), в том числе:	81	41	40
выполнение задач, заданий, упражнений (в том числе разноуровневых)	27	16	11
подготовка к лабораторным работам	20	8	12
подготовка к практическим занятиям	26	14	12

составление конспектов	8	3	5
Контроль	36	0	36
Итого: час	252	108	144
Итого: з.е.	7	3	4

4. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам), с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, часы				
		ЛЗ	ЛР	ПЗ	СРС	Всего часов
1	Химическая термодинамика	16	8	10	25	59
2	Химическая кинетика	16	8	6	16	46
3	Фазовое равновесие	14	4	6	11	35
4	Растворы	10	4	4	19	37
5	Химическое равновесие	8	8	6	10	32
	КСР	0	0	0	0	7
	Контроль	0	0	0	0	36
	Итого	64	32	32	81	252

4.1 Содержание лекционных занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема лекции	Содержание лекции (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
3 семестр				
1	Химическая термодинамика	Введение. Химическая термодинамика. Основные понятия.	Предмет и содержание курса. Термодинамические системы и термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства системы. Термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Уравнения состояния. Идеальные и реальные газы. Ограничения в применимости уравнения Менделеева-Клапейрона к реальным газам. Уравнение Ван-дер-Ваальса.	2

2	Химическая термодинамика	1-й закон термодинамики. Теплоемкость	Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии. Формулировки первого закона термодинамики. Механическая работа и полезная работа. Применение первого закона термодинамики к равновесным процессам изменения состояния системы. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах. Общие выводы из первого закона термодинамики. Молярная теплоемкость веществ. Теплоемкость твердых веществ и жидкостей, теплоемкость идеальных газов. Взаимосвязь Ср и Cv.	2
3	Химическая термодинамика	Термохимия. Закон Кирхгоффа	Тепловой эффект химического процесса. Виды тепловых эффектов химических реакций, их символика. Стандартные состояния для индивидуальных веществ. Стандартные энтальпии образования и сгорания соединений. Закон Гесса. Расчёты тепловых эффектов химических реакций на основе 1-го начала термодинамики и закона Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Изменение энтальпии при фазовых переходах. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Зависимость теплоемкости от температуры. Расчёт тепловых эффектов химических реакций на основе закона Кирхгофа. Интегральные формы уравнения Кирхгоффа.	2
4	Химическая термодинамика	2-й закон термодинамики. Энтропия.	Работа обратимого и необратимого процессов. Цикл Карно. Вто-рое начало термодинамики, его формулировки. Введение понятия энтропии. Энтропия и ее свойства. Энтропия как критерий равновесия и направления самопроизвольного процесса в изолированных системах. Объединенные уравнения 1-го и 2-го законов термодинамики. Внутренняя энергия и энтропия как характеристические функции.	2

5	Химическая термодинамика	3-й закон термодинамики.	Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с измене-нием состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах. Постулат Планка (третий закон термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики. Вычисление абсо-лютной энтропии вещества. Расчет изменения энтропии химиче-ской реакции при различных температурах.	2
6	Химическая термодинамика	Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Химический потенциал. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.	Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Химический потенциал. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направления и предела протекания процессов. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменения стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при раз-личных температурах.	2
7	Химическая термодинамика	Термодинамика химических равновесий. Изотерма химической реакции.	Химический потенциал. Краткая характеристика химического равновесия. Условия. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа (вывод и анализ). Направление химической реакции. Стандартная энергия Гиббса реакции. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции.	2
8	Химическая термодинамика	Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Принцип Ле-Шателье.	Уравнение изобары (изохоры) химической реакции. Интегрирование уравнения Вант-Гоффа. Расчет теплового эффекта химической реакции на основании зависимости константы равновесия от температуры. Методы расчета констант химического равновесия. Влияние внешних условий на равновесие. Принцип Ле-Шателье. Химическое равновесие гетерогенных систем.	2
9	Химическая кинетика	Основные понятия химической кинетики.	Предмет и задачи химической кинетики. Механизм химической реакции. Простые и сложные реакции. Скорость химической ре-акции, молекулярность, частный и общий порядок. Основной по-стулат химической кинетики, кинетическое уравнение скорости реакции. Константа скорости химической реакции, размерность константы скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции.	2

10	Химическая кинетика	Кинетика реакций целого порядка.	Кинетические уравнения (математические модели) и кинетические кривые реакций нулевого, первого, второго, третьего порядков, кинетические кривые. Время полупревращения. Степень превращения. Примеры.	2
11	Химическая кинетика	Методы определения порядка реакции.	Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции. Примеры определения порядка реакции.	2
12	Химическая кинетика	Влияние температуры на скорость химической реакции.	Температурный коэффициент константы скорости реакции, приближенное правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Физический смысл предэкспоненциального множителя и энергии активации. Стерический фактор.	2
13	Химическая кинетика	Кинетика сложных реакций.	Принципы независимости химических реакций, лимитирующей стадии. Кинетические уравнения и кинетические кривые обратимых, параллельных, последовательных реакций. Примеры расчета констант скорости и порядка сложной реакции.	2
14	Химическая кинетика	Кинетика цепных реакций.	Стадии цепной неразветвленной и разветвленной реакции, условия реализации. Кинетические закономерности цепной реакции.	2
15	Химическая кинетика	Гетерогенные процессы.	Кинетика гетерогенных реакций. 1 и 2 законы Фика. Гетерогенные процессы при стационарной диффузии. Гетерогенные процессы при нестационарной диффузии.	2
16	Химическая кинетика	Катализ.	Основные понятия: катализатор, катализ. Виды катализаторов. Механизм действия катализаторов. Принципы энергетического и структурного соответствия. Гомогенный и гетерогенный катализ.	2
			Итого за семестр:	**32**
4 семестр				
17	Фазовое равновесие	Гетерогенное равновесие.	Фазовые переходы 1-го рода. Фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Плавление. Кристаллизация. Кипение. Возгонка. Конденсация.	2

18	Фазовое равновесие	Уравнения Клаузиуса-Клапейрона.	Вывод и анализ уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Зависимость температуры плавления от внешнего давления. Интегральные формы уравнения Клаузиуса-Клапейрона для процессов: плавле-ние-кристаллизация, конденсация-парообразование, конденсация-возгонка. Определение координат тройной точки. Взаимосвязь энтальпий плавления, испарения и возгонки в тройной точке. Эмпирическое правило Трутона.	2
19	Фазовое равновесие	Физико-химический анализ. Термический анализ.	Кристаллизация из растворов. Системы с ограниченной и неограниченной растворимостью компонентов в твердой фазе.	2
20	Фазовое равновесие	Фазовые диаграммы. Правило рычага.	Анализ фазовых диаграмм. Диаграммы состояния неизоморфно кристаллизующихся веществ с простой (одной) эвтектикой и с образованием устойчивого химического соединения. Определение химической формулы твердого соединения, образующегося при кристаллизации из расплава. Применение правила фаз к исследованию диаграмм. Правило рычага. Получение сплавов.	2
21	Фазовое равновесие	Законы Коновалова.	Закономерности общего давления пара летучей смеси. Законы Коновалова. Диаграммы «состав-давление». Азеотропные смеси.	2
22	Фазовое равновесие	Растворы жидкостей в жидкостях.	Диаграммы «состав-температура кипения раствора». Перегонка, ее виды.	2
23	Фазовое равновесие	Системы с ограниченной растворимостью.	Диаграммы взаимной растворимости жидкостей. Критическая температура растворения.	2
24	Растворы	Термодинамика растворов.	Термодинамика растворов. Растворимость. Зависимость раство-римости от температуры и давления. Парциальные молярные ве-личины. Относительные парциальные молярные величины. Изменение термодинамических свойств при образовании раствора из чистых компонентов. Термодинамические функции смешения.	2
25	Растворы	Законы Рауля и Генри.	Идеальные растворы. Термодинамические свойства идеальных растворов. Термодинамические функции смешения идеальных растворов. Закон Рауля, его термодинамическое обоснование. Графическая интерпретация закона Рауля. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри. Константа Генри. Неидеальные растворы. Активность и коэффициент активности.	2

26	Растворы	Растворы электролитов.	Определение понятия «Электролит». Причины диссоциации. Ас-социация и сольватация ионов. Термодинамическое описание свойств растворов электролитов. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности. Связь активности электролита со средней ионной активностью и концентрацией электролита. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.	2
27	Растворы	Неидеальные растворы. Активность и коэффициент активности.	Неидеальные (реальные) растворы. Зависимость давления насы-щенного пара компонентов раствора от концентрации. Характер отклонений (положительные и отрицательные) от закона Рауля. Активность и коэффициент активности. Расчет активности и коэффициентов активности компонента раствора.	2
28	Растворы	Электропроводность. Закон Кольрауша.	Проводники электрического тока I и II рода, ионная и электронная проводимость. Удельная и эквивалентная электрические проводимости. Зависимость удельной и эквивалентной электрической проводимости от концентрации, температуры и природы растворителя. Понятие «предельная эквивалентная электрическая проводимость». Подвижность иона. Скорость и подвижность (абсолютная скорость движения) ионов. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша).	2
29	Химическое равновесие	Гетерогенные химические равновесия в электрохимических системах.	Возникновение скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Двойной электрический слой.	2
30	Химическое равновесие	Электрохимические системы (цепи).	Электрохимический потенциал, гальвани-потенциал. ЭДС. Виды электродов. Уравнение Нернста.	2
31	Химическое равновесие	Термодинамика гальванического элемента.	Уравнение Гиббса-Гельмгольца для электрохимических систем. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Термодинамические характеристики гальванического элемента.	2

32	Химическое равновесие	Смещение гетерогенного химического равновесия в электрохимических системах. Электролиз.	Поляризация электродов. Поляризационная кривая. Особенности процессов проходящих на поверхности электродов. Электролиз. Понятие и виды электродов в электролизе. Законы Фарадея. Электролиз расплавов и водных растворов. Напряжение разложения. Виды перенапряжения. Химические источники тока. Применение электролиза для получения покрытий и очистки сточных вод.	2
			Итого за семестр:	**32**
			Итого:	**64**

4.2 Содержание лабораторных занятий

№ занятия	**Наименование раздела**	**Тема лабораторного занятия**	**Содержание лабораторного занятия** (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	**Количество часов / часов в электронной форме**
3 семестр				
1	Химическая термодинамика	Определение теплоты нейтрализации.	Инструктаж по технике безопасности при работе в лаборатории по физической химии. Приготовление растворов кислот и щелочей заданной концентрации. Приобретение навыков точного измерения тепловых эффектов химических реакций (магнитная мешалка, измерение объемов погруженных в раствор термометров и т.д.) с помощью стеклянного калориметра. Обучение методам статистической обработки результатов физико-химического измерения, расчет погрешности полученных величин. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
2	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения и теплоты гидратообразования.	Приобретение навыков точного измерения тепловых эффектов химических реакций с помощью стеклянного калориметра. Обучение методам статистической обработки результатов физико-химического измерения, расчет погрешности полученных величин. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
3	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения и теплоты гидратообразования.	Обучение правилам работы с термометрами, мерной химической посудой, аналитическими весами. Приобретение навыков прокаливания веществ в фарфоровой чашке на плитке.	2

4	Химическая термодинамика	Определение коэффициента распределения йода между водой и четыреххлористым углеродом.	Обучение правилам работы с электромеханической мешалкой. Правила выполнения техники жидкостной экстракции и оценка возможных погрешностей измерения констант распределения (термостатирование системы, время установления фазового ге-терогенного равновесия в многокомпонентных системах, определение концентрации растворенного вещества в разных фазах и т.д.). Правила работы с микробюреткой и делительной воронкой. Меры предосторожности при работе с органическими растворителями (четыреххлористый углерод, толуол, октанол-1 и др.).	2
5	Химическая кинетика	Определение порядка и константы скорости реакции гидролитического разложения сахара.	Правила работы на поляриметре (настройка прибора, заполнение кюветы с оптически активным веществом или его раствором, обработка показаний прибора и др.). Приготовление растворов.	2
6	Химическая кинетика	Определение порядка и константы скорости реакции гидролитического разложения сахара.	Особенности выполнения кинетического эксперимента (точное наблюдение за временем процесса, оценка возможных погрешностей, минимальное число измерений). Методы графического и аналитического определения константы скорости и порядка реакции.	2
7	Химическая кинетика	Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления этилацетата.	Совершенствование техники кинетических измерений (методы от-бора пробы из реакционной системы, способы "остановки" реак-ции, особенности титрования реакционных сред и др.). Практическое применение представлений о влиянии температуры на скорость реакции при выполнении реального эксперимента.	2
8	Химическая кинетика	Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления этилацетата.	Приобретение навыков кинетических измерений при разных температурах. Практическое использование правила Вант-Гоффа и уравнения Аррениуса. Экспериментальные погрешности измерения энергии активации. Методы аналитического определения константы скорости и порядка реакции.	2
			Итого за семестр:	**16**
4 семестр				

9	Фазовое равновесие	Построение диаграмм состояния многокомпонентных систем	Знакомство с устройством термопары и интерфейсом установки по определению температур фазовых переходов в многокомпонентных системах. Правила расшифровки кривых нагревания (охлаждения) и построения фазовых диаграмм. Приобретение навыков работы по охлаждению и нагреванию систем в термическом анализе. Расчет погрешности измерений в физико-химическом анализе.	2
10	Фазовое равновесие	Построение диаграммы взаимной растворимости углеводород – анилин.	Приобретение навыков физико-химических измерений (температу-ра, визуальный анализ, перемешивание и др.) в системах, термоста-тируемых с помощью жидкого теплоносителя (вода). Знакомство с работой контактного термометра. Обучение правилам приготовления смесей заданного состава (по объёму, по массе). Меры предос-торожности при работе с производными ароматических углеводородов. Приобретение навыков наблюдения явления опалесценции.	2
11	Растворы	Коллигативные свойства разбавленных растворов.	Знакомство с устройством криостата и правила техники работы на нём. Оценка возможностей криоскопии в определении молекуляр-ной массы растворенного вещества (метод Раста). Правила точного измерения температур. Правила работы с аналитическими весами высокого класса точности.	2
12	Растворы	Определение электропроводности водных растворов электролитов.	Знакомство с устройством реохордного моста Р-38 и его использования для измерения электрического сопротивления раствора электролита. Знакомство с устройством кондукто-метрической ячейки и измерения её константы. Исследование кон-центрационной зависимости удельной и эквивалентной электро-проводности. Приготовление растворов сильных и слабых электролитов заданной концентрации. Определение сопротивления растворов электролитов. Расчет удельной и эквивалентной электропроводности. Расчет степени и константы диссоциации слабых электролитов. Определение эквивалентной электропроводности раствора электролита при бесконечном разбавлении. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2

13	Химическое равновесие	Определение ЭДС электрохимической цепи и электродного потенциала металла.	Составление электродов и измерительных гальванических элементов (ГЭ) в соответствии со схемой, указанной в задании. Знакомство с устройством хлоридсеребрянного электрода сравнения. Сборка схемы Поггендорфа и ее использование для из-мерения ЭДС ГЭ в равновесных условиях. Расчет ЭДС измерительного ГЭ и величины электродного потенциала исследуемого электрода. Расчет теоретического значения равновесного электродного потенциала данного электрода по уравнению Нернста. Расчет погрешности измерения электродного потенциала исследуемых металлов. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
14	Химическое равновесие	Термодинамика гальванического элемента.	Сборка исследуемого гальванического элемента. Знакомство с устройством термостата и потенциометра. Освоение методики проведения измерений ЭДС гальванического элемента при различных температурах.	2
15	Химическое равновесие	Термодинамика гальванического элемента.	Определение ЭДС гальванического элемента при различных температурах. Расчет термодинамических характеристик гальванического элемента, температурного коэффициента . Вывод о работе ГЭ по величине и знаку рассчитанных термодинамических характеристик.	2
16	Химическое равновесие	Определение напряжения разложения растворов электролитов.	Сборка установки для проведения измерений. Приготовление вод-ных растворов электролитов заданной концентрации. Проведение электролиза. Построение поляризационных кривых. Определение напряжения разложения исследуемых растворов электролитов. Расчет ЭДС поляризации и перенапряжения.	2
			Итого за семестр:	**16**
			Итого:	**32**

4.3 Содержание практических занятий

№ занятия	**Наименование раздела**	**Тема практического занятия**	**Содержание практического занятия** (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	**Количество часов / часов в электронной форме**
3 семестр				

1	Химическая термодинамика	Первый закон термодинамики.	Уравнение Менделеева-Клапейрона. Внутренняя энергия, теплота, работа, энтальпия системы. Теплоемкость веществ.	2
2	Химическая термодинамика	Термохимия. Контрольное задание 1.	Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Закон Кирхгоффа. Расчет тепловых эффектов химических реакций при различных температурах. Первый закон термодинамики.	2
3	Химическая термодинамика	Энтропия, ее зависимость от температуры, давления и объема. Контрольное задание 2.	Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах. Закон Гесса.	2
4	Химическая термодинамика	Характеристические функции и термодинамические потенциалы.	Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Стандартная энергия Гиббса реакции. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа . Направление химической реакции. Расчет энергии Гиббса.	2
5	Химическая термодинамика	Контрольное задание 3.	Законы Гесса и Кирхгофа. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Направление химической реакции.	2
6	Химическая кинетика	Основные понятия химической кинетики.	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости. Время полупревращения. Степень превращения. Механизм химической реакции.	2
7	Химическая кинетика	Кинетика реакций целого порядка. Влияние температуры на скорость химической реакции.	Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции. Температурный коэффициент константы скорости реакции, приближенное правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.	2
8	Химическая кинетика	Контрольное задание 4.	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости. Время полупревращения. Механизм химической реакции. Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции Температурный коэффициент константы скорости реакции, приближенное правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.	2
			Итого за семестр:	**16**

4 семестр				
9	Фазовое равновесие	Уравнения Клаузиуса-Клапейрона.	Уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Правило фаз Гиббса. Расчет нормальной температуры кипения. Расчет тройной точки.	2
10	Фазовое равновесие	Анализ фазовых диаграмм.	Применение правила фаз к исследованию диаграмм двух компонентных систем. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз. Определение химической формулы твердого соединения, образующегося при кристаллизации из расплава.	2
11	Фазовое равновесие	Законы Коновалова. Контрольное задание 5.	Анализ диаграмм «состав-температура кипения раствора» «состав-давление насыщенного пара», взаимной растворимости жидкостей. Азеотропные смеси. Правило фаз Гиббса. Уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз. Перегонка.	2
12	Растворы	Коллигативные свойства растворов.	Закон Рауля, его следствия. Расчет понижения давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с чистым растворителем, повышения температуры кипения и понижения температуры отвердевания растворов, осмотического давления. Физический смысл криоскопической и эбуллиоскопической констант. Расчет изотонического коэффициента.	2
13	Растворы	Зависимость удельной и эквивалентной электрической проводимости от концентрации раствора. Контрольное задание 6.	Предельная эквивалентная электрическая проводимость раствора, ее расчет. Расчет растворимости, степени диссоциации веществ. Скорость и подвижность ионов. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша). Числа переноса ионов, их расчет. Зависимость растворимости от температуры и давления. Парциальные молярные величины. Закон Рауля. Константа Генри. Коллигативные свойства. Удельная и эквивалентная проводимости. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности.	2
14	Химическое равновесие	Расчет константы химического равновесия.	Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия KP, KC, KX. Связь термодинамической константы равновесия Ka с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа. Методы расчета константы химического равновесия. Оценка выхода продуктов реакции.	2

15	Химическое равновесие	Уравнение Нернста. Электродвижущая сила гальванического элемента. Цепи. Контрольное задание 7.	Связь ЭДС электрохимической цепи с электродными потенциалами. Уравнение Нернста для потенциалов электродов различного вида. Расчет по уравнению Нернста равновесных электродных потенциалов. Составление гальванических элементов различных типов: химических, концентрационных, с переносом, без переноса. Электродвижущая сила гальванического элемента, его термодинамические характеристики.	2
16	Химическое равновесие	Контрольное задание 8.	Константы равновесия KP, KC, KX. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции. Уравнение изобары (изохоры) химической реакции. Термодинамика гальванического элемента. Оценка выхода продуктов реакции.	2
			Итого за семестр:	**16**
			Итого:	**32**

4.4. Содержание самостоятельной работы

Наименование раздела	**Вид самостоятельной работы**	**Содержание самостоятельной работы** (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	**Количество часов**
3 семестр			
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию	Первый закон термодинамики. Термодинамические системы и термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства системы. Термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии. Формулировки первого закона термодинамики. Механическая работа и полезная работа. Применение первого закона термодинамики к равновесным процессам изменения состояния системы. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах. Общие выводы из первого закона термодинамики.	2

Химическая термодинамика	Подготовка к лабораторным работам	Тепловые эффекты реакций образования, сгорания, нейтрализации, гидратообразования, растворения. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Использование закона Гесса для определения теплоты гидратообразования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Калориметрия, постоянная калориметра. Случаи, когда для реакций можно пренебречь различием ?H и ?U. Построение графика зависимости температуры от времени. Расчет константы калориметра, теплового эффекта реакции нейтрализации, статистической обработки результатов физико-химического измерения, расчет погрешности полученных величин. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
Химическая термодинамика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Внутренняя энергия, теплота, работа, энтальпия системы. Теплоемкость веществ. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Уравнение Ван-дер-Ваальса.	2
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию.	Закон Кирхгофа. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Расчёт тепловых эффектов химических реакций на основе закона Кирхгофа. Интегральные формы уравнения Кирхгоффа.	2
Химическая термодинамика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Внутренняя энергия, теплота, работа, энтальпия системы. Теплоемкость веществ. Закон Гесса. Закон Кирхгофа.	2
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию.	2-й закон термодинамики. Энтропия. Равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Работа равновесного и неравновесного процессов. Второе начало термодинамики, формулировки второго начала. Введение понятия энтропии. Энтропия и ее свойства. Энтропия как критерий равновесия и направления самопроизвольного процесса в изолированных системах.	2

Химическая термодинамика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах.	2
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию.	Характеристические функции и термодинамические потен-циалы. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направления и предела протекания процессов. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменения стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при различных температурах.	2
Химическая термодинамика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.	2
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию.	Термодинамика химических равновесий. Уравнения изотермы и изохоры химической реакции (вывод и анализ). Краткая характеристика химического равновесия. Условия. Химическое равновесие гетерогенных систем.	2
Химическая термодинамика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Константы равновесия KP, KC, KX. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции. Уравнение изобары (изохоры) химической реакции.	2
Химическая термодинамика	Составление конспектов.	Закон распределения. Экстракция.	1
Химическая термодинамика	Подготовка к лабораторным работам.	Гетерогенное равновесие. Химический потенциал. Константа равновесия.	2
Химическая кинетика	Подготовка к практическому занятию.	Дифференциальная и интегральная формы кинетических уравнений различного порядка, кинетические кривые. Время полупревращения. Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции.	2
Химическая кинетика	Подготовка к практическому занятию.	Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Правило Вант-Гоффа.	2

Химическая кинетика	Подготовка к лабораторным работам.	Кинетические условия прохождения химической реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Активированный комплекс и его свойства. Координата реакции, профиль пути реакции, энергия активации. Температурный коэффициент. Определение изменение концентрации гидроксида натрия титрованием в ходе реакции омыления уксусноэтилового эфира при разных температурах. Расчет константы скорости реакции при разных температурах. Определение величины энергии активации аналитическим и графическим способами.	2
Химическая кинетика	Подготовка к лабораторным работам.	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости реакции. Время полупревращения. Методы определения порядка реакции. Обработка показаний прибора, построение графиков, определение порядка реакции гидролитического разложения сахара аналитическим и графическим методами.	2
Химическая кинетика	Составление конспектов.	Методы квазистационарных и квазиравновесных приближений.	2
Химическая кинетика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Механизм реакции. Константа скорости реакции. Время полупревращения.	2
Химическая кинетика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Методы определения порядка реакции.	2
Химическая кинетика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.	2
		Итого за семестр:	**41**
4 семестр			
Фазовое равновесие	Подготовка к практическому занятию.	Диаграмма фазовых равновесий для однокомпонентной системы (на примере воды). Характеристика полей и линий диаграммы. Тройная точка. Применение правила фаз Гиббса к однокомпонентной системе. Интегральные формы уравнения Клаузиуса-Клапейрона. для процессов: плавление-кристаллизация, конденсация-парообразование, конденсация-возгонка.	2

Фазовое равновесие	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Правило фаз Гиббса. Уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз.	3
Фазовое равновесие	Подготовка к практическому заданию	Физико-химический анализ. Фазовые диаграммы. Правило рычага. Применение правила фаз к исследованию диаграмм.	2
Фазовое равновесие	Составление конспектов.	Изоморфизм. Твердые растворы внедрения и замещения. Типы кривых охлаждения. Построение диаграммы плавкости по кривым охлаждения. Конгруэнтно (и инконгруэнтно) плавящиеся химические соединения.	1
Фазовое равновесие	Подготовка к лабораторным работам.	Гетерогенное равновесие. Правило фаз Гиббса. Принципы физико-химического анализа. Анализ фазовых диаграмм. Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния 2-х, 3-х, многокомпонентных систем. Принципы соответствия и непрерывности. Правило рычага. Понятие эвтектики. Построение диаграммы неизоморфной системы «нафталин-азобензол» по результатам снятия кривых охлаждения.	2
Фазовое равновесие	Подготовка к лабораторным работам.	Химическое равновесие в гетерогенных системах. Фазовые поля на диаграмме взаимной растворимости жидкостей. Вычисление состава равновесных фаз. Критическая температура растворения. Правило Алексеева. Построение диаграммы взаимной растворимости углеводород – анилин по результатам измерения температуры гомогенизации для смесей разного состава.	1
Растворы	Составление конспектов.	Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации. Методы определения парциальных мо-лярных величин. Относительные парциальные молярные величины. Химический потенциал компонента идеального раствора. Термодинамические свойства идеальных растворов. Термодинамические функции смешения идеальных растворов. Закон Дальтона. Закон Генри. Константа Генри.	2

Растворы	Подготовка к практическому занятию.	Закон Рауля. Неидеальные растворы. Активность и коэффициент активности. Коллигативные свойства растворов. Физический смысл криоскопической и эбуллиоскопической констант. Использование коллигативных свойств для определения молярной массы, степени диссоциации и ассоциации растворенного веще-ства. Растворы электролитов и изотонический коэффициент.	2
Растворы	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Зависимость растворимости от температуры и давления. Парциальные молярные величины. Закон Рауля. Константа Генри. Коллигативные свойства.	4
Растворы	Подготовка к лабораторным работам.	Использование коллигативных свойств для определения молярной массы, степени диссоциации и ассоциации растворенного вещества. Растворы электролитов и изотонический коэффициент. Определение молярной массы вещества (изотонического коэффициента, степени диссоциации слабого электролита) криоскопическим методом.	2
Растворы	Подготовка к практическому занятию.	Расчет активности и коэффициентов активности электролита и ионов в растворе, средних ионных коэффициентов активности. Связь активности электролита со средней ионной активностью и концентрацией электролита. Расчет ионной силы раствора. Правило ионной силы. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.	2
Растворы	Составление конспектов.	Теория электролитической диссоциации С.Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации. Зависимость степени диссоциации от концентрации, температуры, природы растворителя. Закон разведения Оствальда.	2
Растворы	Подготовка к практическому занятию.	Эстафетный механизм переноса электричества ионами гидроксония и гидроксила. Числа переноса ионов. Электропроводность растворов сильных электролитов, уравнение корня квадратного (уравнение Кольрауша). Электрофоретический и релаксационный эффекты снижения электропроводности.	2

Растворы	Подготовка к лабораторным работам.	Проводники электрического тока I и II рода, ионная и элек-тронная проводимость. Удельная и эквивалентная электрические проводимости. Зависимость удельной и эквивалентной электрической проводимости от концентрации, температуры и природы растворителя. Закон Кольрауша. Числа переноса ионов. Электропроводность растворов сильных электролитов, уравнение корня квадратного. Электрофоретический и релаксационный эффекты снижения электропроводности. Расчет электрических сопротивлений растворов электролитов по результатам измерений на реохордном мосте Р-38. Расчет удельной и эквивалентной электропроводности. Построение графиков концентрационной зависимости электропроводности.	1
Растворы	Выполнение задач, заданий, упражнений	Удельная и эквивалентная проводимости. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности. Закон Кольрауша.	2
Химическое равновесие	Подготовка к практическому занятию.	Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия KP, KC, KX. Связь термодинамической константы равновесия Ka с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа. Расчет константы химического равновесия.	2

Химическое равновесие	Подготовка к лабораторным работам.	Электрохимические системы. Классификация электродов. Возникновение скачка потенциала на границе раздела про-водников I и II рода. Двойной электрический слой. Электрохимический потенциал, гальвани-потенциал. Электродвижущая сила гальванического элемента, условный электродный потенциал. Связь ЭДС гальванической цепи с электродными потенциалами. Правило знаков ЭДС и электродных потенциалов. Вывод и анализ уравнения Нернста. Типы гальванических элементов: химические, концентрационные, с переносом, без переноса. Диффузионный потенциал. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для электрохимических систем. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Термодинамика гальванического элемента. Измерение электродного потенциала методом Поггендорфа. Расчет термодинамических величин по результатам измерения ЭДС ГЭ при различных температурах.	2
Химическое равновесие	Классификация электродов, цепей.	Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов, цепей.	2
Химическое равновесие	Выполнение задач, заданий, упражнений	ЭДС гальванической цепи. Уравнение Нернста. Термодинамика гальванического элемента. Расчет константы равновесия.	2
Химическое равновесие	Подготовка к лабораторным работам.	Смещение гетерогенного химического равновесия в электрохимических системах. Электролиз. Законы Фарадея. Поляризация электродов. ЭДС поляризации. Поляризационная кривая. Построение поляризационных кривых по результатам измерения силы тока и напряжения, определение напряжения разложения и ЭДС поляризации водного раствора. Электроды платиновые. Напряжение разложения.	2
		Итого за семестр:	**40**
		Итого:	**81**

5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю)

№ п/п	Библиографическое описание	Ресурс НТБ СамГТУ (ЭБС СамГТУ, IPRbooks и т.д.)
Основная литература		
1	Задачи по физической химии : учеб. пособие / В. В. Еремин [и др.].- М., Экзамен, 2005.- 318 с.	Книжный фонд
2	Основы физической химии: теория и задачи : Учеб. пособие / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская; МГУ им.М.В.Ломоносова.- М., Экзамен, 2005.- 478 с.	Книжный фонд
3	Стифатов, Б.М. Физическая химия. Самостоятельное изучение : учеб.-метод. пособие / Б. М. Стифатов, Е. Ю. Мощенская; Самар.гос.техн.ун-т, Аналитическая и физическая химия .- 2-е изд., испр. и доп..- Самара, 2017.- 96 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||2736	Электронный ресурс
4	Стромберг, А.Г. Сборник задач по химической термодинамике : учеб. пособие / А. Г. Стромберг, Х. А. Лельчук, А. И. Картушинская .- 3-е изд., стер..- М., Альянс, 2009.- 192 с.	Книжный фонд
5	Стромберг, А.Г. Физическая химия : Учеб. / А.Г.Стромберг,Д.П.Семченко .- 5-е изд.,испр..- М., Высш.шк., 2003.- 527 с.	Книжный фонд
6	Физическая химия : практикум / Ю. В. Рублинецкая [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2018.- 200 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||3593	Электронный ресурс
Дополнительная литература		
7	Жуховицкий, А.А. Физическая химия : Учеб. / А.А.Жуховицкий,Л.А.Шварцман .- 5-е изд.,стер..- М., Металлургия, 2001.- 687 с.	Книжный фонд
8	Практикум по физической химии. Термодинамика : учеб. пособие / под ред.: Е. П. Агеева, В. В. Лунина.- М., Academia, 2010.- 220 с.	Книжный фонд
9	Практикум по физической химии.Кинетика и катализ.Электрохимия : учеб.пособие / под ред.: В. В. Лунина, Е.П.Агеева.- М., Академия, 2012.- 300 с.	Книжный фонд
10	Топчиева, К.В. Физическая химия в вопросах и ответах:Кинетика.Электрохимия : Учеб.пособие / Под общ.ред.:К.В.Топчиевой,Н.В.Федорович.- М., Изд-во МГУ, 1981.- 264 с.	Книжный фонд

Доступ обучающихся к ЭР НТБ СамГТУ (elib.samgtu.ru) осуществляется посредством электронной информационной образовательной среды университета и сайта НТБ СамГТУ по логину и паролю.

6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения

При проведении лекционных занятий используется мультимедийное оборудование.

Организовано взаимодействие обучающегося и преподавателя с использованием электронной ин-формационной образовательной среды университета.

№ п/п	Наименование	Производитель	Способ распространения

1	Microsoft Windows XP Professional операционная система	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное
2	Microsoft Office 2010 Open License Academic	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное

7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем

№ п/п	Наименование	Краткое описание	Режим доступа
1	Российский химический портал	http://www.chemport.ru/	Ресурсы открытого доступа
2	Химическая информационная сеть "Наука. Образование. Технология"	http://www.chem.msu.su/	Ресурсы открытого доступа
3	Химия. Образовательный сайт	http://hemi.wallst.ru/	Ресурсы открытого доступа
4	Электронная библиотека по химии и технике	http://www.rushim.ru/books/books.htm	Ресурсы открытого доступа

8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

Лекционные занятия

Аудитории для лекционных занятий укомплектованы мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории (наборы демонстрационного оборудования (проектор, экран, компьютер/ноутбук), учебно-наглядные пособия, тематические иллюстрации).

Практические занятия

Аудитории для практических занятий укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения (проектор, экран, компьютер/ноутбук).

Лабораторные занятия

Лабораторные работы проводятся в специализированной ***лаборатории «Физическая химия»*** (ауд. №57, 59), оснащенной лабораторным оборудованием, в числе которого:

1. лабораторные столы и табуреты;
2. стол и стул для преподавателя;
3. необходимый набор стеклянных измерительных инструментов;
4. колориметры стеклянные (4 шт);
5. мешалки магнитные (4 шт.);
6. термостат универсальный UTU-4 – 3 шт.;
7. сахариметр СУ-4 – 2 шт.;
8. термокамера ТК-1 – 1 шт.;
9. компьютер R420 в комплекте с калориметром ДСК – 1 шт.;
10. баня водяная IW-4 – 1 шт.;
11. ультратермостат U-10 – 1 шт.;
12. реохордный мост Р-38 – 1 шт.;
13. тряска универсальная WU-4 – 1 шт;
14. весы торсионные WAGA TORSYNA-WT- до 500 мг – 1 шт.;
15. потенциометр постоянного тока Р-307 – 1 шт.

- *и т.д.*

Самостоятельная работа

Помещения для самостоятельной работы оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и доступом к электронной информационно-образовательной среде СамГТУ:

- читальный зал НТБ СамГТУ (ауд. 200 корпус № 8; ауд. 125 корпус № 1; ауд. 41, 31, 34, 35 Главный корпус библиотеки, ауд. 83а, 414, 416, 0209 АСА СамГТУ; ауд. 401 корпус №10);
- компьютерные классы (ауд. 208, 210 корпус № 8).

9. Методические материалы

Методические рекомендации при работе на лекции

До лекции студент должен просмотреть учебно-методическую и научную литературу по теме лекции с тем, чтобы иметь представление о проблемах, которые будут разбираться в лекции.

Перед началом лекции обучающимся сообщается тема лекции, план, вопросы, подлежащие рассмотрению, доводятся основные литературные источники. Весь учебный материал, сообщаемый преподавателем, должен не просто прослушиваться. Он должен быть активно воспринят, т.е. услышан, осмыслен, понят, зафиксирован на бумаге и закреплен в памяти. Приступая к слушанию нового учебного материала, полезно мысленно установить его связь с ранее изученным. Следя за техникой чтения лекции (акцент на существенном, повышение тона, изменение ритма, пауза и т.п.), необходимо вслед за преподавателем уметь выделять основные категории, законы и определять их содержание, проблемы, предполагать их возможные решения, доказательства и выводы. Осуществляя такую работу, можно значительно облегчить себе понимание учебного материала, его конспектирование и дальнейшее изучение.

Конспектирование лекции позволяет обработать, систематизировать и лучше сохранить полученную информацию с тем, чтобы в будущем можно было восстановить в памяти основные, содержательные моменты. Типичная ошибка, совершаемая обучающимся, дословное конспектирование речи преподавателя. Как правило, при записи «слово в слово» не остается времени на обдумывание, анализ и синтез информации. Отбирая нужную информацию, главные мысли, проблемы, решения и выводы, необходимо сокращать текст, строить его таким образом, чтобы потом можно было легко в нем разобраться. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых можно будет делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. С окончанием лекции работа над конспектом не может считаться завершенной. Нужно еще восстановить отдельные места, проверить, все ли понятно, уточнить что-то на консультации и т.п. с тем, чтобы конспект мог быть использован в процессе подготовки к практическим занятиям, зачету, экзамену. Конспект лекции – незаменимый учебный документ, необходимый для самостоятельной работы.

Методические рекомендации при подготовке и работе на практическом занятии

Практические занятия по дисциплине проводятся в целях выработки практических умений и приобретения навыков в решении профессиональных задач.

Рекомендуется следующая схема подготовки к практическому занятию:

1. ознакомление с планом практического занятия, который отражает содержание предложенной темы;
2. проработка конспекта лекции;
3. чтение рекомендованной литературы;
4. подготовка ответов на вопросы плана практического занятия;
5. выполнение тестовых заданий, задач и др.

Подготовка обучающегося к практическому занятию производится по вопросам, разработанным для каждой темы практических занятий и (или) лекций. В процессе подготовки к практическим занятиям, необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованной литературы.

Работа студентов во время практического занятия осуществляется на основе заданий, которые

выдаются обучающимся в начале или во время занятия. На практических занятиях приветствуется активное участие в обсуждении конкретных ситуаций, способность на основе полученных знаний находить наиболее эффективные решения поставленных проблем, уметь находить полезный дополнительный материал по тематике занятий. Обучающимся необходимо обращать внимание на основные понятия, алгоритмы, определять практическую значимость рассматриваемых вопросов. На практических занятиях обучающиеся должны уметь выполнить расчет по заданным параметрам или выработать определенные решения по обозначенной проблеме. Задания могут быть групповые и индивидуальные. В зависимости от сложности предлагаемых заданий, целей занятия, общей подготовки обучающихся преподаватель может подсказать обучающимся алгоритм решения или первое действие, или указать общее направление рассуждений. Полученные результаты обсуждаются с позиций их адекватности или эффективности в рассмотренной ситуации.

Методические рекомендации при работе на лабораторном занятии

Проведение лабораторной работы делится на две условные части: теоретическую и практическую.

Необходимыми структурными элементами занятия являются проведение лабораторной работы, проверка усвоенного материала, включающая обсуждение теоретических основ выполняемой работы.

Перед лабораторной работой, как правило, проводится технико-теоретический инструктаж по использованию необходимого оборудования. Преподаватель корректирует деятельность обучающегося в процессе выполнения работы (при необходимости). После завершения лабораторной работы подводятся итоги, обсуждаются результаты деятельности.

Возможны следующие формы организации лабораторных работ: фронтальная, групповая и индивидуальная. При фронтальной форме выполняется одна и та же работа (при этом возможны различные варианты заданий). При групповой форме работа выполняется группой (командой). При индивидуальной форме обучающимися выполняются индивидуальные работы.

По каждой лабораторной работе имеются методические указания по их выполнению, включающие необходимый теоретический и практический материал, содержащие элементы и последовательную инструкцию по проведению выбранной работы, индивидуальные варианты заданий, требования и форму отчетности по данной работе.

Методические рекомендации по выполнению самостоятельной работы

Организация самостоятельной работы обучающихся ориентируется на активные методы овладения знаниями, развитие творческих способностей, переход от поточного к индивидуализированному обучению с учетом потребностей и возможностей обучающегося.

Самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета является наиболее эффективным методом получения дополнительных знаний, позволяет значительно активизировать процесс овладения информацией, способствует более глубокому усвоению изучаемого материала. Все новые понятия по изучаемой теме необходимо выучить наизусть и внести в глоссарий, который целесообразно вести с самого начала изучения курса.

Самостоятельная работа реализуется:

- непосредственно в процессе аудиторных занятий;
- на лекциях, практических занятиях;
- в контакте с преподавателем вне рамок расписания;
- на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при выполнении индивидуальных заданий и т.д.;
- в библиотеке, дома, на кафедре при выполнении обучающимся учебных и практических задач.

Эффективным средством осуществления обучающимся самостоятельной работы является электронная информационно-образовательная среда университета, которая обеспечивает доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к изданиям электронных библиотечных систем.

10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю)

Фонд оценочных средств представлен в приложении № 1.

Приложение 1 к рабочей программе дисциплины
Б1.О.03.03 «Физическая химия»

Фонд оценочных средств
по дисциплине
Б1.О.03.03 «Физическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии
Направленность (профиль)	Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2025
Институт / факультет	Институт нефтегазовых технологий
Выпускающая кафедра	кафедра "Химическая технология и промышленная экология"
Кафедра-разработчик	кафедра "Аналитическая и физическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	252 / 7
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Зачет, Экзамен

Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции			
Естественно-научная подготовка	ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	ОПК-1.2 Анализирует химические и физико-химические явления, происходящие в технологических процессах и окружающем мире	Владеть приемами использования основных законов и понятий физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире
			Знать основные законы и понятия, общие закономерности, формулируемые в рамках физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире
			Уметь анализировать и классифицировать (системы, физико-химические процессы, диаграммы состояния, электроды), строить графики, диаграммы, составлять электрохимические цепи, анализировать и систематизировать данные с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках физической химии

		ОПК-1.3 Прогнозирует глубину и направление протекания химических процес-сов, происходящих в технологических системах и окружающем мире	Владеть приемами прогнозирования направления и глубины физико- химических процессов
			Знать основы химической термодинамики и кинетики
			Уметь решать типовые задачи, в которых нужно прогнозировать направление, глубину физико-химических процессов, устанавливать устойчивость в данных условиях фаз или математические модели простых химических реакций
Профессиональная методология	ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.5 Знает и использует физико-химические и химические мет оды для ре-шения задач профессиональной деятельности	Владеть приемами физических измерений, корректной оценки результатов физико-химического эксперимента
			Знать методы теоретического и экспериментального исследования физической химии
			Уметь использовать основные методы физической химии при решении экспериментальных задач

Матрица соответствия оценочных средств запланированным результатам обучения

Код и индикатор достижения компетенции	**Оценочные средства**														
	Текущий контроль успеваемости													Промежуточная аттестация	
	Раздел 1				Раздел 2		Раздел 3		Раздел 4		Раздел 5			Разделы 1-5	
	Контрольное задание №1	Контрольное задание №2	Контрольное задание №3	Выполнение и отчеты по лаб. работам	Контрольное задание №4	Выполнение и отчеты по лаб. работам	Контрольное задание №5	Выполнение и отчеты по лаб. работам	Контрольное задание №6	Выполнение и отчеты по лаб. работам	Контрольное задание №7	Контрольное задание №8	Выполнение и отчеты по лаб. работам	Вопросы к зачету и экзамену	Экз. билет
ОПК-1.2 Знает основные законы и понятия, общие закономерности, формулируемые в рамках физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
ОПК-1.2 Умеет анализировать и классифицировать (системы, физико-химические процессы, диаграммы состояния, электроды), строить графики, диаграммы, составлять электрохимические цепи, анализировать и систематизировать данные с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках физической химии	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
ОПК-1.2 Владеет приемами использования основных законов и понятий физической химии для понимания физико-химических явлений, происходящих в технологических процессах и окружающем мире	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
ОПК-1.3 Знает основы химической	+	+	+	+	+	+								+	+

термодинамики и кинетики															
ОПК-1.3 Умеет решать типовые задачи, в которых нужно прогнозировать направление, глубину физико-химических процессов, устанавливать устойчивость в данных условиях фаз или математические модели простых химических реакций	+	+	+	+	+	+									+
ОПК-1.3 Владеет приемами прогнозирования направления и глубины физико-химических процессов		+	+											+	+
ОПК-2.5 Знает методы теоретического и экспериментального исследования физической химии	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
ОПК-2.5 Умеет использовать основные методы физической химии при решении экспериментальных задач				+		+		+		+			+		+
ОПК-2.5 Владеет приемами физических измерений, корректной оценки результатов физико-химического эксперимента				+		+		+		+			+		

1.Типовые контрольные задания по теме (выполняются письменно).

1.1. Внутренняя энергия, теплота, работа, энтальпия системы. Теплоемкость веществ. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Первый закон термодинамики.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №1
Вариант 1/1

1. Теплоте изотермного процесса в идеальном газе соответствует уравнение

1) $Q = nC_V(T_2 - T_1)$; *2)* $Q = nRTln\frac{P_1}{P_2}$; *3)* $Q = nC_P(T_2 - T_1)$; *4)* $Q = nRTln\frac{V_1}{V_2}$.

2. Теплоемкости нелинейного трехатомного газа при постоянном объеме соответствует формула

1) $C_V = \frac{5}{2}R$; *2)* $C_V = \frac{3}{2}R$; *3)* $C_V = 3R$; *4)* $C_V = C_P + R$.

3. При 350^{0}C и давлении 1,013·10^5 н·м$^{-2}$ в сосуде находится 25 г кислорода. Определите количество теплоты, совершенную работу, изменение внутренней энергии и энтальпии при изохорном увеличении давления кислорода от 1,013·10^5 до 5,065·10^5 н·м$^{-2}$.

1.2. Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №2
Вариант 2/1

1.В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой находятся 1 моль азота и 2 моль кислорода. Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитайте изменение энтропии $\Delta S_{смеш}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различные: V_{N2} =1 л, V_{O2} =2 л. Конечное давление смеси равно исходному давлению газов.

2. Определите изменение энтропии при превращении 1 моль бензола в пар при изменении температуры от 25 до 100 ^{0}C и давлении 1,013 10^5 н/м^2, если температура кипения 80,2^{0}C, скрытая удельная теплота его парообразования равна 393,3 Дж/г, мольная теплоемкость жидкого бензола -136,1Дж моль$^{-1}$ К$^{-1}$, мольная теплоемкость паров бензола C_p = -33,90 + 471,87 10^{-3}Т Дж моль$^{-1}$ К$^{-1}$.

1.3. Законы Гесса и Кирхгофа. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №3
Вариант 3/1

1. Молярная энергия Гельмгольца и молярная энергия Гиббса связаны друг с другом соотношением

1)$F = G + pV$; 2) $F = G - pV$; 3) $F = G - p\left(\frac{\partial G}{\partial p}\right)_{T,n}$; 4) $F = G + p\left(\frac{\partial G}{\partial p}\right)_{T,n}$.

2. Рассчитайте стандартную внутреннюю энергию образования жидкого этилового спирта при 298 К, если стандартная энтальпия его образования равна -277,69 кДж моль $^{-1}$.

3. Рассчитайте стандартные энергии Гиббса и Гельмгольца, ΔG^0 и ΔF^0 при 200^0С для химической реакции $2Al_{(к)}+3FeO_{(т)}=3Fe_{(\alpha)}+Al_2O_{3(к)}$. Теплоемкости веществ можно считать постоянными. Возможна ли реакция при 200^0С?

4. Химическая реакция с участием газообразных реагентов

$2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ будет протекать самопроизвольно с уменьшением количества исходных веществ и увеличением количества продукта, если при заданных парциальных давлениях веществ p_i' будет выполняться соотношение

1)$\Delta G_{p,T} = RT\ln K_a + RT\ln\left(\frac{\left(\bar{p}_{SO_3}\right)^2}{\left(\bar{p}_{SO_2}\right)^2 \bar{p}_{O_2}}\right) < 0;$

2) $\Delta G_{p,T} = -RT\ln K_a + RT\ln\left(\frac{\left(\bar{p}_{SO_3}\right)^2}{\left(\bar{p}_{SO_2}\right)^2 \bar{p}_{O_2}}\right) < 0;$

3) $\Delta G_{p,T} = -RT\ln K_a + RT\ln\left(\frac{\left(\bar{p}_{SO_3}\right)}{\left(\bar{p}_{SO_2}\right) \bar{p}_{O_2}}\right) < 0;$

4) $\Delta G_{p,T} = -RT\ln K_a + RT\ln\left(\frac{\left(\bar{p}_{SO_3}\right)^2}{\left(\bar{p}_{SO_2}\right)^2 \bar{p}_{O_2}}\right) = 0.$

1.4. Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости. Время полупревращения. Кинетика реакций целого порядка. Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции. Математические модели простых химических реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №4

Вариант 4/1

1. Основной постулат химической кинетики утверждает, что …

1) скорость химической реакции определяется изменением числа реагирующих молекул в единицу времени в единице объема; 2) скорость химической реакции возрастает с увеличением температуры; 3) скорость химической реакции, состоящей из ряда последовательных стадий, определяется скоростью самой медленной стадии; 4)скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные порядку реакции по веществу.

2. Порядок простой реакции, протекающей согласно уравнению

A + 2B ⟶ C + D при концентрация вещества A много раз большей концентрации вещества B равен…

1) единице; 2) двум; 3) трем;4) молекулярности.

3. Во сколько раз скорость реакции второго порядка A+B⟶2D при [A] = 0,1 моль · л$^{-1}$ меньше начальной скорости, если начальные концентрации веществ A и B равны 0,5 и 2,5 моль · л$^{-1}$

1) два; 2) три; 3) четыре;4) пять; 5) шесть.

4. Период полураспада радиоактивного изотопа ^{37}Cs. который попал в атмосферу в результате Чернобыльской аварии, составляет 29,7 года. Через какое время количество этого изотопа составит менее 1% от исходного?

5. Реакция второго порядка A + D→ B + C проводится в растворе с начальными концентрациями $[A]_o$=0.080 моль· л$^{-1}$ и $[D]_o$=0.070 моль·л$^{-1}$.Через 90 мин концентрация вещества D уменьшилась до 0.020 моль· л$^{-1}$. Рассчитайте константу скорости и период полупревращения вещества D.

6. При изучении гомогенно-каталитического разложения перекиси водорода получены следующие данные:

$t\cdot10^2$, с	0	5,00	8,40	12,84	19,50	31,08	39,30
$[H_2O_2]$, моль·л$^{-1}$	0,350	0,227	0,160	0,110	0,061	0,025	0,0114

Определите порядок реакции и константу скорости.

7. Для реакции $CH_3COOC_2H_5 + NaOH = CH_3COONa + C_2H_5OH$ *при следующих условиях:*

T_1, К	k_1, л/(моль•мин)	T_2, К	k_2, л/(моль•мин)	T_3, К	t, мин	c_0, моль/л
282,6	2,307	318,1	21,65	343,2	15	0,95

определите по значениям константы скорости реакции при двух температурах:

1) энергию активации;

2) константу скорости при температуре T_3;

3) температурный коэффициент γ скорости реакции.

1.5. Правило фаз Гиббса. Уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Плавление. Кристаллизация. Кипение. Сублимация. Конденсация. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз. Азеотроп. Перегонка.

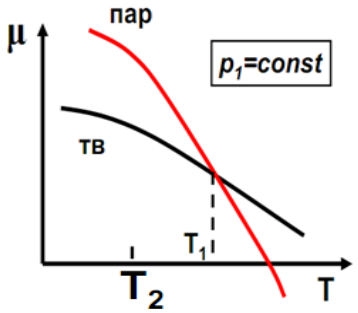
КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №5

Вариант 5/1

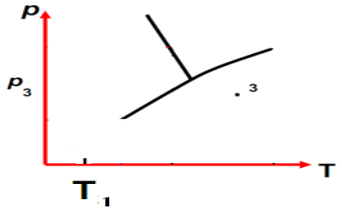
1. Фазовый состав системы при температуре T_1:….

Дайте название температуре T_1.

Фазовый состав системы при температуре T_2:….

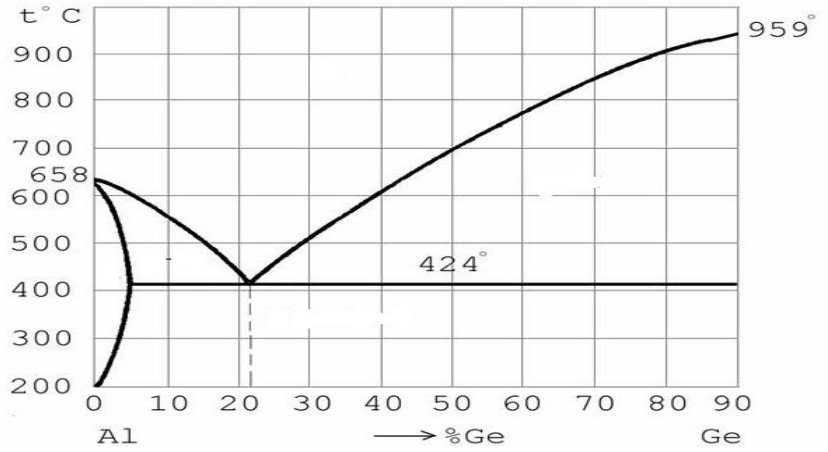


2. Газ, находящий при начальном давлении и температуре, соответствующей точке 3, охлаждается при постоянном давлении P_3 до температуры T_1. В этом процессе он переходит …

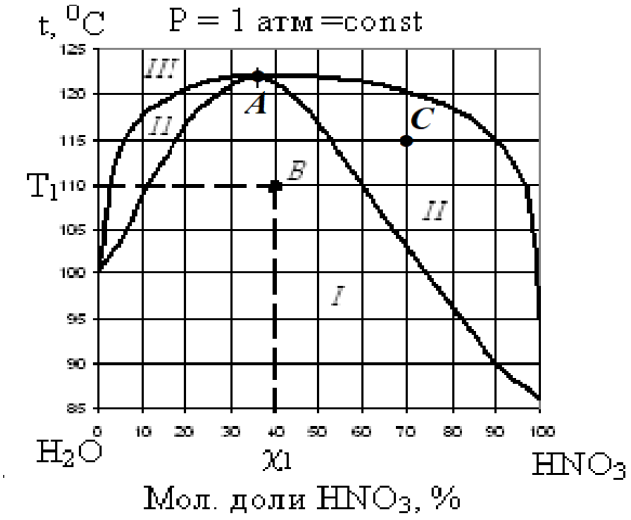


3. Плотность твердого и жидкого железа при температуре плавления (1535^{0}C) равны 7,868 и 6,88 г/см^3 соответственно. Изменение температуры плавления при повышении давления на 1 н м$^{-2}$ равно 1,214 10^{-7} К м^2 н$^{-1}$. Определите теплоту плавления железа. Молярная масса железа равна 55,8 г/моль.

4. Укажите смысл всех полей, а также линий и точек на диаграмме. Определите фазовый состав и массы фаз для сплава, содержащего 10% Ge при температуре 500^{0}C. Масса исходного сплава 100 г. Назовите фазовый состав этого сплава при 25^{0}C.



5. *Укажите смысл полей (I, II, III), а также линий и точек на диаграмме состав - температура кипения системы вода – азотная кислота. Определите фазовый состав и число степеней свободы для точек A, B, C. Назовите составы фаз (конденсата и остатка в перегонной колбе), на которые можно разделить в аппарате с дефлегматором раствор, содержащий 10 мол. дол.% HNO_3.*



1.6. Зависимость растворимости от температуры и давления. Парциальные молярные величины. Закон Рауля. Константа Генри. Коллигативные свойства. Удельная и эквивалентная проводимости. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №6
Вариант 6/1

1. Криоскопические постоянные зависят от …

1) природы растворенного вещества; 2) природы растворителя; 3) концентрации растворенного вещества; 4) температуры.

2. Для температур замерзания растворов электролитов (T_1) и неэлектролитов (T_2) одинаковой моляльной концентрации выполняется соотношение …

1) $T_1=T_2$; 2)$T_1>T_2$; 3) $T_1<T_2$; 4)$T_1\geq T_2$.

3. Для температур кипения 10% растворов сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$), глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) и глицерина ($C_3H_8O_3$) выполняется соотношение

1) Ткип. сах.>Ткип. глюк.>Ткип. глиц.; 2) Ткип. сах.=Ткип. глюк.=Ткип. глиц.; 3) Ткип. глиц.>Ткип. глюк.>Ткип. сах.; 4) Ткип. глюк.>Ткип. глиц.>Ткип. сах..

4. Этанол и метанол при смешении образуют почти идеальные растворы. При 20^0С давление пара этанола равно 5,93 кПа, а метанола 11,83 кПа. Рассчитайте давление пара раствора, состоящего из 100 г этанола и 100 г метанола, а также состав (в мольных долях) пара над этим раствором при 20^0С.

5. *Используя первое приближение теории Дебая-Хюккеля, рассчитайте средний ионный коэффициент активности $\gamma_{\pm}$, среднюю ионную активность $a_{\pm}$, активность a раствора $BaCl_2$, моляльная концентрация которого равна 0,01 моль·кг$^{-1}$.*

1.7. ЭДС гальванической цепи. Уравнение Нернста.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №7
Вариант 7/1

1. Согласно схеме гальванического элемента $Fe|Fe^{2+}||Ni^{2+}|Ni$ в процессе работы элемента …

1) на электроде осаждается железо;

2) никелевый электрод является анодом;

3) никель окисляется;

4) электроны движутся от железного электрода к никелевому

2. Составьте уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе $Mg\,|\,Mg^{2+}\,\|\,Fe^{2+}\,|\,Fe$ при 25 ^{0} С. Вычислите ЭДС элемента, если моляльные концентрации растворов хлоридов магния и железа соответственно равны 0,2 и 0,005 моль·кг$^{-1}$, средние ионные коэффициенты активности составляют 0,489 и 0,800.

1.8. Константы равновесия K_P, K_C, K_X. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции. Уравнение изобары (изохоры) химической реакции. Термодинамика гальванического элемента.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ №8
Вариант 8/1

1. Константа равновесия для реакции $Cl_2 + SO_2 \underset{\leftarrow}{\overset{\rightarrow}{}} SO_2Cl_2$ *при* $102\ ^0$ *С равна* $K_c = 13{,}35$. *Какова будет концентрация* SO_2Cl_2 *при равновесии, если исходные концентрации* SO_2 *и* Cl_2 *имеют следующие значения:* $[SO_2] = [Cl_2] = 2$ *моль/л.*

2. Зависимость константы равновесия реакции $2C_3H_6(г) = C_2H_4(г) + C_4H_8(г)$ *от температуры между 300 К и 600 К описывается уравнением* $\ln K = -1.04 - 1088\ T^{-1} + 1.51 \cdot 10^5\ T^{-2}$. *Рассчитайте* $\Delta r\ G°$, $\Delta r\ H°$ *и* $\Delta r\ S°$ *при 400 К.*

3. Составьте электрохимическую цепь (гальванический элемент), при работе которой обратимо протекает реакция $2Ag(т) + Hg_2I_2(т) = 2Hg\ (ж) + 2AgI(т)$. *Является ли составленная вами цепь правильно разомкнутой цепью без переноса? Составьте уравнения электродных процессов. Рассчитайте энтальпию, энтропию и константу равновесия этой реакции, если ЭДС элемента равна 0,112 В при 298К и 0,116В при 303К.*

2. Выполнение лабораторных работ и отчет по ним.

2.1. Выполнение лабораторных работ

Лабораторные работы выполняются небольшими группами студентов (2–3 человека) в соответствии с методическими указаниями и заданиями, в которых указаны задачи экспериментальных исследований по темам лабораторных работ. Формирование таких групп осуществляется с учетом пожеланий студентов на первом лабораторном занятии. В дальнейшем каждая группа студентов выполняет лабораторные работы, следуя по собственному маршруту. Лабораторные задания составлены вариативно. Выбор конкретных заданий для выполнения проводится преподавателем. Пример типового лабораторного задания для работы на тему «Коллигативные свойства разбавленных растворов» по разделу «Растворы» приведен ниже.

Рассчитать молекулярную массу вещества № 11 по опытным данным.

Определить:

1. Температуру замерзания чистого растворителя, взяв 25 мл воды.
2. Температуру замерзания раствора, взяв навеску исследуемого вещества 0,3-0,4 г.

Криоскопическая постоянная воды равна 1.86 К кг моль$^{-1}$.

2.2. Отчет по лабораторным работам по темам состоит из двух частей:

1) письменный отчет по лабораторной работе включает: задание, краткое изложение теории и хода работы, список используемых приборов, реактивов, таблицу экспериментальных данных, формулы, расчеты, выводы;

2) устный отчет по лабораторной работе заключается в правильных ответах на 2 контрольных вопроса, приведенных в методических указаниях после описания работы.

3. Перечень вопросов для промежуточной аттестации (зачет, экзамен)

3 семестр

1. Термодинамические системы и термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства системы. Термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии. Уравнения Менделеева-Клапейрона и Ван-дер-Ваальса.

2. Первый закон термодинамики. Механическая работа и полезная работа. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах. Общие выводы из 1-го начала термодинамики.

3. Теплоемкость веществ, молярная теплоемкость. Теплоемкость твердых веществ и жидкостей, теплоемкость идеальных газов. Взаимосвязь Ср и Cv. Зависимость теплоемкости от температуры.

4. Тепловой эффект химического процесса. Виды тепловых эффектов химических реакций. Закон Гесса. Расчёты тепловых эффектов химических реакций на основе 1-го начала термодинамики и закона Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Изменение энтальпии при фазовых переходах.

5. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Расчёт тепловых эффектов химических реакций на основе закона Кирхгофа. Интегральные формы уравнения Кирхгоффа.

6. Второй закон термодинамики, его формулировки. Введение понятия энтропии. Энтропия и ее свойства. Энтропия как критерий равновесия и направления самопроизвольного процесса в изолированных системах.

7. Цикл Карно. Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах.

8. Постулат Планка (третий закон термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики. Вычисление абсолютной энтропии вещества. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах. Объединенные уравнения 1-го и 2-го законов термодинамики.

9. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Химический потенциал. Зависимость химического потенциала от давления и температуры.

10. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направления и предела протекания процессов. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменения стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при различных температурах.

11. Системы переменного состава. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава. Химический потенциал идеального газа. Химический потенциал компонента смеси идеальных газов. Реальные газы. Химический потенциал реального газа. Фугитивность, коэффициент фугитивности. Фугитивность газа при невысоких давлениях. Активность и коэффициент активности.

12. Химическое равновесие. Условия. Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия K_P, K_C, K_X. Связь термодинамической константы равновесия Ка с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа.

13. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Направление химической реакции. Стандартная энергия Гиббса реакции. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции. Оценка выхода продуктов реакции.

14. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Интегрирование уравнения Вант-Гоффа. Расчет среднего и истинного теплового эффекта химической реакции на

основании зависимости константы равновесия от температуры. Принцип Ле-Шателье. Расчёт константы химического равновесия на основе стандартных термодинамических величин. Химическое равновесие гетерогенных систем.

15. Предмет и задачи химической кинетики. Основные понятия химической кинетики: механизм, скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Основной постулат химической кинетики, кинетическое уравнение скорости реакции. Константа скорости химической реакции, размерность константы скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции. Простые (элементарные) и сложные реакции.

16. Дифференциальная и интегральная формы кинетических уравнений различного порядка (математические модели), кинетические кривые. Время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент константы скорости реакции, приближенное правило Вант-Гоффа.

17. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Физический смысл предэкспоненциального множителя и энергии активации. Стерический фактор, необходимость его введения в кинетическое уравнение реакции.

18. Основные понятия кинетики сложных реакций. Принципы независимости химических реакций и лимитирующей стадии. Кинетические уравнения обратимых, параллельных, последовательных реакций.

19. Методы квазистационарных и квазиравновесных приближений. Примеры расчета констант скорости и порядка сложной реакции.

20. Кинетика цепных реакций. Стадии цепной неразветвленной реакции и условия её реализации. Кинетика цепных разветвленных реакций. Фотохимические методы исследования цепных реакций.

21. Кинетика гетерогенных реакций. 1 и 2 законы Фика. Гетерогенные процессы при стационарной диффузии. Гетерогенные процессы при нестационарной диффузии.

22. Основные понятия: катализатор, катализ. Виды катализаторов. Механизм действия катализаторов. Принципы энергетического и структурного соответствия. Гомогенный и гетерогенный катализ.

4 семестр

1. Гетерогенное равновесие. Фазовые переходы 1-го рода. Фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Гетерогенное равновесие в однокомпонентных системах. Плавление. Кристаллизация. Кипение. Сублимация. Конденсация. Диаграмма фазовых равновесий для однокомпонентной системы (на примере воды). Характеристика полей и линий диаграммы. Тройная точка. Применение правила фаз Гиббса к однокомпонентной системе.

2. Вывод и анализ уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Зависимость температуры плавления от внешнего давления. Интегральные формы уравнения Клаузиуса-Клапейрона для процесса плавления-кристаллизации. Зависимость давления насыщенного пара над жидкой и твердой фазами от температуры. Интегральные формы уравнения Клаузиуса-Клапейрона для процессов испарения и возгонки.

3. Определение координат тройной точки. Взаимосвязь энтальпий плавления, испарения и возгонки в тройной точке. Применение уравнения Клаузиуса-Клапейрона для расчета изменения термодинамических функций при фазовых превращениях. Эмпирическое правило Трутона.

4. Кристаллизация из растворов. Системы с ограниченной и неограниченной растворимостью компонентов в твердой фазе. Изоморфизм. Твердые растворы внедрения и замещения. Принципы физико-химического анализа. Типы кривых охлаждения. Построение диаграммы плавкости по кривым охлаждения.

5. Анализ фазовых диаграмм. Диаграммы состояния неизоморфно кристаллизующихся веществ с простой (одной) эвтектикой и с образованием устойчивого химического соединения. Эвтектическая смесь. Определение химической формулы твердого соединения, образующегося при кристаллизации из расплава.

6. Применение правила фаз к исследованию диаграмм. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз.

7. Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации. Растворимость. Зависимость растворимости от температуры и давления.

8. Идеальные растворы. Термодинамические свойства идеальных растворов. Закон Рауля, его термодинамическое обоснование. Графическая интерпретация закона Рауля. Закон Дальтона. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри. Константа Генри. Законы Коновалова. Диаграммы «состав-давление». Азеотропные смеси. Диаграммы «состав-температура кипения раствора». Перегонка.

9. Неидеальные (реальные) растворы. Зависимость давления насыщенного пара компонентов раствора от концентрации. Характер отклонений (положительные и отрицательные) от закона Рауля. Активность и коэффициент активности.

10. Разбавленные растворы нелетучих веществ в летучих растворителях. Особенности их свойств. Коллигативные свойства (понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с чистым растворителем, повышение температуры кипения и понижение температуры отвердевания растворов, осмотическое давление). Осмос. Криоскопия. Эбуллиоскопия. Физический смысл криоскопической и эбуллиоскопической констант. Использование коллигативных свойств для определения молярной массы, степени диссоциации и ассоциации растворенного вещества. Растворы электролитов и изотонический коэффициент.

11. Теория электролитической диссоциации С.Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации. Зависимость степени диссоциации от концентрации, температуры, природы растворителя. Закон разведения Оствальда. Причины диссоциации. Ассоциация и сольватация ионов. Термодинамическое описание свойств растворов электролитов. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности. Связь активности электролита со средней ионной активностью и концентрацией электролита. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.

12. Понятие «электролит». Проводники электрического тока I и II рода, ионная и электронная проводимость. Удельная и эквивалентная электрические проводимости. Зависимость удельной и эквивалентной электрической проводимости от концентрации, температуры и природы растворителя. Скорость и подвижность (абсолютная скорость движения) ионов. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша). Числа переноса ионов. Электропроводность растворов сильных электролитов, уравнение корня квадратного (уравнение Кольрауша). Электрофоретический и релаксационный эффекты снижения электропроводности.

13. Гетерогенное химическое равновесие в электрохимических системах. Возникновение скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Двойной электрический слой. Электрохимический потенциал, гальвани-потенциал. Электродвижущая сила гальванического элемента, стандартный электродный потенциал (потенциал по водородной шкале). Связь ЭДС гальванической цепи с электродными потенциалами. Правило знаков ЭДС и электродных потенциалов. Вывод и анализ уравнения Нернста. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные. Уравнение Нернста для потенциала электродов различного вида. Типы электрохимических цепей: химические, концентрационные, с переносом, без переноса. Диффузионный потенциал, механизм возникновения и методы его устранения (сведения к минимальной величине).

14. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для электрохимических систем. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Термодинамика гальванического элемента.

15. Электролиз. Понятие и виды электродов в электролизе. Законы Фарадея. Особенности процессов проходящих на поверхности электродов. Электролиз расплавов и водных растворов. Поляризация электродов. Поляризационная кривая. Напряжение разложения. Применение электролиза для получения покрытий и очистки сточных вод. Химические источники тока.

4. Типовые задания для проведения промежуточной аттестации (экзамен)

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Самарский государственный технический университет»

(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

Кафедра **Аналитической и физической химии**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

по курсу: **«Физическая химия»**

Направление: 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии». ИНГТ Семестр 4

1. Проводники электрического тока I и II рода. Удельная электрическая проводимость. Ее зависимость от концентрации, температуры и природы растворителя.

2. Система, в которой протекает экзотермическая реакция $CO(г) + 2H_2(г) = CH_3OH(г)$, находится в равновесии при 500 K и 10 бар. Газы идеальные. Как повлияют на выход метанола следующие факторы: а) повышение *T*; б) повышение *p*.

3. При 25^0C и давлении 1,013 10^5 н/м^2 в сосуде находится 1 кг азота. Вычислите количество теплоты, совершенную работу и изменение внутренней энергии при изобарном расширении азота до трехкратного объема.

Составил:	Утверждаю:
Доцент_____ Н.А. Расщепкина	Зав. кафедрой _____ А.Ю. Богомолов
«__» _____ 202__ г.	«__» _____ 202__ г.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Самарский государственный технический университет»

(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

Кафедра **Аналитической и физической химии**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

по курсу: **«Физическая химия»**

Направление: 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии». ИНГТ Семестр 4

1. Закон Рауля. Его применение.

2. Константы скорости прямой и обратной реакций равны 2,2 и 3,8 л моль$^{-1}$ с$^{-1}$. По какому из перечисленных ниже механизмов могут протекать эти реакции?

а) A + B $\underset{\leftarrow}{\rightarrow}$ D; б) A+B $\underset{\leftarrow}{\rightarrow}$ 2D ; в) A $\underset{\leftarrow}{\rightarrow}$ D + B; г)2A $\underset{\leftarrow}{\rightarrow}$ B .

3. Возможна ли химическая реакция $4HCl_{(г)}+O_{2(г)}= 2H_2O_{(г)}+ 2Cl_{2(г)}$ при 200^0C? Теплоемкости веществ можно считать постоянными. Рассчитайте стандартную энергию Гельмгольца ΔrF^0 при 200^0C.

Составил:	Утверждаю:
Доцент_____ Н.А. Расщепкина	Зав. кафедрой _____ А.Ю. Богомолов
«__» _____ 202__ г.	«__» _____ 202__ г.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Самарский государственный технический университет»

(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

Кафедра **Аналитической и физической химии**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3

по курсу: **«Физическая химия».**

Направление: 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии». ИНГТ Семестр 4.

1. Основные понятия химической кинетики: механизм, скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости химической реакции, размерность константы скорости.

2. Диаграмма состояния системы свинец – мышьяк. Укажите смысл всех полей, а также линий и точек на диаграмме.

3. Рассчитайте температуру кипения и температуру замерзания водного раствора глицерина $C_3H_8O_3$ с массовой долей 15 %, если $К_э$=0,516 и $К_к$=1,86.

Составил:	Утверждаю:
Доцент_____ Н.А. Расщепкина	Зав. кафедрой _____ А.Ю. Богомолов
«__» _____ 202__ г.	«__» _____ 202__ г.

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

Максимальное количество баллов за семестр – 100.

Общее количество баллов за 3 семестр, максимум

Вид работы (контрольные точки)		Максимальное количество баллов	Оценка	Вес, %
1	Контрольное задание №1	10	5	10
2	Контрольное задание №2	20	5	20
3	Контрольное задание №3	21	5	20
4	Контрольное задание №4	25	5	30
5	Выполнение и отчеты по лабораторным работам.	24	5	20
Итого		100		

Общее количество баллов за 4 семестр, максимум

Вид работы (контрольные точки)		Максимальное количество баллов	Оценка	Вес, %
1	Контрольное задание №5	23	5	23
2	Контрольное задание №6	18	5	23
3	Контрольное задание №7	8	5	8
4	Контрольное задание №8	27	5	26
5	Выполнение и отчеты по лабораторным работам.	24	5	20
Итого		100		

Критерии оценивания контрольных заданий

Вид работы	Критерии	Максимальное количество баллов	Оценка
Контрольное задание №1	За каждое правильно выполненное задание 2 балла (задания 1-2, всего заданий 2 =4 балла). За правильно выполненное 3 задание 6 баллов.	10	5
Контрольное задание №2	За каждое правильно выполненное задание 10 баллов (задания 1-2, всего заданий 2 =20 баллов).	20	5
Контрольное задание №3	За правильно выполненное 1 задание 3 балла. За правильно выполненное 2 задание 5 баллов. За правильно выполненное 3 задание 10 баллов. За правильно выполненное 4 задание 3 балла.	21	5
Контрольное задание №4	За правильно выполненное 1 задание 2 балла. За каждое правильно выполненное задание 2 балла (задания 2-3, всего заданий 2 =4 балла). За правильно выполненное 4 задание 4 балла. За каждое правильно выполненное задание 5 баллов (задания 5-7, всего заданий 3 =15 баллов).	25	5
Контрольное задание №5	За правильно выполненное 2 задание 3 балла. За каждое правильно выполненное задание 5 баллов (задания 1, 3, 4, 5, всего заданий 4 =20 баллов).	23	5
Контрольное задание №6	За правильно выполненное 1 задание 2 балла. За каждое правильно выполненное задание 3	18	5

	балла (задания 2, 3, всего заданий 2 =6 баллов). За каждое правильно выполненное задание 5 баллов (задания 4,5, всего заданий 2 =10 баллов).		
Контрольное задание №7	За правильно выполненное 1 задание 3 балла. За правильно выполненное 2 задание 5 баллов.	8	5
Контрольное задание №8	За каждое правильно выполненное задание 9 баллов (задания 1, 2, 3, всего заданий 3 =27 баллов).	27	5
Выполнение и отчеты по лабораторным работам.	За каждую выполненную лабораторную работу и правильно оформленный письменный отчет по ней 3 балла (всего 3 работы =9 баллов). Письменный отчет по лабораторной работе включает: задание, краткое изложение теории и хода работы, список используемых приборов, реактивов, таблицу экспериментальных данных, формулы, расчеты, выводы. За устный отчет по работе (правильные ответы на 2 контрольных вопроса, приведенных в методических указаниях после описания работы) 5 баллов (всего работ 3 =15 баллов).	24	5

Критерии и шкала оценивания результатов изучения дисциплины на промежуточной аттестации (зачет)

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он получил оценки 4 или 5 по контрольным точкам.

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он получил оценки 4 или 3 по контрольным точкам и правильно устно ответил на один теоретический вопрос на зачете.

Оценка «зачтено» может быть выставлена студенту, если он получил оценки 3 по контрольным точкам в семестре и правильно устно ответил на один теоретический вопрос на зачете.

Оценка «не зачтено» выставляется студенту, если он получил оценки ниже 3 по контрольным точкам и неправильно или неполно устно ответил на один теоретический вопрос на зачете.

Критерии и шкала оценивания результатов изучения дисциплины на промежуточной аттестации (экзамен)

Оценка «отлично» выставляется студенту, если он получил оценки 4 или 5 по контрольным точкам и правильно, аргументировано ответил на все (три) вопросы билета на экзамене.

Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он получил оценки 4 или 3 по контрольным точкам и правильно, аргументировано ответил на два вопроса билета на экзамене.

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он получил оценки 3 по контрольным точкам в семестре и правильно, аргументировано ответил на первый (теоретический) вопрос билета на экзамене.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если он получил оценки ниже 3 по контрольным точкам и правильно ответил только на один вопрос или неправильно ответил на все вопросы билета на экзамене.