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

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебной работе
_____ / О.В. Юсупова
"_____" _____ 20___ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.03.02 «Физическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.01 Химическая технология
Направленность (профиль)	Химическая технология органических веществ
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2022
Институт / факультет	Химико-технологический факультет (ХТФ)
Выпускающая кафедра	кафедра "Технология органического и нефтехимического синтеза"
Кафедра-разработчик	кафедра "Аналитическая и физическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	288 / 8
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Зачет, Экзамен

Самара 2022

Б1.О.03.02 «Физическая химия»

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки (специальности) **18.03.01 Химическая технология**, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от № 922 от 07.08.2020 и соответствующего учебного плана.

Разработчик РПД:

Доцент, доктор химических наук	С.Н Яшкин
(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)	Ю.А Дружинина, кандидат химических наук
	(ФИО, степень, ученое звание)
Руководитель образовательной программы	А.Б. Соколов, кандидат химических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)
Заведующий выпускающей кафедрой	Е.Л. Красных, доктор химических наук, профессор
	(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 6
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 7
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 8
4.2 Содержание лабораторных занятий 13
4.3 Содержание практических занятий 18
4.4. Содержание самостоятельной работы 20
5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю) 28
6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения 29
7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем 29
8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю) 29
9. Методические материалы 30
10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю) 32

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-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.
			Знать основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.
			Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов
		ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента

			Знать существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии
			Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы
		ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.
			Знать современный уровень развития науки.
			Уметь применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.

Профессиональная методология	ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.
			Знать теоретические основы базовых химических дисциплин
			Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин

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	Органическая химия	Коллоидная химия; Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы; Подготовка к сдаче и сдача государственного экзамена
ОПК-2	Математика; Материаловедение и технологии конструкционных материалов; Общая и неорганическая химия; Теория вероятности и математическая статистика; Физика; Электротехника и электроника	Органическая химия; Прикладная механика	Коллоидная химия; Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы; Подготовка к сдаче и сдача государственного экзамена

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:	160	80	80
Лабораторные работы	64	32	32
Лекции	64	32	32
Практические занятия	32	16	16
Внеаудиторная контактная работа, КСР	8	3	5
Самостоятельная работа (всего), в том числе:	84	25	59
выполнение задач, заданий, упражнений (в том числе разноуровневых)	22	4	18
подготовка к лабораторным работам	17	7	10
подготовка к практическим занятиям	26	8	18
составление конспектов	19	6	13
Контроль	36	0	36
Итого: час	288	108	180
Итого: з.е.	8	3	5

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	18	10	36	80
2	Химическая кинетика	16	14	6	23	59
3	Фазовое равновесие	14	8	6	7	35
4	Растворы	10	10	4	11	35
5	Химическое равновесие	8	14	6	7	35
	КСР	0	0	0	0	8
	Контроль	0	0	0	0	36
	Итого	64	64	32	84	288

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.	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. 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.	Второе 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 кри-терии 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.	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 и кинетические кривые реакций нулевого, первого, второго, третьего порядков, кинетические кривые. Время полупревращения. 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, при-ближенное 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.	2

16	Химическая кинетика	Катализ.	Основные понятия: катализатор, катализ. Виды катализаторов. Механизм действия катализаторов.	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.	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.	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.	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). Электропроводность растворов сильных электролитов, уравнение корня квадратного (уравнение Кольрауша). Электрофоретический и релаксационный эффекты снижения электропроводности.	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.	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.	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 термодинамика	Определение теплоты нейтрализации.	Измерение теплового эффекта химических реакций нейтрализации с помощью стеклянного калориметра. Обучение методам статистической обработки результатов физико-химического измерения, расчет погрешности полученных величин. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
6	Химическая термодинамика	Определение коэффициента распределения йода между водой и четыреххлористым углеродом.	Выполнение техники жидкостной экстракции. Определение концентрации растворенного вещества в разных фазах. Обработка результатов физико-химических измерений.	2
7	Химическая термодинамика	Определение теплоты нейтрализации.	Отчет по лабораторной работе "Определение теплоты нейтрализации". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
8	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения и теплоты гидратообразования.	Отчет по лабораторной работе "Определение теплоты растворения и гидратообразования". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
9	Химическая термодинамика	Определение коэффициента распределения йода между водой и четыреххлористым углеродом.	Отчет по лабораторной работе "Определение коэффициента распределения йода между водой и четыреххлористым углеродом". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
10	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

11	Химическая кинетика	Определение порядка и константы скорости реакции гидролитического разложения сахара.	Изучение особенностей выполнения кинетического эксперимента (точное наблюдение за временем процесса, оценка возможных погрешностей, минимальное число измерений). Выполнение кинетического эксперимента.	2
12	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.).	2
13	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.	2
14	Химическая кинетика	Определение порядка и константы скорости реакции гидролитического разложения сахара.	Графическое и аналитическое определения константы скорости и порядка реакции. Отчет по лабораторной работе, обсуждение полученных результатов и выводов, ответы на контрольные вопросы.	2
15	Химическая кинетика	Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления этилацетата	Отчет по лабораторной работе "Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления этилацетата". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
16	Химическая кинетика	Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления этилацетата.	Аналитическое определение константы скорости и порядка реакции омыления этилацетата.	2
			Итого за семестр:	**32**
4 семестр				
17	Фазовое равновесие	Построение диаграмм состояния многокомпонентных систем	Знакомство с устройством термопары и интерфейсом установки по определению температур фазовых переходов в многокомпонентных системах. Приобретение навыков работы по охлаждению и нагреванию систем в термическом анализе.	2
18	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

19	Фазовое равновесие	Построение диаграмм состояния многокомпонентных систем	Правила расшифровки кривых нагревания (охлаждения) и построения фазовых диаграмм. Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
20	Фазовое равновесие	Построение диаграммы взаимной растворимости углеводород – анилин.	Построение диаграммы взаимной растворимости углеводород – анилин. Отчет по лабораторной работе , обсуждение полученной диаграммы и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
21	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
22	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.	2
23	Растворы	Коллигативные свойства разбавленных растворов.	Определение температуры кристаллизации растворителя-воды. Приготовление раствора по точной навеске вещества, молярную массу которого нужно определить. Определение температуры кристаллизации приготовленного водного раствора . Вычисление молярной массы вещества по экспериментальным данным. Определение ошибки определения.	2
24	Растворы	Определение электропроводности водных растворов электролитов.	Расчет удельной и эквивалентной электропроводности. Определение эквивалентной электропроводности раствора электролита при бесконечном разбавлении. Построение графиков и проверка законов Кольрауша. Приобретение навыков работы с физико-химическими справочниками.	2
25	Растворы	Коллигативные свойства растворов.	Отчеты по лабораторным работам: "Коллигативные свойства разбавленных растворов", "Определение электропроводности водных растворов электролитов". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2

26	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 измерения ЭДС ГЭ в равновесных условиях.	2
27	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
28	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
29	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
30	Химическое равновесие	Определение ЭДС электрохимической цепи и электродного потенциала металла.	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
31	Химическое равновесие	Определение напряжения разложения растворов электролитов.	Разработка модели электролиза исследуемого электролита, расчет ЭДС поляризации и перенапряжения.	2
32	Химическое равновесие	Определение ЭДС электрохимической цепи, термодинамика ГЭ и электролиз.	Отчеты по лабораторным работам: "Термодинамика гальванического элемента", "Определение напряжения разложения растворов электролитов", " Определение ЭДС электрохимической цепи и электродного потенциала металла". Обсуждение полученных результатов и выводов по ЛР. Ответы на контрольные вопросы.	2
			Итого за семестр:	**32**

Итого:	**64**

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.	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. Контрольное задание 2.	Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Стандартная энергия Гиббса реакции. Уравнение изотермы химической реакции. Расчет энергии Гиббса.	2
5	Химическая термодинамика	Контрольное задание 3.	Закон Кирхгофа. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа.	2
6	Химическая кинетика	Основные понятия химической кинетики.	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости. Время полупревращения. 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.	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.	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.	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.	3
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.	Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, теплота, работа, энтальпия системы. Теплоемкость веществ. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Уравнение Ван-дер-Ваальса.	3
Химическая термодинамика	Подготовка к практическому занятию.	Закон Гесса. 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.	3
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.	3
Химическая термодинамика	Составление конспектов.	Гетерогенное равновесие. Химический потенциал. Закон распределения. Экстракция.	2

Химическая термодинамика	Подготовка к лабораторным работам.	Гетерогенное равновесие. Химический потенциал. Константа равновесия.	4
Химическая термодинамика	Составление конспектов.	Идеальные и реальные газы. Газовые законы. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Ограничения в применимости уравнения Менделеева-Клапейрона к реальным газам. Уравнение Ван-дер-Ваальса.	2
Химическая термодинамика	Составление конспектов.	Работа обратимого и необратимого процессов. Цикл Карно. Энтропия. Второе начало термодинамики, его формулировка.	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.	1
Химическая кинетика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.	1
Химическая кинетика	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Кинетика реакций целого порядка.	2
Химическая кинетика	Составление конспектов.	Принципы энергетического и структурного соответствия. Гомогенный и гетерогенный катализ.	2
Химическая кинетика	Составление конспектов.	Гетерогенные процессы при нестационарной диффузии.	2
Химическая кинетика	Составление конспектов.	Влияние внешних условий на равновесие. Принцип Ле-Шателье.	2
		Итого за семестр:	**58**
		4 семестр	
Химическая кинетика	Подготовка к практическому занятию	Скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Константа скорости реакции. Время полупревращения.	1
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.	1
Фазовое равновесие	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Правило фаз Гиббса. Уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Правило рычага. Определение составов равновесных фаз.	2
Фазовое равновесие	Подготовка к практическому заданию	Физико-химический анализ. Фазовые диаграммы. Правило рычага. Применение правила фаз к исследованию диаграмм.	1
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.	1
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.	1
Растворы	Составление конспектов.	Термодинамические функции смешения для неидеальных растворов. Осмотическое давление. Уравнение Шредера. Осмос. Криоскопия. Эбуллиоскопия.	1
Растворы	Выполнение задач, заданий, упражнений.	Зависимость растворимости от температуры и давления. Парциальные молярные величины. Закон Рауля. Константа Генри. Коллигативные свойства.	2

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.	1
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.	1
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.	1
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.	1

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	Подготовка к практическим занятиям.	Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов, цепей.	1
Химическое равновесие	Выполнение задач, заданий, упражнений	ЭДС гальванической цепи. Уравнение Нернста. Термодинамика гальванического элемента. Расчет константы равновесия.	1
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.	1

Итого за семестр:	**26**
Итого:	**84**

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.	Электронный ресурс
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.	Электронный ресурс
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.	Электронный ресурс
5	Стромберг, А.Г. Физическая химия : Учеб. / А.Г.Стромберг,Д.П.Семченко .- 5-е изд.,испр..- М., Высш.шк., 2003.- 527 с.	Электронный ресурс
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.	Электронный ресурс
8	Практикум по физической химии. Термодинамика : учеб. пособие / под ред.: Е. П. Агеева, В. В. Лунина.- М., Academia, 2010.- 220 с.	Электронный ресурс
9	Практикум по физической химии.Кинетика и катализ.Электрохимия : учеб.пособие / под ред.: В. В. Лунина, Е.П.Агеева.- М., Академия, 2012.- 300 с.	Электронный ресурс
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.	Электронный ресурс

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	Химическая информационная сеть "Наука. Образование. Технология"	http://www.chem.msu.su/	Ресурсы открытого доступа
2	Химия. Образовательный сайт	http://hemi.wallst.ru/	Ресурсы открытого доступа
3	Электронная библиотека по химии и технике	http://www.rushim.ru/books/books.htm	Ресурсы открытого доступа
4	Российский химический портал	http://www.chemport.ru/	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.03.02 «Физическая химия»

Фонд оценочных средств
по дисциплине
Б1.О.03.02 «Физическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.01 Химическая технология
Направленность (профиль)	Химическая технология органических веществ
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2022
Институт / факультет	Химико-технологический факультет (ХТФ)
Выпускающая кафедра	кафедра "Технология органического и нефтехимического синтеза"
Кафедра-разработчик	кафедра "Аналитическая и физическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	288 / 8
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-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.
			Знать основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.
			Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов
		ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента

			Знать существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии
			Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы
		ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.
			Знать современный уровень развития науки.
			Уметь применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.

Профессиональная методология	ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.
			Знать теоретические основы базовых химических дисциплин
			Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин

Матрица соответствия оценочных средств запланированным результатам обучения

Код индикатора достижения компетенции	Результаты обучения	Оценочные средства	Текущий контроль успеваемости	Промежуточная аттестация
Химическая термодинамика				

ОПК-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	**Владеть** навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Знать основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	**Владеть** навыками методами обработки результатов эксперимента	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Знать существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет

ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	**Уметь** применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Знать современный уровень развития науки.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	**Знать** теоретические основы базовых химических дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
Химическая кинетика				

ОПК-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	**Уметь** проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Знать основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.	Вопросы к экзамену	Нет	Да
ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	**Уметь** анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Знать существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии	Вопросы к экзамену	Нет	Да

ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	**Знать** современный уровень развития науки.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	**Знать** теоретические основы базовых химических дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
Фазовое равновесие				

ОПК-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	**Знать** основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	**Знать** существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет

ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	**Уметь** применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Знать современный уровень развития науки.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	**Знать** теоретические основы базовых химических дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
Растворы				

ОПК-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	**Знать** основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	**Знать** существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет

ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	**Уметь** применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Знать современный уровень развития науки.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	**Знать** теоретические основы базовых химических дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
Химическое равновесие				

ОПК-1.11 Владеет навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики	**Знать** основные методы проведения химических экспериментов, методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов.	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Владеть навыками систематизации и анализа результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также расчетов свойств веществ и материалов.	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Уметь проводить химические эксперименты, наблюдения, измерения, а также расчеты свойств веществ и материалов	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
ОПК-1.3 Знает основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной хи-мии и процессов химической технологии	**Знать** существующие научные концепции в области химии и материаловедения, систему подходов и методов, используемых в химических исследованиях, методологические аспекты химии	Вопросы к экзамену	Нет	Да
	Владеть навыками методами обработки результатов эксперимента	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет
	Уметь анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы	Вопросы к устному отчету по лабораторным работам.	Да	Нет

ОПК-1.7 Умеет прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии	**Уметь** применять теоретические знания в области физики и химии для анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть творческим анализом своих возможностей, основами теории фундаментальных разделов химии и физики; навыками расчета, анализа и исследования веществ и материалов.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Знать современный уровень развития науки.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

ОПК-2.10 Умеет использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения со-става сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, для нахождения важ-нейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и констан-ты диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций раз-личных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности	**Знать** теоретические основы базовых химических дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Уметь выполнять стандартные действия (классификация ве-ществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых естественнонаучных дисциплин	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет
	Владеть навыками работы с учебной литературой по основным естественнонаучным дисциплинам. - знаниями о строении веществ, теоретическими методами описания свойств простых веществ, химических и физико-химических процессов, основными законами и правилами естественнонаучных дисциплин.	Устный опрос на ПЗ	Да	Нет

2.1. Формы текущего контроля успеваемости

Примеры контрольных заданий

Семестр 1

Лабораторная работа «Классы неорганических соединений»

1.Какие оксиды будут попарно взаимодействовать? Из данных ответов укажите верный и напишите уравнение реакции.

Ответ: а) оксид серы(1У) и оксид кремния(1У);

б) оксид серы(1У) и оксид железа(Ш);

в) оксид серы(1У) и оксид бора.

2. Какой оксид соответствует кислоте H_2MnO_4? Составьте уравнение реакции этого оксида со щелочью.

Ответ: а) оксид марганца (II),

б) оксид марганца (III),

в) оксид марганца (VII).

3.При взаимодействии с какими веществами гидроксид хрома (Ш) проявляет амфотерные свойства? Приведите уравнения соответствующих реакций.

Ответ: а) гидроксид натрия и азотная кислота;

б) хлорид натрия и гидроксид кальция;

в) оксид азота (II) и оксид углерода (II).

4. Какая соль образуется при взаимодействии водного раствора гидроксида кальция с избытком углекислого газа? Приведите уравнение реакции.

Ответ: а) средняя,

б) кислая,

в) основная.

5. Напишите уравнения реакций и поясните, в каких случаях процесс практически идет до конца.

Ответ: а) оксид азота (V) и гидроксид марганца (II),

б) оксид серы (VI) и оксид кальция,

в) оксид углерода (IV) и вода.

Лабораторная работа «Определение молярной массы эквивалента металла»

1. Молярная масса эквивалента какого из приведенных ниже веществ составляет 1/4 часть его молярной массы?

Ответ: 1) оксид марганца (II);

2) сульфат марганца (II);

3) диоксид марганца.

2. Рассчитайте молярную массу эквивалента серной кислоты в реакциях:

$H_2SO_4 + CsOH = CsHSO_4 + H_2O$,

$H_2SO_4 + 2CsOH = Cs_2SO_4 + 2H_2O$.

Ответ: 1) 98 и 98 г/моль; 2) 98 и 49 г/моль; 3) 49 и 98 г/моль.

3. Вычислите молярную массу эквивалента и эквивалент олова, если процентное содержание его в оксиде составляет 88,12%.

Ответ: 1) 59,35 г/моль, 4 моль; 2) 29,70 г/моль, 1/2 моль; 3) 59,35 г/моль, 1/2 моль.

4. Определите формулу соединения железа с серой, если на 6,4 г серы приходится 5,59г железа, а молярная масса эквивалента серы составляет 32 г/моль.

Ответ: 1) Fe_2S_3; 2) FeS; 3) FeS_2 (пирит).

Лабораторная работа
«Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра»

1. К 500 мл 32%-ной (по массе) азотной кислоты плотностью 1,2 г/мл прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля кислоты в полученном растворе?

Ответ: а) 16,1 %; б) 12,0 %; в) 24,0 %.

2. Чему равна молярная концентрация раствора соляной кислоты, имеющего плотность 1,19 г/мл и содержащего 38 % (по массе) хлороводорода?

Ответ: а) 10,4М; б) 12,4М; в) 14,2М.

3. Сколько граммов хлорида цинка содержится в 300 мл 0,2 н. раствора?

Ответ: а) 2,04 г; б)8,16 г; в) 4,08 г.

4. Для нейтрализации 20 мл 0,1н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Рассчитайте, сколько граммов щелочи содержит 1 л этого раствора?

Ответ: а) 10,0 г; б)5,0 г; в)2,5 г.

Лабораторная работа «Водородный показатель pH и гидролиз солей»

1. Вычислите концентрацию ионов $[OH^-]$ в растворе электролита, в котором pH=5.

Ответ: а) 10^{-5}; б) 10^{-9}; в) 10^{-12}.

2.Укажите, какая из перечисленных солей, подвергаясь гидролизу, создает щелочную реакцию среды? Составьте уравнение гидролиза выбранной соли в ионной и молекулярной форме.

Ответ: а) сульфат железа(III),
б) нитрат калия;
в) карбонат лития.

3.Составьте уравнение гидролиза ацетата калия в ионной и молекулярной форме, укажите реакцию среды и рассчитайте константу гидролиза указанной соли. Константа диссоциации уксусной кислоты $К_{дис.} = 1{,}77 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: а) $К_{гидр.} = 9{,}0 \cdot 10^{-9}$; б) $К_{гидр.} = 5{,}65 \cdot 10^{-10}$; в) $К_{гидр.} = 3{,}6 \cdot 10^{-3}$.

4. Добавление каких из перечисленных ниже веществ усиливает гидролиз хлорида алюминия и почему? Ответ подтвердите, составив уравнение реакции гидролиза в ионной форме.

Ответ: а) гидроксид натрия; б) хлорид аммония; в) вода.

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

1. Определите заряды комплексных ионов, образованных ионом-комплексообразователем Au^{3+}:

а) $[Au(CN)_2(H_2O)_2]$; б) $[AuCl_4]$:

Ответ: 1) +1, –1; 2) +2, –2; 3) –1, +1.

2. Хлорид железа (III) связывает 1/3 роданид-иона (тиоцианат-иона), содержащегося в соединении $Cr(SCN)_3 \cdot 4NH_3$. Изобразите координационную формулу такого комплексного соединения. Составьте уравнение происходящей реакции и укажите, к какому типу относится комплексный ион.

Ответ: 1) нейтральный;
2) катионный;
3) анионный.

3. Составьте формулу нитрата гексаакваникеля (II). Чему равен заряд этого комплексного иона и координационное число?

Ответ: 1) +6, к. ч. = 6; 2) +3, к. ч. = 4; 3) +2, к. ч. = 6.

4. Какой из приведенных комплексных ионов является менее устойчивым и почему? Составьте для него выражение константы нестойкости.

Ответ: 1) $[AlF_6]^{3-}$ $К_{нест.} = 1{,}45 \cdot 10^{-25}$
2) $[HgBr_4]^{2-}$ $К_{нест.} = 1 \cdot 10^{-21}$
3) $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ $К_{нест.} = 1 \cdot 10^{-13}$

5. Из приведенных ниже соединений выберите двойную соль и составьте уравнение её диссоциации:

а) $KCr(SO_4)_2$; б) $K[Cr(OH)_4]$; в) $Cr(OH)_2NO_3$.

Лабораторная работа «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

Как изменится скорость ее при разбавлении реагирующей смеси в 2 раза? Ответ подтвердите соответствующими расчетами.

Ответ: а) увеличится в 2 раза;
б) уменьшится в 2раза;
в) уменьшится в 8 раз.

2. Определите температурный коэффициент скорости γ, если снижение температуры на 40^0 приводит к уменьшению скорости реакции в 81 раз.

Ответ: а) 2; б) 3; в) 4.

3. Укажите, изменения концентраций каких веществ увеличивают выход оксида серы(VI) по реакции $2SO_2+O_2 \rightleftarrows 2SO_3$

Ответ: а) увеличение концентрации кислорода;
б) уменьшение концентрации кислорода;
в) уменьшение концентрации оксида серы(VI).

4. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции:

$$CO + H_2O_{(газ)} \rightleftarrows H_2 + CO_2$$

составляли: $[H_2O] = 0,32$; $[H_2] = 0,08$; $[CO_2] = 0,08$ моль/л.

Какова равновесная концентрация оксида углерода (II), если константа равновесия $K_p=2$?

Ответ: а) 0,01; б) 100; в) 0,005.

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

1. В какой из указанных реакций сера окисляется и почему?

Ответ: а) $2H_2S + O_2 = 2H_2O$; б) $2S + C = CS_2$; в) $S + Ca = CaS$.

2. Определите, в каком случае имеет место окисление? Составьте уравнение этой полуреакции в электронно-ионной форме, имея в виду, что процесс идет в нейтральной среде.

Ответ: а) $NO_3^- \rightarrow NO_2$; б) $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$; в) $PO_4^{3-} \rightarrow PH_3$.

3. По приведенным ниже ионно-электронным схемам полуреакций окисления и восстановления составьте полное уравнение окислительно-восстановительной реакции в молекулярной форме, укажите окислитель и восстановитель.

$$ClO_4^- + 8H^+ + 8\bar{e} = Cl^- + 4H_2O,$$
$$2I^- - 2\bar{e} = I_2.$$

Укажите коэффициент перед формулой окислителя?

Ответ: а) 3, б) 2, в) 1.

4. Для окисления манганата в перманганат, протекающего по схеме:
$MnO_4^{2-} - 1\bar{e} = MnO_4^-$, $\varphi^0 = + 0.54$ В,

подберите окислитель и составьте полное уравнение.

Ответ: а) $Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$, $\varphi^0 = + 1,35$ В;
б) $I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$, $\varphi^0 = + 0,54$ В;
в) $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$, $\varphi^0 = + 0,00$В.

Лабораторная работа «Электрохимические процессы»

1. Используя величины стандартных электродных потенциалов φ^0 следующих металлов – медь, цинк или кадмий, определите. Какой из них может вытеснять металлическое железо из раствора сульфата железа (II)? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекание которых возможно в стандартных условиях.

2. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из медной пластинки, погруженной в раствор хлорида меди (II) с концентрацией 0,25М, и никелевой пластинки, находящейся в растворе хлорида никеля (II), концентрация которого составляет 2,75 моль/л. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах при работе такого элемента и рассчитайте его э.д.с.

3. Через раствор хлорида магния пропускали ток силой в 5А. Какие газы и почему только газы выделялись на электродах? Напишите уравнения электродных процессов на аноде и катоде и рассчитайте объем газов (л), если время электролиза τ составляло 30 минут.

Лабораторная работа «Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии»

1. Составьте схему коррозионного процесса, протекающего при контакте магния с никелем, находящихся:

а) в воде, насыщенной кислородом,

б) в воде, насыщенной оксидом серы (IV).

Механизм процесса поясните схемами работы гальванических элементов. Какой металл будет коррозировать? Почему?

2. Какой металл будет окисляться при нарушении поверхности, если медь покрыта золотом? Ответ поясните, составив уравнения возможных электродных процессов, если в растворе pH=3.

3. Какой металл – магний или свинец, можно использовать в качестве протектора для защиты изделия из хрома от коррозии в кислой среде? Ответ поясните схемами возможных электрохимических процессов.

Практическое занятие «Энергетика химических процессов»

1. Составьте термохимическое уравнение процесса образования воды из кислорода и водорода, принимая во внимание, что при образовании моля водяного пара выделяется 241,84 кДж тепла.

2. Пользуясь приведенными ниже стандартными теплотами образования веществ, вычислите изменение энтальпии следующей реакции:

$$2C_2H_{2(газ)} + 5O_2 = 4CO_{2(газ)} + 2H_2O_{(газ)};$$

	C_2H_2	O_2	CO_2	H_2O
$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	+226,75	0	–393,51	–241,84

3. По приведенным величинам энергии Гиббса определите, какой из указанных карбонатов легче разлагается при нагревании и почему? Ответ поясните соответствующим уравнением реакции.

	$MgCO_3$	$CaCO_3$	$BaCO_3$
$\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль	–1029,3	–1206,0	–1138,8

4. Рассчитайте изменения энергии Гиббса растворения оксидов лития и цезия по приведенным ниже данным и определите, в каком из них основные свойства выражены в большей мере? Почему?

$$Li_2O + H_2O_{(ж)} = 2LiOH;$$

$\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль	–560,2	–237,5	–443,1

$$Cs_2O + H_2O_{(ж)} = 2CsOH;$$

$\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль	–317,6	–237,5	–355,2

Практическое занятие «Строение атома и периодическая система элементов»

1. Элемент с сокращенной электронной конфигурацией атома $3d^{10}4s^1$ имеет заряд ядра атома:

а) 28; б) 29; в) 30; г) 31.

2. Охарактеризовать значениями квантовых чисел 5p электроны:

а) $n = 4$, $l = 1$, $m_l = +1,0,-1$, $m_s = \pm 1/2$;

б) $n = 5$, $l = 2$, $m_l = +2,+1,0,-1,-2$, $m_s = \pm 1/2$;

в) $n = 5$, $l = 1$, $m_l = +1,0,-1$, $m_s = \pm 1/2$;

г) $n = 5$, $l = 1$, $m_l = +2,0,-2$, $m_s = \pm 1/2$.

3. На внешнем энергетическом уровне атома фосфора находится электронов:

а) 5; б) 3; в) 7; г) 15.

4. Укажите электронную конфигурацию иона Mn^{2+}:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$;

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^0$;

в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0$;

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.

5. Какой подуровень заполняется после подуровня 4d:

а) 4s; б) 4p; в) 5p; г) 5s?

Семестр 2

Лабораторная работа «Олово, свинец»

1.Составьте уравнения реакций растворения олова в разбавленной и концентрированной азотной кислоте.

2.Какое соединение образуется при растворении свинца в щелочи? Напишите уравнение реакции.

3.Закончите уравнение реакции:

$$PbO_2 + Mn(NO_3)_3 + HNO_3 \rightarrow \ldots,$$

если известно, что диоксид свинца восстанавливается до свинца (II), а ионы марганца (II) окисляются до марганцовой кислоты.

4.Что представляет собой по химическому составу свинцовый сурик? Составьте его структурно-графическую формулу.

Лабораторная работа «Азот, фосфор»

1. Какие электронные уравнения соответствуют уравнению реакции взаимодействия цинка с очень разбавленной азотной кислотой? Составьте полное уравнение в ионно-молекулярной форме.

а) $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = NH_3 + \ldots$

б) $Zn - 2\,\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = N_2 + \ldots$

в) $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = NO + \ldots$

2. Какое твердое вещество образуется при разложении нитрата серебра? Составьте уравнение реакции.

а) нитрит серебра; б) оксид серебра; в) серебро.

3. Из какого количества фосфида кальция Ca_3P_2 можно получить 22,4л фосфина при нормальных условиях?

а) 1 моль; б) 0,5 моль; в) 1,5 моль.

4. Составьте уравнение реакции нейтрализации фосфористой кислоты H3PO3 гидроксидом натрия. Какая при этом образуется соль?

а) кислая; б) средняя; в) основная.

Лабораторная работа «Сера»

1. Как будет изменяться со временем масса открытого сосуда, содержащего:

а) очень разбавленный раствор серной кислоты,

б) концентрированную серную кислоту?

Приведите мотивированный ответ.

2. Каким из приведенных ниже соединений можно установить наличие в воздухе даже малых концентраций сероводорода? Поясните свой выбор и составьте уравнение возможной реакции.

Ответ: а) ацетат бария; б) ацетат натрия; в) ацетат свинца.

3. При каком из рассматриваемых условий может быть получен сульфид алюминия:

а) при сливании разбавленных растворов соли алюминия и сульфида натрия;

б) при сплавлении порошка алюминия с серой:

в) при пропускании сероводорода через раствор соли алюминия.

Ответ поясните уравнениями соответствующих реакций.

4. Учитывая величины стандартных электродных потенциалов приведенных ниже полуреакций определите, может ли сера окисляться азотной кислотой до серной кислоты?

$$NO_3^- + 4H^+ = NO + 2H_2O;\ \varphi^o = +0{,}960\ В$$

$$SO_4^{2-} + 8H^+ = S + 4H_2O;\ \varphi^o = +0{,}636\ В$$

Ответ: а) может; б) нет; в) в системе наблюдается полное равновесие.

Лабораторная работа «Галогены»

1. Используя окислительно-восстановительные потенциалы приведенных полуреакций:

а) $IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O,\ \varphi^o = +1{,}08\ В;$

б) $2IO_3^- + 12H^+ 10e = I_2 + 6H_2O,\ \varphi^o = +1{,}19\ В;$

в) $IO_3^- + 5H^+ + 4e = HIO + 2H_2O,\ \varphi^o = +1{,}14\ В.$

определите наиболее вероятный продукт восстановления йодат-ионов IO_3^- под действием сернистой кислоты, реагирующей с выбранной системой по схеме:

$$H_2SO_3 + H_2O - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + 4H^+.$$

Составьте полное уравнение реакции.

2. Учитывая высокую окислительную активность бромноватистой кислоты, закончите уравнение реакции, используя метод полуреакций:

$HBrO + H_2S = ...,$

3. Составьте уравнение гидролиза раствора гипохлорита калия и рассчитайте степень гидролиза h, если концентрация соли составляет 0,01М, а константа диссоциации хлорноватистой кислоты составляет $K(HClO_) = 3{,}0\cdot10^{-8}$. Какая среда в растворе данной соли?

Ответ: а) среда кислая, pH<7;

б) среда нейтральная, pH = 7

в) среда щелочная, pH>7.

4. Известно, что аморфный диоксид кремния, реагируя со фтором, самовоспламеняется. Напишите уравнение этой реакции, определите окислитель и восстановитель.

Лабораторная работа «Хром»

1. Какая из приведенных ниже схем реакций может служить методом для синтеза сульфида хрома (III):

а) $CrCl_3 + H_2S \rightarrow$

б) $Cr + S \xrightarrow{t}$

в) $CrCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$

Свой выбор аргументируйте и составьте полное уравнение этой реакции.

2. Составьте уравнение реакции взаимодействия сульфата хрома (III) с очень большим избытком гидроксида натрия. Назовите полученное соединение хрома (III).

Ответ: а) хромит натрия;

б) тетрагидроксохромат (III) натрия;

в) гексагидроксохромат (III) натрия.

3. Какой из приведенных ниже оксидов термически менее устойчив:

	CrO_3	MO_3	WO_3
$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	–593,9	–744,0	–843,2

$t_{пл.,}$ ^oC	107	791	1473

Какими свойствами, кислотными или основными, он обладает? Приведите уравнения реакций, характеризующих эти свойства выбранного оксида.

4. Известно, что оксид хрома (VI) является сильным окислителем и в кислой среде легко образует соединение, водный раствор которого окрашен в зеленый цвет. Составьте уравнение реакции окисления концентрированной соляной кислоты указанным оксидом хрома.

Лабораторная работа «Марганец»

1. Какой из ниже перечисленных оксидов обладает наиболее сильно выраженными кислотными свойствами? Приведите полные уравнения реакций, характерных для выбранного кислотного оксида.

Ответ: а) оксид марганца(II);
б) оксид марганца(VI);
в) оксид марганца(III);
г) оксид марганца(VII).

2. Составьте электронную формулу распределения валентных электронов атома рения. Какую валентность может проявлять рений в основном и возбужденном состояниях? Приведите схемы распределения электронов в «ионах» Re^{+7}, Re^{+2}. Сколько неспаренных электронов содержится в них соответственно?

Ответ: а) 0 и 5; б) 7 и 2; в) 5 и 0.

3. Как можно превратить оксид марганца (II) в манганат калия и в какой среде? Приведите полное уравнение получение его, выбрав в качестве окислителя нитрат калия. Подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения.

Ответ: а) 5; б) 9; в) 4.

4. Составьте полное уравнение реакции получения хлорида марганца (II) из диоксида марганца, обработав его концентрированной соляной кислотой. Рассчитайте, какой объем кислоты потребуется при этом для получения 12,58 г $MnCl_2$, если концентрация HCl по массе составляет 36,0%, а плотность раствора ρ = 1,179 г/мл.

Ответ: а) 12,38мл; б) 34,39мл; в) 40,54мл.

Лабораторная работа «Железо, кобальт, никель»

1. При взаимодействии 9,45 мл жидкого пентакарбонила железа с избытком разбавленной серной кислоты в эфирном растворе образуется смесь двух газов. Рассчитайте, какой объем (л, н.у.) займут газы после завершения реакции. Плотность пентакарбонила ρ =1,46 г/мл.

Ответ: а) 5,78л водорода и 9,99л оксида углерода(II);1
б)1,578л водорода и 7,89л оксида углерода(II);
в) 5,89л оксида углерода(II) и 4,78л водорода ;

2. Какую из ниже приведенных реакций можно использовать для получения гидроксида кобальта (III):

а) $CoCl_2 + NaOH + O_2 = …$;
б) $CoCl_2 + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_2 = …$;
в) $CoCl_2 + NaOH + Cl_2 = …$

Выбранное уравнение закончите, расставьте коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель.

3. Электронно-ионным методом составьте полное уравнение реакции восстановления диоксида марганца гексацианоферратом (II) калия в присутствии серной кислоты. Укажите коэффициент перед формулой среды.

Ответ: а) 4; б) 2; в) 6.

4. Подберите соответствующий окислитель и составьте полное уравнение реакция образования феррата калия из феррита калия в присутствии гидроксида калия. Укажите коэффициент перед формулой окислителя.

Ответ: а) 5; б) 4; в) 3.

Лабораторная работа «Цинк, кадмий, ртуть»

1. В три пробирки налита металлическая ртуть. В каком из указанных ниже веществ будет растворяться ртуть? Ответ подтвердите уравнением происходящей реакции, укажите окислитель, восстановитель и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом

Ответ: а) разбавленная серная кислота;
б) концентрированная серная кислота;
в) концентрированная щелочь.

2. Какое соединение цинка образуется при взаимодействии хлорида цинка с большим избытком концентрированной щелочи? Напишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты.

Ответ: а) гидроксид цинка;
б) тетрагидроксоцинкат (II);
в) гидроксохлорид цинка.

3. Составьте уравнение реакции гидрокарбоната кадмия с соляной кислотой. Расставив коэффициенты в уравнении, определите количество молей кислоты, участвующей в реакции.

Ответ: а) 1 моль; б) 4 моля; в) 2 моля.

4. Какой объем 8 н. раствора КОН может прореагировать с 250 г оксида цинка, содержащего 18,6% примесей, не растворяющихся в едких щелочах.

Ответ: а) 0,623 л; б) 0,313 л; в) 0,143 л.

Примеры индивидуальных домашних заданий

Семестр 1

К лабораторной работе «Классы неорганических соединений»

1. Какие оксиды соответствуют кислотам HPO_3, H_3PO_4, H_2SiO_3, HNO_2, H_2CrO_4, H_2SeO_4?
2. Какие соли могут образоваться при взаимодействии гидроксида железа (III) и серной кислоты? Составьте уравнения всех возможных реакций.
3. Сколько свободных ионов получится при полной диссоциации каждой молекулы соли: $KHSO_4$, $MgOHNO_3$, $KAl(SO_4)_2$, $Ba(HCO_3)_2$? Составьте уравнения диссоциации приведенных соединений.
4. Напишите уравнения реакций, соответствующих схеме:

$$Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4.$$

5. Докажите амфотерность гидроксида бериллия.
6. Составьте формулы солей, образованных следующими катионами и анионами: K^+ и NO_3^-, Ca^{2+} и HS^-, Mg^{2+} и HSO_4^-, $Fe(OH)_2^+$ и Cl^-, $ZnOH^+$ и NO_3^-, $AlOH^{2+}$ и SO_4^{2-}.
7. Как перевести сульфат алюминия в гидросульфат алюминия? Составьте уравнение реакции.
8. Как из гидроксонитрата магния получить гидронитрат магния? Составьте уравнение реакции.

К лабораторной работе «Определение молярной массы эквивалента металла»

1. От чего зависит величина фактора эквивалентности и молярной масса эквивалента кислоты и гидроксида в реакции?
2. Вычислить фактор эквивалентности двухосновной кислоты, если известно, что 2 г ее содержат 0,1 г водорода, способного замещаться катионами металла.

3. Рассчитать объем эквивалента кислорода.

4. Рассчитайте молярную массу эквивалента сульфата алюминия.

5. Рассчитайте, сколько моль эквивалентов кислорода необходимо для сжигания 3,6 г магния.

6. На сжигание 1 г металла израсходовано 280 мл кислорода при н.у. Найдите молярную массу эквивалента металла, если он находится во II группе периодической системы Д.И. Менделеева.

К лабораторной работе
«Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра»

1. Рассчитайте: а) нормальную концентрацию сантимолярного раствора хлорида алюминия; б) молярную концентрацию децинормального раствора сульфата никеля.

2. Для приготовления раствора 60 г нитрата цинка растворили в 940 г воды. Рассчитайте массовую долю (%) и моляльность (моль/кг) раствора полученного раствора.

3. Для растворов каких из ниже перечисленных электролитов молярная и нормальная концентрации совпадают и почему: а) сульфат олова (II), б) сульфат калия; в) сульфат алюминия; г) гидроксид калия; д) нитрат натрия; е) хлорид железа(III)?

4. На титрование некоторого объема однонормального раствора серной кислоты израсходовано 15 мл щелочи известной концентрации. Можно ли без расчетов установить, сколько мл щелочи потребуется на титрование того же объема кислоты, если ее концентрация одномолярная?

К лабораторной работе «Ионные реакции. Водородный показатель. Гидролиз солей»

1. Рассчитайте концентрацию ионов $[H^+]$ и pH в растворах, если концентрация ионов $[OH^-]$ (моль/л) составляет: а) $3{,}45\cdot10^{-7}$; б) $4{,}67\cdot10^{-3}$; в) 10^{-11}.

2. Вычислите показатель pH 0,01н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты составляет 4,2 %.

3. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу, и как протекает этот процесс в каждом отдельном случае: а) сульфид аммония; б) хлорид меди (II); в) сульфат магния; г) фосфат лития; д) бромид алюминия; е) сульфат натрия.

4. Какая из приведенных ниже солей обладает большей степенью гидролиза: а) цианид аммония или ацетат аммония; б) сульфат железа (II) или сульфат железа (III)? Приведите мотивированный ответ и уравнения гидролиза указанных солей.

К лабораторной работе «Комплексные соединения»

1. Составьте формулы следующих комплексных солей:

а) гексанитрокобальтат (III) калия;

б) дихлоротетрацианопланинат (IV) натрия;

в) тетрароданодиаквахромат (III) кальция.

2. При действии на раствор сульфата тетраамминмеди (II) раствора KCN образуется тетрацианокупрат (II) калия. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции и объясните причину ее протекания.

3. Составьте выражение константы нестойкости хлорида диамминсеребра (I).

4. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях:

а) $H[Co(CN)_4(H_2O)_2]$; б) $Ca[ZrF_6]$; в) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.

К лабораторной работе «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Рассчитайте, во сколько раз возрастает скорость химической реакции при повышении температуры с 25 до 75 °С, если известно, что с повышением температуры на каждые 10 градусов скорость увеличивается в 2,5 раза.

2. Как изменится скорость прямой реакции $2CO + O_2 = 2CO_2$, если при неизменной температуре повысить давление в 4 раза?

3. При некоторых условиях температуры и давления в сосуде емкостью 0,5 л находится 0,03 моль диоксида азота. Вычислите константу скорости прямой реакции, протекающей по уравнению $2NO_2 = N_2O_4$, если скорость при данных условиях составляет 1,08 моль/л·сек.

4. На сколько градусов следует повысить температуру в системе, чтобы скорость реакции возросла в 30 раз, если известно, что температурный коэффициент скорости составляет $\gamma = 2,5$.

5. При некоторой температуре равновесие реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ установилось при концентрациях: $[NO]=0,2$, $[O_2]=0,1$ и $[NO_2]=0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и первоначальную концентрацию оксида азота (II).

К лабораторной работе «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Определите степени окисления атомов элементов в следующих соединениях:

Cu; $CaCrO_4$; H_3PO_2; CO_3^{2-}.

2. Какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих химических превращениях:

1. $S^o \rightarrow S^{2-}$; $Ti^{+3} \rightarrow Ti^{+4}$; $PbO_2 \rightarrow PbSO_4$.
2. $S^{2-} \rightarrow S^{6+}$; $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$; $NH_3 \rightarrow HNO_2$.
3. $Cl^- \rightarrow Cl^{+7}$; $N^{+5} \rightarrow N^{-2}$; $Na_3CrO_3 \rightarrow Na_2CrO_4$.

3. Закончите уравнения следующих реакций, расставив коэффициенты. Используйте ионно-молекулярный метод (метод полуреакций):

а) $Zn + KNO_2 + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + K_2[Zn(OH)_4]$;

б) $KNO_2 + PbO_2 + HCl \rightarrow KNO_3 + PbCl_2 + H_2O$;

в) $H_2O_2 + KI + HCl \rightarrow I_2 + KCl + H_2O$.

К лабораторной работе «Электрохимические процессы»

1. Электролизу водного раствора какого из приведенных ниже веществ отвечает уравнение катодного процесса:

$$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-?$$

а) азотная кислота; б) нитрат меди(II); б) нитрат калия.

Какая реакция происходит при этом на аноде? Составьте уравнение протекания этого процесса.

2. Составьте схему гальванического элемента из свинцовой и никелевых пластинок, погруженных в растворы их солей, в которых концентрации ионов свинца и магния составляют $[Pb^{2+}] = [Ni^{2+}] = 1,0$ моль/л. Напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте э.д.с. $\Delta\varphi$ этого элемента.

3. Используя величины стандартных электродных потенциалов φ^o, определите, в какой последовательности и на каком электроде будут выделяться металлы при электролизе смеси растворов нитратов хрома(III), золота(III) и никеля(II)? Составьте схемы электролиза раствора наиболее легко восстанавливающегося металла (из приведенных) и рассчитайте его массу, имея $I = 2,5A$, а время электролиза $\tau = 40$ минут.

4. Составьте схему электродных процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата никеля с графитовыми электродами.

5. Составьте схему медно-магниевого гальванического элемента, работающего в стандартных условиях; запишите уравнения электродных процессов; рассчитайте ЭДС.

К лабораторной работе «Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии»

1. Для детали, изготовленной из кобальта, подберите анодное и катодное покрытие. Составьте уравнения коррозионных процессов при нарушении этих покрытий и в растворе бромоводорода.

2. Какой тип коррозии возможен при контакте указанных веществ:

а) кальций – влажный воздух,

б) кальций – сухой воздух.

Составьте уравнения коррозионных процессов.

3. Какой металл будет окисляться во влажном воздухе при нарушении покрытия, если железо покрыто марганцем? Приведите схему процессов, происходящих на электродах образующегося гальванического элемента.

4. Ювелирное изделие из золота на подвесках из серебряной цепочки для восстановления блеска поместили в подкисленный раствор чистящего средства. Изделие оказалось испорченным. Почему? Ответ поясните уравнениями возможных реакций.

5. В течение, какого срока полностью разрушится стальной лист массой 200 г, находясь в контакте с медью в кислом растворе, если сила тока в такой электрохимической системе составляла 0,65 А. Составьте схему работы такой гальванопары.

К практическому занятию «Энергетика химических реакций»

1. Используя справочные данные рассчитайте изменение энтальпии реакции:

$$C_{(графит)} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}.$$

Экзотермическим или эндотермическим является данный процесс?

2. Не производя вычислений, укажите, для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно:

а) $MgO_{(к)} + H_{2(г)} = Mg_{(к)} + H_2O_{(ж)}$;

б) $C_{(графит)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)}$.

3. Используя приведенные справочные данные и и термохимическое уравнение:

$$3CaO_{(кр.)} + P_2O_{5(кр.)} = Ca_3(PO_4)_{2(кр.)};\ \Delta_fH^0_{298} = -739{,}0\ кДж,$$

рассчитайте энтальпию образования фосфата кальция.

4. Можно ли подобрать катализатор для проведения в стандартных условиях следующих реакций:

$$а)\ 2SO_{2((газ)} + O_{2(газ)} = 2SO_{3(жид.)};\ \Delta_fG^0_{298} < 0.$$

$$б)\ N_{2(газ)} + 2H_2O_{(ж.)} = NH_4NO_{2(кр.)};\ \Delta_fG^0_{298} > 0$$

Ответ поясните.

5. Рассчитайте температуру, при которой начинается реакция разложения азотной кислоты? используя справочные данные:

$$4HNO_{3(ж.)} = 2H_2O_{(газ)} + 4NO_{2(газ)} + O_{2(газ)},$$

К практическому занятию «Строение атома и периодическая система элементов»

1. Охарактеризуйте значениями квантовых чисел электроны на следующих подуровнях:

а) 3d; б) 6s; в) 5p; г) 4f.

2. Охарактеризуйте свойства элемента, имеющего следующую сокращенную электронную конфигурацию атома $3d^64s^2$.

4. На внешнем энергетическом уровне атома азота находится электронов:

а) 5; б) 3; в) 7; г) 15.

4. Укажите электронную конфигурацию ионов Zn^{2+}, S^{2-}, Cu^{+},

5. Какой подуровень заполняется после подуровня 6s:

а) 7s; б) 6p; в) 5d; г) 4f?

Семестр 2

К лабораторной работе «Олово, свинец»

1. Как изменяется прочность водородных соединений элементов IV-А группы с увеличением зарядов их атомов? Объясните это изменение с точки зрения строения атомов.

2. Закончить уравнение реакции:

$$Si + NaOH + H_2O \rightarrow$$

2. Пользуясь данными справочника, определите, может ли при 298 К самопроизвольно протекать реакция:

$$3SiO_2(к) + 4B(к) \rightarrow 3Si(к) + 2B_2O_3(к)$$

Оцените возможность протекания этой реакции при более высоких температурах.

4. Почему при растирании порошка оксида свинца (IV) с серой или фосфором происходит воспламенение? В каком производстве используется это явление?

5. Составьте уравнение реакции:

$$Sn + HNO_3(разб.) \rightarrow N_2O + Sn(NO_3)_2$$

6. Что является окислителем и восстановителем в гальваническом элементе, составленном из олова и серебра, погруженных в нормальные растворы их солей. Составьте схему данного гальванического элемента. Исходя из величин стандартных электродных потенциалов и значения ΔG^0_{298}, укажите, можно ли осуществить данную реакцию в гальваническом элементе.

К лабораторной работе «Азот, фосфор»

1. Сравните отношение азота и фосфора к следующим веществам: 1) металлы; 2) галогены; 3) гидроксид натрия; 4) вода. Составьте уравнения соответствующих реакций, указав условия их протекания.

2. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов металлов, расположенных в ряду напряжений от магния до свинца включительно. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

3. Какова массовая доля фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении в 200мл воды продукта полного окисления 24,8г фосфора?

4. Осуществите превращения:

$$As \rightarrow As_2S_3 \rightarrow (NH_4)_3AsS_4 \rightarrow As_2S_5 \rightarrow H_3AsO_3.$$

5. Закончить уравнение реакции: $Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow \ldots$

6. Сколько миллилитров 10%-ного раствора ортомышьяковой кислоты (плотность 1,07 г/мл) нужно прибавить к 50мл 20%-ного раствора ортомышьяковой кислоты (плотность 1,145 г/мл), чтобы получить 15%-ный раствор (плотность 1,106 г/мл)?

К лабораторной работе «Сера»

1. У какого из приведенных элементов VIA-группы больше сродство к электрону: сера, селен или теллур? Почему?

2. Какие свойства проявляет сернистая кислота в реакциях:

а) $H_2SO_3 + Br_2 \rightarrow$

б) $H_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

Напишите полные уравнения реакций. Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса.

3. Поясните, образуется ли осадок в растворе, полученном смешением равных объемов 0,02н. раствора нитрата серебра и 0,002н. раствора сульфата натрия, приняв, что соли диссоциированы нацело, а $ПР(Ag_2SO_4) = 5 \cdot 10^{-5}$.

К лабораторной работе «Галогены»

1. Какие процессы протекают при растворении галогенов в воде? Каковы особенности растворения хлора в воде и в растворах щелочей при разных температурах? Почему щелочь лучше, чем вода, связывает хлор?

2. Вычислите pH раствора, в литре которого содержится 0,845г кислоты, имеющей состав (% масс.): H – 1,18; Cl – 42,02; O – 56,80.

3. Преобразуйте цепочку превращений в уравнения химических реакций:

$J_2 \rightarrow JF_5 \rightarrow HF \rightarrow F_2 \rightarrow SiF_4 \xrightarrow{H_2O} \ldots$

К лабораторной работе «Хром»

1. Чем объяснить «провал» электрона в атоме хрома?

2. Считая, что при окислении сероводорода образуется сера, рассчитать, сколько граммов дихромата калия, используемого в качестве окислителя, необходимо для получения 64 г серы из подкисленного раствора сероводорода, взятого в избытке.

3. Между хромат- и дихромат-ионами в растворе существует динамическое равновесие:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O.$$

Константа равновесия равна $4{,}2 \cdot 10^{14}$. В 1М растворе 10% от общего количества (моль) соли существует в виде дихромата, а 90% – в виде хромата. Определить pH такого раствора.

К лабораторной работе «Марганец»

1. Как получить марганец из его соединений: $KMnO_4$, $MnCl_2$, MnO_2? Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Закончите уравнение реакции: $N_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$

3. Окислительно-восстановительные потенциалы систем

$MnO_2 + 2H_2O = MnO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e}$

$ReO_2 + 2H_2O = ReO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e}$

соответственно равны 1,69 В и 0,51 В. Можно ли окислить MnO_2 и ReO_2 хлором по схемам:

$MnO_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow HMnO_4 + HCl$

$ReO_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow HReO_4 + HCl$

К лабораторной работе «Железо, кобальт, никель»

1. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида никеля (II). Какой ион следует ввести в раствор этой соли для подавления гидролиза? Дайте мотивированный ответ.

2. Осуществите превращения: $CoSO_4 \rightarrow (CoOH)_2SO_4 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4$.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и назовите все соединения кобальта.

3. Рассчитайте фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента а) $Fe_2(SO_4)_3$ для реакций, в которых $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$; б) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ для реакций, в которых $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$. Приведите примеры соответствующих реакций.

К лабораторной работе «Цинк, кадмий, ртуть»

1. Дайте сравнительную характеристику свойств гидроксидов цинка, кадмия, ртути. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В трех пробирках содержится металлическая ртуть. В первую прибавили концентрированную серную кислоту, во вторую – разбавленную серную кислоту, в третью – щелочь. В какой из трех пробирок протекает химическая реакция? Напишите уравнение реакции.

3. На осаждение сульфат-ионов из 50 мл раствора сульфата цинка израсходовано 25 мл 0,05 М раствора хлорида бария. Вычислите титр исходного раствора сульфата цинка.

2.3. Формы промежуточной аттестации - экзамен

Вопросы для подготовки к экзамену (1 семестр)

1. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Классификация. Свойства.
2. Оксиды. Номенклатура. Основные, кислотные, амфотерные оксиды. Химические свойства. Получение. Применение.
3. Гидроксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
4. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
5. Соли: кислые, средние, основные, двойные, смешанные, комплексные. Номенклатура. Получение, свойства и применение.
6. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.

7. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента сложных веществ в химических реакциях.
8. Краткие сведения по теории строения атома.
9. Атом. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера.
10. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии и их учет при составлении электронных формул.
11. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах.
12. Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Что показывает номер периода, номер группы и порядковый номер. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
13. Свойства нейтральных атомов, химических элементов простых веществ: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, размеры атомов и ионов.
14. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей.
15. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи. Свойства ковалентной химической связи – насыщаемость, направленность.
16. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Структура молекул и ионов. Метод отталкивания электронных пар валентной оболочки Сиджвика-Пауэлла. Определение структур молекул.
17. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи.
18. Донорно-акцепторная связь. Комплексные соединения. Теория Вернера. Структура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи и лиганды, координационные числа. Заряды в комплексных соединениях.
19. Поведение комплексных соединений в растворах. Константы диссоциации, нестойкости и устойчивости.
20. Изомерия комплексных соединений.
21. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
22. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы молекул простых и сложных веществ. Кратность связи, диамагнитные и парамагнитные свойства молекул.
23. Энергетический ряд заполнения молекулярных орбиталей. Примеры описания химической связи в методе молекулярных орбиталей для двухатомных молекул второго периода периодической системы Д.И. Менделеева.
24. Зонная теория строения твердого тела. Металлы, полупроводники (n, p типа), диэлектрики, сверхпроводники.
25. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия, энтальпия. Термохимические уравнения.
26. Тепловой эффект реакции. Термохимические законы: закон Лавуазье-Лапласа, закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
27. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
28. Направление химических реакций, вероятность самопроизвольного протекания процесса. Энергия Гиббса.
29. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
30. Классификация химических реакций.
31. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
32. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса.
33. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы. Понятие об отрицательном катализе. Механизм катализа.
34. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.

35. Растворы. Компоненты раствора. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
36. Способы выражения концентрации растворов.
37. Понятие об электролитической диссоциации. Понятие о степени диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
38. Коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление.
39. Ионная сила растворов. Буферные растворы.
40. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимых осадков.
41. Вода как слабый электролит. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.
42. Ионно-обменные реакции, условия их протекания. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза.
43. Количественные характеристики гидролиза – степень и константа гидролиза.
44. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса. Метод полуреакций. Классификация ОВР. Применение ОВР.
45. Окислительно-восстановительные реакции, протекающие в различных средах. ОВР с участием азотной и серной кислоты.
46. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжения металлов и его особенности. Формула Нернста.
47. Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС гальванического элемента. Явление поляризации при работе гальванических элементов.
48. Химические источники тока: кислотный и щелочной аккумуляторы, сухие элементы и топливные элементы.
49. Электролиз на примере водного раствора хлорида натрия. Последовательность разрядки на аноде и на катоде.
50. Электролиз (на примере водного раствора сульфата натрия с угольными электродами). Последовательность анодных и катодных процессов.
51. Электролиз растворов солей с растворимым анодом.
52. Законы Фарадея.
53. Коррозия металлов. Основные механизмы и виды коррозийных разрушений.
54. Химическая коррозия. Жидкостная и газовая коррозия.
55. Атмосферная коррозия металлов и способы защиты от атмосферной коррозии.
56. Электрохимическая коррозия металлов и сплавов. Методы борьбы с ней.
57. Защита металлов от коррозии. Анодные и катодные покрытия. Катодная защита. Протекторы. Неметаллические покрытия. Оксидирование. Ингибирование, как способ защиты от коррозии.

Вопросы для подготовки к экзамену (2 семестр)

1. Общие закономерности изменения структуры атомов элементов и влияние ее на физико-химические свойства.
2. Общие свойства металлов.
3. Общие свойства неметаллов.
4. Углерод. Валентные состояния атома углерода. Кислородные соединения углерода. Угольная кислота, ее соли.
5. Соединения углерода с галогенами, азотом, серой. Синильная кислота. Цианиды, тиоцианиды.
6. Германий, олово, свинец. Общая характеристика свойств элементов, простых веществ и соединений. Их применение.
7. Элементы подгруппы азота. Общая характеристика. Азот. Соединения азота с водородом: аммиак, гидразин, гидроксиламин, азотоводородная кислота, азиды.
8. Оксиды азота. Азотная кислота, ее соли. Свойства, применение. Получение азотной кислоты в промышленности. Азотистая кислота.
9. Фосфор. Физические и химические свойства. Оксиды фосфора. Соединения фосфора с водородом и галогенами. Кислоты фосфора.
10. Сера. Физические и химические свойства. Сероводород, сульфиды. Условия образования и растворения сульфидов. Сульфаны и полисульфаны.

11. Оксиды серы. Серная кислота и их соли. Политионовые кислоты. Свойства солей серных кислот и их применение.
12. Галогены. Общая характеристика и применение. Водородные соединения.
13. Кислородосодержащие кислоты галогенов. Относительная сила кислот. Окислительно-восстановительные характеристики кислородосодержащих кислот галогенов и их солей.
14. Общая характеристика подгруппы хрома. Нахождение в природе, получение, применение.
15. Химические свойства хрома, молибдена, вольфрама: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в степени окисления +2, +3, +6. Хромиты, хроматы и дихроматы.
16. Подгруппа марганца. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде.
17. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в степени окисления +2, +4, +6, +7.
18. Марганцевые кислоты, их соли и применение.
19. Семейство железа. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства простых веществ: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде.
20. Химические свойства соединений железа в степени окисления +2, +3, +6.
21. Химические свойства соединений кобальта, никеля в степени окисления +2, +3.
22. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля (+2, +3). Основные положения теории кристаллического поля, теории поля лигандов.
23. Общая характеристика свойств элементов подгруппы цинка. Отношение к кислотам, щелочам и воде.
24. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений цинка, кадмия и ртути.
25. Общая характеристика s-элементов. Щелочные и щелочноземельные металлы. Нахождение в природе, получение и применение. Химические свойства простых веществ.
26. Бериллий и магний. Химические свойства простых веществ и соединений. Сравнение свойств берилия, магния и щелочно-земельных металлов.
27. Химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов.
28. Понятие о жесткости воды. Способы устранения солей жесткости и методы ее определения.
29. Характеристика свойств f-элементов и их соединений. Общие свойства металлов и способы их получения.

Примерная структура билета

Семестр 1

САМАРСКИЙ ПОЛИТЕХ
Опорный университет

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1
по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Основные предпосылки развития теории квантовой механики. Модели строения атома.
2. Гальванокоррозия на примере разрушения металла при контакте оловянной и серебряной пластин в кислой среде.
3. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося газа (н.у.).

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.03.01 «Химическая технология»**

Семестр 1
Составитель:
Лаврентьева О.В.

«____» _____ 20__ года

Заведующий кафедрой
Гаркушин И.К.

«____» _____ 20__ года

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2
по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Молекулярность и порядок реакции. Скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
2. Электролиз расплавов и растворов на примере расплава и раствора сульфата меди (+2).
3. При каком соотношении исходных веществ можно получить дигидроксохлорид железа (III)?

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.03.01 «Химическая технология»**

Семестр 1
Составитель:
Лаврентьева О.В.

«____» _____ 20__ года

Заведующий кафедрой
Гаркушин И.К.

«____» _____ 20__ года

Семестр 2

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1
по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Общая характеристика элементов VIIB-группы. Нахождение в природе, получение, химические свойства, применение.
2. Характеристика химических свойств оксидов и гидроксидов элементов семейства германия.
3. Составьте уравнения гидролиза хромата и дихромата калия. Укажите характер среды.

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.03.01 «Химическая технология»**

Семестр 2
Составитель:
Лаврентьева О.В.

«____» _____ 20__ года

Заведующий кафедрой
Гаркушин И.К.

«____» _____ 20__ года

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Общая характеристика элементов IVA-группы. Получение. Физические и химические свойства, применение углерода и кремния.
2. Марганцевые кислоты, их соли. Получение, химические свойства, применение.
3. Приведите качественные реакции на свободные галогены и галогенид-ионы.

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.03.01 «Химическая технология»**

Семестр 2
Составитель:
Лаврентьева О.В.

«____» _____ 20__ года

Заведующий кафедрой
Гаркушин И.К.

«____» _____ 20__ года

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

Учебная дисциплина как правило формирует несколько компетенций, процедура оценивания представлена в табл. 3 и реализуется поэтапно:

1-й этап процедуры оценивания: оценивание уровня достижения каждого из запланированных результатов обучения – дескрипторов (знаний, умений, владений) в соответствии со шкалами и критериями, установленными картами компетенций ОПОП (Прил. 1 ОПОП). Экспертной оценке преподавателя подлежит сформированность отдельных дескрипторов, для оценивания которых предназначена данная оценочная процедура текущего контроля и промежуточной аттестации согласно матрице соответствия оценочных средств результатам обучения (см. табл.2).

2-й этап процедуры оценивания: интегральная оценка достижения обучающимся запланированных результатов обучения по итогам отдельных видов текущего контроля и промежуточной аттестации.

Таблица 3

Характеристика процедуры промежуточной аттестации по дисциплине

№	Наименование оценочного средства	Периодичность и способ проведения процедуры оценивания	Методы оценивания	Виды выставляемых оценок	Способ учета индивидуальных достижений обучающихся
1 семестр					
1	Индивидуальные домашние задания по темам лабораторных работ (№1-8, 1 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	зачет/незачет	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
2	Отчет по лабораторным работам (№1-8, 1 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	зачет/незачет	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
3	Контрольные работы по темам лабораторных работ (№1-8, 1 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	по пятибальной шкале	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
4	Индивидуальные домашние задания по темам практических занятий (№5,9, 1 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	зачет/незачет	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
5	Контрольные работы по темам практических	Систематически в соответствии с расписанием	экспертный	по пятибалльной шкале	журнал учета успеваемости, рабочая книжка

	занятий (№ 5,9, 1 семестр)	занятий, письменно			преподавателя
6	Промежуточная аттестация – экзамен (1 семестр)	На этапе промежуточной аттестации	экспертный	по пятибалльной шкале	экзаменационная ведомость, зачетная книжка, учебная карта студента, портфолио
2 семестр					
7	Индивидуальные домашние задания по темам лабораторных работ (№1-6, 2 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	зачет/незачет	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
8	Отчет по лабораторным работам (№1-6, 2 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	зачет/незачет	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
9	Контрольные работы по темам лабораторных работ (№1-6, 2 семестр)	Систематически в соответствии с расписанием занятий, письменно	экспертный	по пятибальной шкале	журнал учета успеваемости, рабочая книжка преподавателя
10	Промежуточная аттестация – зачет (2 семестр)	На этапе промежуточной аттестации	экспертный	по пятибалльной шкале	экзаменационная ведомость, зачетная книжка, учебная карта студента, портфолио

Шкала и процедура оценивания сформированности компетенций

На этапе промежуточной аттестации используется система оценки успеваемости обучающихся, которая позволяет преподавателю оценить уровень освоения материала обучающимися. Критерии оценивания сформированности планируемых результатов обучения (дескрипторов) представлены в карте компетенции ОПОП.

Форма оценки знаний: оценка - 5 «отлично»; 4 «хорошо»; 3 «удовлетворительно»; 2 «неудовлетворительно». Лабораторные работы оцениваются: «зачет», «незачет». Возможно использование балльно-рейтинговой оценки.

Шкала оценивания:

«Отлично» - Выставляется, если уровень сформированности заявленных компетенций по 85 и более % дескрипторов (в соответствии с картами компетенций ОПОП) оценивается на уровнях «4» и «5», при условии отсутствия уровней «1»-«3»:студент показал прочные знания основных положений фактического материала, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи повышенной сложности, свободно использовать справочную литературу, делать обоснованные выводы из результатов анализа конкретных ситуаций;

«Хорошо» - Выставляется, если уровень сформированности заявленных компетенций по 60 и более % дескрипторов (в соответствии с картами компетенций ОПОП) оценивается на

уровнях «4» и «5», при условии отсутствия уровней «1»-«2», допускается уровень «3»: студент показал прочные знания основных положений фактического материала, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи, предусмотренные рабочей программой, ориентироваться в рекомендованной справочной литературе, умеет правильно оценить полученные результаты анализа конкретных ситуаций;

«Удовлетворительно» - Выставляется, если уровень сформированности заявленных компетенций по 50 и более % дескрипторов (в соответствии с картами компетенций ОПОП) оценивается на уровнях «3»-«5»: студент показал знание основных положений фактического материала, умение получить с помощью преподавателя правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой, знакомство с рекомендованной справочной литературой;

«Неудовлетворительно» - Выставляется, если уровень сформированности заявленных компетенций менее чем по 50 % дескрипторов (в соответствии с картами компетенций ОПОП) оценивается на уровнях «3»-«5»: При ответе студента выявились существенные пробелы в знаниях основных положений фактического материала, неумение с помощью преподавателя получить правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины.

Ответы и решения обучающихся оцениваются по следующим общим критериям: распознавание проблем; определение значимой информации; анализ проблем; аргументированность; использование стратегий; творческий подход; выводы; общая грамотность.

Соответствие критериев оценивания сформированности планируемых результатов обучения (дескрипторов) системам оценок представлено в табл. 4

Таблица 4

Интегральная оценка

Критерии	Традиционная оценка	Балльно-рейтинговая оценка
5	5	86 - 100
4	4	61-85
3	3	51-60
2 и 1	2, Незачет	0-50
5, 4, 3	Зачет	51-100

Обучающиеся обязаны сдавать все задания в сроки, установленные преподавателем. Оценка «Удовлетворительно» по дисциплине, может выставляться и при неполной сформированности компетенций в ходе освоения отдельной учебной дисциплины, если их формирование предполагается продолжить на более поздних этапах обучения, в ходе изучения других учебных дисциплин.