

УТВЕРЖДАЮ

Первый проректор, проректор по учебной работе

«30» 06 А.Е. Рудин
2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.21

Физическая химия

(Индекс дисциплины)

(Наименование дисциплины)

Кафедра: 44 Теоретической и прикладной химии

Код

Наименование кафедры

Направление подготовки:

18.03.01 Химическая технология

Профиль подготовки:

Химическая, био- и нанотехнологии волокнистых материалов

Уровень образования: Бакалавриат

План учебного процесса

Составляющие учебного процесса		Очное обучение	Очно-заочное обучение	Заочное обучение
Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся (часы)	Всего	432	432	
	Аудиторные занятия	204	119	
	Лекции	68	34	
	Лабораторные занятия	68	34	
	Практические занятия	68	51	
	Самостоятельная работа	147	232	
	Промежуточная аттестация	81	81	
Формы контроля по семестрам (номер семестра)	Экзамен	4,5	5,6	
	Зачет	-	-	
	Контрольная работа	4,4,5,5	5,5,6,6	
	Курсовой проект (работа)	5	6	
Общая трудоемкость дисциплины (зачетные единицы)		12	12	

Форма обучения:	Распределение зачетных единиц трудоемкости по семестрам											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Очная				5	7							
Очно-заочная					5	7						
Заочная												

Рабочая программа составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по соответствующему направлению подготовки и на основании учебного плана № 1/1/823

1. ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Место преподаваемой дисциплины в структуре образовательной программы

Блок 1: Базовая Обязательная Дополнительно является факультативом
Вариативная По выбору

1.2. Цель дисциплины

Сформировать компетенции обучающегося в области знаний о физико-химических процессах, химических и фазовых превращениях, необходимых для организации, контроля и производственно-технологической деятельности при производстве химических волокон и композиционных материалов на их основе, а также в процессах модификации, крашении и отделки волокнистых материалов.

1.3. Задачи дисциплины

- Раскрыть роль физической химии в химической технологии.
- Показать теоретические и практические возможности физической химии для разработки прогрессивных технологических процессов и управления.

1.4. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
ОПК- 2	Готовность использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	первый
Планируемые результаты обучения Знать: Законы и основные уравнения химической термодинамики; методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем; принципы и уравнения формальной кинетики и кинетики сложных цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного гетерогенного и ферментативного катализа. Уметь: Использовать принципы и уравнения формальной кинетики и кинетики сложных цепных, гетерогенных и фотохимических реакций для описания физической картины мира, пространственно-временных закономерностей и физико-химических процессов, обосновать выбор метода вычисления кинетических параметров процессов; выполнить заданный эксперимент и рассчитать характеристики системы по экспериментальным данным. Владеть: Навыками анализа и расчета термодинамических параметров физико-химических процессов; методикой и техникой лабораторного эксперимента, навыками расчета основных параметров системы по заданным условиям.		
ОПК- 3	Готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире.	первый

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
Планируемые результаты обучения		
Знать: Закономерности протекания и равновесия отдельных классов химических реакций и связь этих закономерностей с особенностями внутреннего строения молекул отдельных групп химических соединений		
Уметь: Устанавливать влияние параметров процесса на характер межмолекулярного взаимодействия; Использовать методы исследования строения соединений, смесей и их свойств.		
Владеть: Навыками прогнозирования свойств органических и неорганических химических соединений в зависимости от их строения		

1.5. Дисциплины (практики) образовательной программы, в которых было начато формирование компетенций, указанных в п.1.4:

- Физика (ОПК-2)
- Общая и неорганическая химия (ОПК-3)
- Коллоидная химия ((ОПК-3)
- Органическая химия (ОПК-3)

2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Учебный модуль 1. Основы химической термодинамики			
Тема 1. Введение. Содержание и задачи курса. Теоретические методы физической химии: квантово-химический, термодинамический, кинетический. Основные положения квантово-химического метода. Экспериментальные методы физической химии. Интерпретация экспериментальных данных. Предмет химической термодинамики. Основные понятия.	8	10	
Тема 2. Уравнения состояния термодинамической системы. Экстенсивные и интенсивные параметры. Нулевое начало термодинамики. Функции процесса и состояния. Первое начало термодинамики. Теплоты образования простых веществ и соединений. Стандартное состояние. Расчет тепловых эффектов в различных химических процессах. Теплоемкость. Уравнение Кирхгофа.	10	12	
Тема 3. Процессы обратимые и необратимые, самопроизвольные и вынужденные. Энтропия как функция состояния термодинамической системы. II начало термодинамики. Расчет изменения энтропии в различных процессах. III начало термодинамики. Особенности термодинамических систем, содержащих высокомолекулярные соединения (ВМС).	10	12	
Текущий контроль 1 (коллоквиум)	4	4	-
Учебный модуль 2. Методы равновесной термодинамики. Химическое равновесие			
Тема 4. Максимальная работа и химическое сродство. Термодинамические потенциалы. Критерии направленности химического процесса и мера работоспособности термодинамической системы. Характеристические функции и их свойства. Уравнения Гиббса – Гельмгольца, Гиббса – Дюгема, вывод фундаментальных уравнений Гиббса.	10	10	
Тема 5. Изменение потенциалов Гиббса и Гельмгольца в различных процессах. Химический потенциал. Общее условие равновесия системы, закон действующих масс. Элементы статистической термодинамики. Вывод уравнения Больцмана – Планка и расчет химического потенциала с помощью положений статистической термодинамики.	10	10	

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Тема 6. Константы равновесия. Фугитивности и активности. Термодинамическая константа равновесия и положение равновесия термодинамической системы. Уравнения изотермы химической реакции и Вант Гоффа. Сущность правил Ле Шателье. Константы газовых и гетерогенных равновесий. Методы расчета констант равновесий. Особенности термодинамики реакций полимеризации.	9	10	
Текущий контроль 2 (контрольная работа)	6	6	-
Учебный модуль 3. Термодинамические свойства растворов (неэлектролитов)			
Тема 7. Общая характеристика растворов. Виды растворов. Химический потенциал компонента в идеальном растворе. Закон Рауля и анализ отклонений от него. Абсорбция. Растворы газов в жидкостях. Закон Генри. Влияние давления и температуры на растворимость газов в жидкостях и растворах. Насыщенные растворы.	10	10	
Тема 8. Сольватация, гомо- и гетероассоциация в растворах. Химический потенциал предельно разбавленных и реальных растворов. Коллигативные свойства растворов и их количественное описание. Вычисление активностей растворителя и растворенного соединения по экспериментальным значениям снижения давления паров, осмотического давления, понижения температуры замерзания и повышения температуры кипения растворов.	8	10	
Текущий контроль 3 (опрос)	4	4	-
Учебный модуль 4. Термодинамика гетерогенных систем. Методы разделения смесей			
Тема 9. Примеры гетерогенных систем и процессов в них. Понятия фазы, поверхности раздела, независимого числа компонентов. Условия равновесия в гетерогенных термодинамических системах. Теорема Дюгема и правило фаз Гиббса. Анализ диаграмм состояния однокомпонентных систем. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона.	10	10	
Тема 10. Бинарные растворы с неограниченной растворимостью компонентов. Методы физико-химического анализа. Диаграммы состав-свойство. Законы Коновалова. Простая перегонка. Правила Вревского. Принцип ректификации. Бинарные системы с ограниченной взаимной растворимостью компонентов, ВКТР и НКТР. Особенности систем с ВМС, спинодали. Перегонка с водяным паром, с гетероазетропом и без гетероазетропа.	10	10	
Тема 11. Равновесия «кристаллы – жидкость» в бинарных системах. Термический анализ, кривые охлаждения, диаграммы плавкости. Системы с неограниченной и ограниченной растворимостью в кристаллическом состоянии, с образованием химических соединений, плавящихся конгруэнтно и инконгруэнтно, с простой эвтектикой. Принципы охлаждения и размораживания. Особенности систем ВМС –растворитель, влияние температуры и молекулярной массы полимера на растворимость. Высокоэластичное состояние полимера, пластификация.	10	10	
Тема 12. Равновесия в трехкомпонентных системах. Треугольники Гиббса и Розенбума, системы с ограниченной взаимной растворимостью. Коэффициент распределения растворенного соединения между двумя конденсированными фазами. Экстракция. Зависимость физико-механических свойств систем полимер –полимер-растворитель от состава и строения ВМС. Принципы хроматографического разделения на примере ТСХ и мембранных методов разделения на примере использования обратного осмоса. Общая характеристика методов разделения.	10	10	
Текущий контроль 4 (контрольная работа)	6	6	
Промежуточная аттестация по дисциплине (экзамен)	45	36	
Учебный модуль 5. Основы химической кинетики. Теория активированного комплекса			
Тема 13. Понятие о движущей силе и скорости неравновесных процессов. Феноменологическая (формальная) кинетика. Кинетические измерения и обработка кинетических кривых. Задачи формальной и молекулярной кинетик. Терминология химической кинетики. Типы реакций (обратимые и необратимые, гомо- и гетерогенные, гомо- и гетеролитические, гомо- и гетерофазные). Молекулярность и порядок реакции. Кинетическая интерпретация закона действующих масс. Термодинамический и кинетический контроль.	12	10	
Тема 14. Общность и различие термодинамического и кинетического описания	10	10	

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
химических реакций. Зависимость скорости реакций от температуры. Уравнение Аррениуса и его обоснование с помощью уравнения изобары Вант Гоффа. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель. Теория активных столкновений, понятие о сечении реакции (процесса). Теория активированного комплекса Эйринга и Поляни. Основные положения. Вывод выражения для константы скорости реакции в общем виде. Энтальпия и энтропия активации.			
Тема 15. Принцип линейности свободных энергий как следствие теории активированного комплекса. Использование этого принципа для: объяснения влияния растворителя и солевых эффектов на кинетику и термодинамику процессов в растворах; для установления связи между строением и реакционной способностью соединений на примере уравнений Гаммета и Тафта; объяснения электрофильных и нуклеофильных механизмов реакций; стерических эффектов. Механизмы и кинетика реакций с участием ионов. Гидролиз.	10	10	
Текущий контроль 5 (опрос)	4	4	-
Учебный модуль 6. Кинетические методы исследования химических процессов			
Тема 16. Прямая и обратная задача кинетических исследований. Примеры решений. Признаки простых и сложных реакций. Примеры механизмов цепных, сопряженных, фотохимических реакций. Методы определения лимитирующей стадии. Процессы диффузии в газах и конденсированных средах. Законы Фика, статистическая и термодинамическая интерпретация. Быстрые реакции. Кинетика и механизм реакций полимеризации.	10	10	
Тема 17. Методы определения порядков в простых и сложных реакциях. Дифференциальные и интегральные методы определения энергии активации. Определение лимитирующей стадии гетерогенного процесса по величине энергии активации. Вычисление энтропии и энтальпии активации. Взаимосвязь значений этих величин с вероятным механизмом реакции на примерах. Микроволновая активация. Оптимизация химических процессов.	12	10	
Текущий контроль 6 (контрольная работа)	4	4	-
Учебный модуль 7. Катализ			
Тема 18. Определение и свойства катализаторов. Влияние катализаторов на кинетику и термодинамику химических процессов. Механизм катализа в рамках теории активированного комплекса. Селективный и неселективный катализ. Ингибирование и инициирование каталитических реакций. Виды гомогенного катализа. Кислотно-основной (специфический и общий) катализ.	10	10	
Тема 19. Ферментативный катализ, области применения. Гетерогенный катализ. Влияние катализатора на энергию активации лимитирующей стадии гетерогенного процесса. Факторы, влияющие на кинетику адсорбции. Изотерма Ленгмюра. Скорость гетерогенной каталитической реакции. Межфазный катализ.	10	10	
Текущий контроль 7 (коллоквиум)	6	6	-
Учебный модуль 8. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации			
Тема 20. Аномалии коллигативных свойств в растворах электролитов. Изотонический коэффициент. Теория Аррениуса и последующая дискуссия. Обоснование электролитической диссоциации: цикл Борна – Хабера, проводимость и сольватохромный эффект в растворах электролитов. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда, степень диссоциации.	12	10	
Тема 21. Расчеты термодинамических параметров в растворах электролитов. Теплоты образования и сольватации (гидратации) ионов. Химический потенциал иона. Основные положения, приближения и следствия теории Дебая – Хюккеля для растворов сильных электролитов, соответствие эксперименту. Активность и коэффициент активности электролитов. Сольватация, гомо- и гетероассоциация ионов в растворах электролитов.	12	10	
Текущий контроль 8 (опрос)	4	4	-
Учебный модуль 9. Константы диссоциации кислот в растворах			
Тема 22. Подходы к экспериментальному определению констант диссоциации (pK_a) в растворах. Определение значений pK_a кислот и оснований в водных растворах. Характеристики и особенности органических растворителей.	10	10	

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Кондуктометрия и потенциометрия в неводных средах. Особенности спектрофотометрического определения в органических растворителях. Стандартизация шкал кислотности (pH_{H+}) в неводных средах.			
Тема 23. Кислотные и основные свойства соединений, амфолиты. Таутомерия, цвиттер-ионы. Кристаллическое состояние электролитов в виде солей и сокристаллов. Многоступенчатые протолитические равновесия. Диссоциация кислот и оснований в водно-органических смесях. Протолитические равновесия в организованных растворах.	10	10	
Текущий контроль 9 (опрос)	4	4	-
Учебный модуль 10. Термодинамическая теория ЭДС			
Тема 24. Природа тока в проводниках II рода. Электрохимическая ячейка, электролиз. Законы и постоянная Фарадея. Нарушение обратимости, редокс-процессы на электродах. Обозначения в электрохимических схемах. Катод и анод. Элемент Даниеля – Якоби. Работа электрохимического процесса. Электрохимический эквивалент энергии Гиббса общей редокс реакции на электродах элемента.	10	10	
Тема 25. Правила записи электрохимических схем (IUPAC 1953 г.). Водородный электрод. Ряд стандартных напряжений электродов. Термодинамика электрохимических систем. Уравнения Нернста (2 варианта). Зависимость ЭДС от температуры. Вычисление константы равновесия и определение изменения энтальпии, энтропии, внутренней энергии электродных реакций электрохимического элемента.	10	10	
Тема 26. Классификация электродов как следствие уравнений Нернста. Электроды I рода (металлические и газовые). Свинцовый аккумулятор как пример химической цепи. Электроды II рода (амальгамный, хлорсеребряный, каломельный, хингидронный). Концентрационные цепи. Элемент Вестона. Неравновесные электрохимические процессы. Потенциал перенапряжения. Уравнение Тафеля. Принцип электрохимической очистки растворов.	10	10	
Тема 27. Стекланный электрод, измерение pH. Шкала pH в воде и водно-органических смесях. Практическое использование потенциометрических измерений: определение произведения растворимости солей; констант гидролиза, диссоциации и равновесий редокс реакций; коэффициентов активности ионов в растворах и металлов в сплавах. Потенциометрическое титрование. Селективные электроды. Химические источники тока.	10	9	
Текущий контроль 10 (контрольная работа)	6	6	
Курсовая работа	30	30	
Промежуточная аттестация по дисциплине (экзамен)	36	45	
ВСЕГО:	432	432	

3. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

3.1. Лекции

Номера Изучаемых тем	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1	4	4	5	2		
2	4	4	5	2		
3	4	4	5	2		
4	4	2	5	1		
5	4	2	5	1		
6	4	2	5	1		
7	4	2	5	1		
8	4	2	5	1		
9	4	2	5	1		
10	4	2	5	1		
11	4	4	5	2		
12	4	4	5	2		
13	5	2	6	1		

Номера Изучаемых тем	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
14	5	2	6	1		
15	5	2	6	1		
16	5	2	6	1		
17	5	2	6	1		
18	5	2	6	1		
19	5	2	6	1		
20	5	2	6	1		
21	5	4	6	2		
22	5	4	6	2		
23	5	2	6	1		
24	5	2	6	1		
25	5	2	6	1		
26	5	2	6	1		
27	5	2	6	1		
ВСЕГО:		68		34		

3.2. Практические и семинарские занятия

Номера изучаемых тем	Наименование и форма занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1-12	Химическая термодинамика и фазовые равновесия.	4	6	5	6		
9-12	Расчеты фазовых равновесий.	4	6	5	6		
1-3, 13-14, 16-17	Расчеты химических процессов.	4 5	5 7	5 6	5 6		
13-15, 18-19	Кинетика и катализ.	5	11	6	7		
16-17	Кинетические исследования химических процессов.	5	11	6	7		
20-23	Свойства растворов электролитов и электрохимические системы.	5	11	6	7		
24-27	Термодинамика растворов электролитов и электрохимических систем.	5	11	6	7		
ВСЕГО:			68		51		

3.3. Лабораторные занятия

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1-12	Введение в лабораторный практикум. Инструктаж по ТБ. Техника лабораторных работ	4	2	5	1		
2	Калориметрия. Определение интегральной теплоты растворения соли	4	8	5	4		
2	Определение теплоты нейтрализации	4	8	5	4		
10	Фазовое равновесие жидкость пар. Определение состава жидкой и паровой фаз	4	8	5	4		
11	Криометрия	4	8	5	4		

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
13-27	Введение в лабораторный практикум. Инструктаж по ТБ.	5	2	6	1		
13,14	Определение константы скорости омыления сложного эфира	5	4	-	-		
13,14	Определение константы скорости инверсии сахарозы	5	4	6	4		
13-14	Определение константы скорости мутаротации глюкозы	5	2	-	-		
17	Определение порядка реакции по начальной скорости процесса	5	4	-	-	-	-
20,21	Изучение зависимости электропроводимости растворов электролитов от концентрации	5	2	6	4	-	-
22	Кондуктометрическое титрование	5	4	-	-	-	-
22-23	Определение константы диссоциации слабого электролита.	5	4	6	4	-	-
25-26	Определение ЭДС гальванических элементов. Потенциометрическое титрование	5	4	-	-	-	-
27	Определение pH буферных водных растворов	5	4	6	4	-	-
ВСЕГО:			68		34		

4. КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

4.1. Цели и задачи курсовой работы (проекта)

Сформировать компетенции обучающегося в области физико-математических знаний о физико-химических процессах, химических и фазовых превращениях, необходимых для организации, контроля и производственно-технологической деятельности производств химической технологии; сформировать умения самостоятельного решения поставленной технологической задачи, а также умения и навыки оформления своего решения в математической форме, в виде графической зависимости и пояснительной записки.

4.2. Тематика курсовой работы (проекта)

- Гетерогенный катализ (равновесие, кинетика)
- Адсорбция и разделение десорбата методом ректификации
- Абсорбция и разделение раствора методом ректификации
- Абсорбция и разделение, концентрирование раствора методом обратного осмоса
- Разделение растворов электролитов (вымораживание растворителя, выпаривание, кристаллизация)

4.3. Требования к выполнению и представлению результатов курсовой работы

Работа выполняется индивидуально с использованием расчетного метода с обязательным теоретическим обоснованием.

Результаты представляются в виде пояснительной записки, объемом 25-30 листов печатного текста, содержащего следующие обязательные элементы:

- Введение
- Расчеты процессов
- Теоретическое обоснование процессов
- Графические зависимости
- Аппаратурное оформление процесса (схема, рисунки с описанием)
- Заключение

5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Номера учебных модулей, по которым проводится контроль	Форма контроля знаний	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во
1	Коллоквиум	4	1	5	1		
2	Контрольная работа № 1	4	1	5	1		
3	Опрос	4	1	5	1		
4	Контрольная работа № 2	4	1	5	1		
1-4	Контрольная работа						
5,8,9	Опрос	5	3	6	3		
6	Контрольная работа № 3	5	1	6	1		
7	Коллоквиум	5	1	6	1		
10	Контрольная работа № 4	5	1	6	1		

6. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Виды самостоятельной работы обучающегося	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
Усвоение теоретического материала	4	30	5	50		
	5	35	6	50		
Подготовка к практическим (семинарским) и лабораторным занятиям	4	20	5	43		
	5	32	6	59		
Выполнение курсовых проектов (работ)	5	30	6	30		
Подготовка к экзаменам	4	45	5	36		
	5	36	6	45		
ВСЕГО:		228		313		

7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

7.1. Характеристика видов и используемых инновационных форм учебных занятий

Наименование видов учебных занятий	Используемые инновационные формы	Объем занятий в инновационных формах (часы)		
		очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Лекции	Изложение основного содержания курса, иллюстрируемое конкретными примерами. Лекция с элементами дискуссии.	15	10	
Практические и семинарские занятия	Обобщение и коллективный анализ результатов расчета термодинамических потенциалов химической реакции с целью установления оптимальных параметров процесса.	15	10	
Лабораторные занятия	Обобщение и коллективный анализ результатов индивидуальных экспериментов с целью установления достоверности полученных значений.	15	10	
ВСЕГО:		45	30	

7.2. Балльно-рейтинговая система оценивания успеваемости и достижений обучающихся

Перечень и параметры оценивания видов деятельности обучающегося для экзамена

№ п/п	Вид деятельности обучающегося	Весовой коэффициент значимости, %	Критерии (условия) начисления баллов
1	Аудиторная активность: посещение лекций и практических занятий. Проведение текущего контроля	20/10	2 балла за посещение занятий в каждом семестре, максимум 68 баллов; В 4 семестре 2 опрос 20 баллов за ответы на вопросы (полнота ответа, владение теоретическим материалом), 12 баллов за коллоквиум. Максимально 100 баллов В 5 семестре три опроса по 4 балла (полнота ответа, владение теоретическим материалом), максимум 12 баллов 20 баллов за коллоквиум. Максимально 100 баллов
2	Выполнение и защита курсовой работы	0/30	Представление в срок и качество оформления – до 15 баллов; • Содержание (соответствие заданию, наличие всех требуемых элементов, наличие и значимость ошибок) – до 50 баллов; • Качество защиты (полнота ответов на вопросы, владение специальной терминологией, затраченное на ответы время) – до 35 баллов;
2	Выполнение лабораторных работ и контрольных работ	40/30	• 5 баллов за выполнение лабораторной работы (проведение опытов, написание уравнений реакций, верные расчеты, выводы). (8 лабораторных работ в семестре), максимум 40 баллов; • 30 баллов за выполнение и защиту контрольной работы (2 контрольные работы в семестре), максимум 60 баллов.
3	Сдача экзамена	40/30	• 30 баллов за ответ на теоретический вопрос (полнота владения терминологией, затраченное время). Всего два вопроса. Максимум 60 баллов. • 40 баллов за решение практической задачи. Всего одно задание. Максимум 40 баллов.
Итого (%):		100	

Перевод балльной шкалы в традиционную систему оценивания

Баллы	Оценка по нормативной шкале	
86 - 100	5 (отлично)	Зачтено
75 – 85	4 (хорошо)	
61 – 74		
51 - 60	3 (удовлетворительно)	
40 – 50		
17 – 39	2 (неудовлетворительно)	Не зачтено
1 – 16		
0		

8. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Учебная литература

а) основная учебная литература

1. Ибрагимова Р. И. Основы физической химии: учебное пособие / Р. И. Ибрагимова, С. Ф. Гребенников, Е. И. Зайцева. – СПб.: ФГБОУ ВО «СПбГУПТД», 2015. – 85 с. Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2945, по паролю.
2. Ибрагимова Р. И. Физическая химия. Химическая термодинамика : учебное пособие / Р. И. Ибрагимова, С. Ф. Гребенников, Е. И. Зайцева. – СПб.:ФГБОУ ВПО СПбГУТД, 2014. – 99 с. Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=1994, по паролю.
3. Физическая химия. Курс лекций [Электронный ресурс]: учебное пособие / Гребенников С. Ф., Ибрагимова Р. И. — СПб.: СПбГУПТД, 2018.— 134 с.— Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2018222, по паролю.

б) дополнительная учебная литература

4. Гребенников С. Ф. Физическая и коллоидная химия процессов защиты и реабилитации объектов окружающей среды [Учебное пособие] / С. Ф. Гребенников, Л. М. Молодкина, М. Ю. Андрианова. – СПб.: «СПГУТД», 2010. – 421 с.
5. Краткий справочник физико-химических величин некоторых неорганических и органических соединений [Электронный ресурс] / — Электрон. текстовые данные.— Самара: РЕАВИЗ, 2011.— 68 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/18405>
6. Курсовая работа [Электронный ресурс]: методические указания / Сост. Ибрагимова Р. И., Гребенников С. Ф., Зайцева Е.И. — СПб.: СПбГУПТД, 2017.— 26 с.— Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2017191, по паролю.
7. Органическая химия. Интерактивное лабораторное занятие [Электронный ресурс]: методические указания / Сост. Ибрагимова Р. И., Гребенников С. Ф., Новоселов Н. П., Зайцева Е. И., Холохонова Л. И. — СПб.: СПбГУПТД, 2017.— 18 с.— Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2017192, по паролю.

8.2. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

1. Ионнообменная хроматография: методические указания в интерактивном виде. / сост.: С.С. Лысова, Т.А. Старикова, Л.И. Холохонова, Ю.Э. Зевацкий. СПб.: СПбГУТД, 2016. – 1.3 п.л. URL: http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=3162, по паролю.
2. Спицкий С. В. Эффективная аудиторная и самостоятельная работа обучающихся: методические указания / С. В. Спицкий. — СПб.: СПбГУПТД, 2015. – Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=2015811, по паролю

8.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины

1. <http://www.physchem.distant.ru/pctest.html>.
2. <http://publish.sutd.ru>

8.4. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

1. Windows 10,
2. OfficeStd 2016 RUS OLP NL Acdmc

8.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

1. Специализированная химическая лаборатория.
2. Химическая посуда.
3. Измерительные приборы (аналитические и технические весы, термометры, рефрактометр, поляриметр, калориметр, кондуктометр, потенциометр, рН-метр).
4. Дистиллятор.

5. Сушильный шкаф.
6. Вытяжной шкаф.

8.6. Иные сведения и (или) материалы

Раздаточные материалы: примеры расчетов констант равновесий, констант скорости, порядков реакций с помощью программного средства Mathcad.

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Виды учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся	Организация деятельности обучающегося
Лекции	Конспектирование лекционного материала, в котором изложены основные положения, выводы, формулировки, ключевые слова и термины. Работа с теоретическим материалом.
Практические занятия	Закрепить теоретические положения курса, решить конкретные задачи, овладеть навыками анализа и обработки экспериментальных данных.
Лабораторные занятия	Подготовка и выполнение лабораторных работ, позволяющее на практике проверить некоторые теоретические положения. Познакомиться с оборудованием и приборами. Освоить методики проведения эксперимента. Предварительно изучить методические указания по выполнению лабораторных работ.
Самостоятельная работа	Предварительно изучить методические указания по выполнению курсовой работы (проекта) и контрольных работ. При подготовке к экзамену необходимо проработать конспекты лекций и практических занятий, рекомендуемую литературу, получить консультацию у преподавателя.

10. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

10.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

10.1.1. Показатели оценивания компетенций на этапах их формирования

Код компетенции / этап освоения	Показатели оценивания компетенций	Наименование оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
ОПК-2 / первый этап	<p>Дает определение основных понятий и законов химической термодинамики; излагает методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; характеризует растворы электролитов и электрохимические системы с позиции термодинамики; поясняет принципы и уравнения формальной кинетики и кинетики сложных цепных, гетерогенных и фотохимических реакций с помощью уравнений. раскрывает основные понятия теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа.</p>	<p>Вопросы для устного собеседования</p>	<p>Перечень вопросов (39 вопросов)</p>
	<p>Прогнозирует, оценивает и анализирует параметры состояния системы. Проводит выбор метода расчета и вычисляет кинетические параметры процессов; ориентируется в формулах, выбирает необходимые и рассчитывает параметры системы; анализирует результаты расчетов и делает вывод о состоянии системы и возможных изменениях в ней.</p>	<p>Типовые задачи</p>	<p>Типовые задачи (15)</p>

Код компетенции / этап освоения	Показатели оценивания компетенций	Наименование оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
	Анализирует термодинамические параметры физико-химических процессов; рассчитывает характеристики системы по заданным условиям с использованием графических, аналитических и численных методов вычислений и типовых компьютерных программ; демонстрирует умение работать с лабораторным оборудованием.	Курсовая работа	Перечень тем расчетных работ (5 тем по 25 вариантов в каждой)
ОПК-3 /первый этап	Объясняет законы протекания химических реакций во времени и законы химического равновесия, обосновывает зависимость свойств веществ от внешних условий проведения реакции. Оценивает влияние условий процесса на характер межмолекулярного взаимодействия; анализирует строение соединений, смесей и их свойств, используя современные методы исследований. Выполняет анализ химических соединений, сопоставляет результаты и делает выводы.	Вопросы для устного собеседования Практическое задание Практическое задание	Перечень вопросов (39 вопросов) Практические типовые задачи (15 задач) Практические типовые задачи (15 задач)

10.1.2. Описание шкал и критериев оценивания сформированности компетенций

Критерии оценивания сформированности компетенций

Баллы	Оценка по традиционной шкале	Критерии оценивания сформированности компетенций	
		Устное собеседование	Курсовая работа
86 - 100	5 (отлично)	<p>Полный исчерпывающий ответ, показывающий понимание предмета. Ориентируется в основных терминах, знаком с дополнительной литературой, правильно отвечает на дополнительные вопросы.</p> <p>Студент показывает правильное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, выбором нужных законов и формул для ее решения.</p> <p>Может объяснить взаимосвязь основных понятий дисциплины в их значении для последующей профессиональной деятельности.</p>	<p>Всесторонне и глубоко разработана тема на основе анализа широкого круга источников информации. Дано убедительное теоретическое обоснование актуальности темы.</p> <p>Показано применение научных методик в работе над объектом исследования, обобщен собственный опыт, иллюстрируемый различными наглядными материалами, правильно выполнены все расчеты.</p> <p>Присутствуют самостоятельность суждений и аргументация выводов, даны конкретные и обоснованные практические рекомендации.</p> <p>Работа оформлена в соответствии со всеми требованиями.</p> <p>Все этапы выполнены в срок.</p>

61– 85	4 (хорошо)	Стандартный ответ, лишенный индивидуальности. Допускает незначительные погрешности при ответе на вопросы, устраняет их без помощи преподавателя. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия. Неполный ответ, имеют место небольшие пробелы в знаниях. Допускает погрешности при ответе на вопросы, устраняет их без помощи преподавателя. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения.	«Хорошо» выставляется в случае, если нарушено одно из вышеизложенных требований, например, в случае ошибок в расчетах, выводах, но при условии достаточно полной, глубокой и самостоятельной проработки темы.
40 - 60	3 (удовлетворительно)	Показывает знания учебного материала в минимальном объеме. Допускает большое количество непринципиальных ошибок. Может устранить их с помощью преподавателя. Студент показывает недостаточное понимание условия задачи, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Неполный ответ, есть ошибки в изложении нескольких тем. Путается в терминах.	Библиография ограничена, проработаны только самые основные источники, без привлечения которых работа вообще не могла бы быть выполнена. Содержание темы раскрыто в основном правильно. Недостаточно полно обобщен собственный опыт работы. Оформление работы правильное. Большая часть работы выполнена в срок.
0 – 39	2 (неудовлетворительно)	Не может ответить на вопрос без помощи экзаменатора. Многочисленные грубые ошибки. Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения. Непонимание заданного вопроса Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения Использование запрещенных технических средств.	Отсутствует анализ различных источников по теме. Содержание работы не раскрыто, не достигнута цель. Отсутствует или слабо разработана практическая составляющая работы. Допущено множество значительных ошибок в расчетах и оформлении. Большая часть работы выполнена не в установленные сроки. При получении неудовлетворительной оценки студент повторно выполняет работу по новой теме или перерабатывает прежнюю.

10.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций

10.2.1. Перечень вопросов (тестовых заданий), разработанный в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Формулировка вопросов к экзамену	№ темы
1.	Предмет исследования и теоретические методы физической химии: квантово-химический, термодинамический и кинетический.	1
2.	Экспериментальные методы физической химии. Назначение физико-химических методов анализа. Примеры интерпретации экспериментальных данных	1
3.	Основные понятия химической термодинамики. Термодинамическая система, равновесие, теплота, внутренняя энергия, работа. Обоснуйте целесообразность использования указанных понятий.	1
4.	Основные типы термодинамических систем. Примеры. Измеряемые величины, характеризующие состояние термодинамической системы. Экстенсивные и интенсивные величины. Уравнение состояния термодинамической системы в общем виде.	2
5.	Понятие о термическом равновесии и термодинамическом процессе. Нулевое начало термодинамики. Понятие внутренней энергии в термодинамике. Функции состояния и их связь со свойствами полных дифференциалов на примере внутренней энергии.	2
6.	Сущность и основные формулировки I начала термодинамики. Дифференциальная форма, свойства полных и неполных дифференциалов.	2

7.	Теплота процесса при постоянном объеме или при постоянном давлении. Энтальпия как функция состояния. Закон Гесса и его следствия.	2
8.	Зависимость теплового эффекта от температуры на примере анализа диаграммы изобарного и изохорного процессов. Вывод уравнения Кирхгоффа. Физический смысл дифференциальной теплоемкости.	2
9.	Теплоемкость истинная и средняя при постоянных давлении или объеме. Методы оценки и экспериментального определения. Эмпирические зависимости теплоемкости для веществ и соединений в конденсированном состоянии. Интерполяционные уравнения для расчета теплоемкости.	2
10.	Необратимые самопроизвольные процессы. Примеры. Термодинамически обратимые процессы. Работа обратимого и необратимого процессов. Энтропия как функция состояния.	3
11.	Теплота и работа в обратимых и необратимых процессах. Примеры с использованием диаграмм состояния. Энтропия и температура. Сущность и аналитическое выражение II начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов.	3
12.	III начало термодинамики и вычисление абсолютной энтропии.	3
13.	Химическое равновесие, энтропия и химическое сродство. Критерии направления процесса. Примеры на диаграммах состояния. Термодинамические потенциалы Гиббса и Гельмгольца.	4
14.	Вывод уравнения Гиббса – Дюгема и фундаментальных уравнений Гиббса. Физический смысл и примеры различных форм записи уравнений Гиббса.	4
15.	Изменение энергий Гиббса и Гельмгольца в химических процессах. Зависимость энергии Гиббса от химической переменной. Общее условие равновесия. Закон действующих масс в формулировке Зоммерфельда.	5
16.	Вывод уравнения Больцмана – Планка. Расчет химического потенциала компонента в смеси с помощью положений статистической термодинамики.	5
17.	Общее условие равновесия химического процесса. Константы равновесия. Примеры вычисления констант равновесия. Фугитивности и активности компонентов смеси. Термодинамическая константа равновесия.	6
18.	Зависимость константы и положения химического равновесия от условий. Примеры. Сущность правил Ле Шателье и их термодинамическое обоснование.	6
19.	Константы равновесия газовых реакций, вывод взаимных соотношений в общем виде. Гетерогенные равновесия. Примеры. Особенности термодинамики реакций полимеризации.	6
20.	Численные методы расчета констант равновесий. Пример расчета для произвольной температуры. Принципы расчета констант равновесий в статистической термодинамике.	6
21.	Термодинамические модели растворов. Идеальные, предельно разбавленные, атермальные и регулярные растворы. Энтропия смешения и химический потенциал идеального раствора.	7
22.	Зависимость парциального давления компонента от состава раствора. Вывод закона Рауля из приближения идеального раствора. Примеры положительных и отрицательных отклонений от закона Рауля.	7
23.	Вывод закона Генри из приближения предельно разбавленных растворов. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от температуры. Примеры применения абсорбции на практике. Уравнение Сеченова.	7
24.	Коллигативные свойства растворов. Вывод зависимостей снижения температуры плавления и повышения температуры кипения для идеальных растворов.	8
25.	Вычисление коэффициентов активностей компонентов растворов по экспериментальным данным: снижения давления паров, повышения температуры кипения, снижения температуры плавления и по осмотическому давлению. Уравнение Вант Гоффа.	8
26.	Примеры гетерогенных систем. Понятия фаза, поверхность раздела и фазовый переход. Условия термодинамического равновесия в гетерогенных системах.	9
27.	Бинарные системы с неограниченной взаимной растворимостью компонентов. Расчет состава паровой и жидкой фаз по диаграммам «давление компонентов - состав раствора», «общее давление - состав», «температура кипения - состав», «состав раствора - состав пара». Законы Коновалова. Простая перегонка.	10
28.	Демонстрация трех законов Вревского для азеотропных смесей на диаграммах «общее давление - состав». Практическое значение. Перегонка под вакуумом.	10
29.	Принцип и модель ректификации. Понятие о теоретической тарелке и ее высоте. Расчет числа теоретических тарелок по диаграммам «температура кипения - состав».	10
30.	Примеры ограниченной взаимной растворимости жидкостей на диаграммах «температура - состав». Бинодали. Системы с ВКТР и НКТР. Влияние температуры на растворимость.	10
31.	Кипение взаимно нерастворимых жидкостей. Практическое применение перегонки с водяным паром. Материальный баланс очистки трудно кипящих соединений при перегонке с водяным паром.	10
32.	Равновесие жидкость - кристаллы в бинарных системах. Методы физико-химического анализа конденсированных систем. Применение принципа непрерывности Курнакова к интерпретации кривых охлаждения.	11
33.	Диаграмма состояния и кривые охлаждения бинарных систем, кристаллизующихся с эвтектикой. Принципы охлаждения и размораживания. Практические примеры для бинарных смесей.	11
34.	Анализ диаграмм бинарных систем, плавящихся конгруэнтно и инконгруэнтно на конкретных примерах. Дальтонида и бертоллида. Зависимость растворимости кристаллических веществ от температуры.	11

35.	Бинарные системы полимер - растворитель. Особенности диаграмм состояния. Спинодали. Нарушение принципа соответствия. Давление паров над растворами полимеров. Получение ТВМ из растворов.	11
36.	Устойчивость растворов полимеров к расслоению. Выражение для осмотического давления в растворах полимеров. Влияние температуры и молекулярной массы полимера на его растворимость.	11
37.	Равновесия в трехкомпонентных системах. Свойства треугольников Гиббса и Розенбума. Прямоугольная диаграмма состояния трехкомпонентных систем.	12
38.	Определение процесса экстракции, примеры. Требования к экстрагенту. Коэффициент распределения между фазами и степень экстракции. Процесс экстракции на диаграмме Гиббса. Состав и материальный баланс экстракта и рафината.	12
39.	Общая характеристика процессов разделения, используемых в промышленности, области применения каждого из них. Принципы и основные виды хроматографического разделения многокомпонентных смесей.	12
40.	Феноменологическое описание неравновесных процессов. Кинетические измерения. Обработка кинетических кривых. Скорость химической реакции. Задачи формальной и молекулярной кинетик.	13
41.	Терминология химической кинетики. Элементарная стадия, механизм, схема процесса, лимитирующая стадия. Примеры различных типов реакций (гомо- и гетерогенных, гомо- и гетеролитических, гомо- и гетерофазных).	13
42.	Общность и различие термодинамического и кинетического описания химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от температуры.	14
43.	Уравнение Аррениуса и его обоснование для обратимой реакции с помощью уравнения изобары Вант Гоффа. Физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя в константе скорости обратимой реакции.	14
44.	Теория активных соударений на примере гомогенной бимолекулярной реакции. Сечение межмолекулярных столкновений. Понятие о сечении реакции (процесса).	14
45.	Теория переходного состояния Эйринга и Поляни. Основные положения. Координата реакции, активированный комплекс, реагенты и продукты. Вывод выражения для константы скорости в общем виде. Энтальпия и энтропия активации.	14
46.	Принцип линейности свободных энергий как следствие теории переходного состояния. Использование принципа линейности свободных энергий для объяснения влияния растворителя и солевых эффектов на кинетику и термодинамику процессов в растворах.	15
47.	Применение принципа линейности свободных энергий для установления связи между строением и реакционной способностью соединений на примере уравнений Гаммета и Тафта.	15
48.	Прямая и обратная задача кинетических исследований. Решение прямой задачи на примере кинетики обратимой, параллельной и последовательной реакций. Термодинамический и кинетический контроль.	16
49.	Признаки простых и сложных реакций. Кинетическая интерпретация закона действующих масс. Методы определения лимитирующей стадии в сложных реакциях.	16
50.	Процессы диффузии в газах и конденсированных средах. Примеры реакций, лимитированных диффузией. Законы Фика. Статистическая и термодинамическая интерпретация. Быстрые реакции.	16
51.	Терминология сложных реакций. Примеры механизмов сопряженных, цепных, фотохимических реакций. Особенности и методы исследования. Микроволновая активация.	16,17
52.	Молекулярность и порядок реакции. Примеры реакций с различными и с одинаковыми молекулярностью и порядком. Приведите объяснение в каждом примере с точки зрения статистической термодинамики.	17
53.	Кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной форме. Примеры для реакций с целым, дробным, нулевым и первым порядком.	17
54.	Общий и частный (по реагенту) порядки реакции. Способы определения порядков реакции по реагентам для различных типов реакций.	17
55.	Определение лимитирующей стадии гетерогенного процесса по величине энергии активации. Соотношение скоростей молекулярной и диффузионной стадии в процессе полимеризации в растворе мономера.	17
56.	Определение и свойства катализаторов. Примеры механизмов каталитического действия. Селективный и неселективный катализ. Ингибирование и инициирование каталитических реакций.	18
57.	Влияние катализаторов на кинетику и термодинамику химических процессов. Механизм воздействия на кинетику реакции на примере кислотно-основного катализа. Специфический и общий катализ.	18
58.	Виды гомогенного и гетерогенного катализа. Примеры количественного влияния на энергию активации различных химических процессов. Ферментативный и межфазный катализ.	18
59.	Факторы, влияющие на кинетику адсорбции. Вероятность акта и степень адсорбции. Примеры эмпирических изотерм адсорбции. Вывод изотермы Ленгмюра. Выражение для скорости гетерогенной каталитической реакции.	19
60.	Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент Вант Гоффа. Теория электролитической диссоциации Аррениуса и последовавшая за ней дискуссия.	20
61.	Механизм и термодинамика процесса сольватации по Измайлову. Цикл Борна - Хабера.	20

	Влияние строения и свойств растворителя на образование сольватов. Специфическая сольватация. Тесные ионные пары.	
62.	Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.	20
63.	Коэффициент активности в растворах сильных электролитов. Средний ионный коэффициент активности и его расчет на основе первых трех приближений теории Дебая - Хюккеля.	21
64.	Измерения электропроводности растворов электролитов. Вид концентрационной зависимости удельной и удельной молярной проводимости для слабых и сильных электролитов на конкретных примерах.	22
65.	Предельная удельная молярная проводимость растворов электролитов. Уравнения Аррениуса и Кольрауша. Метод обработки фореограмм для нахождения константы диссоциации электролита в растворе.	22
66.	Практическое применение кондуктометрического титрования. Вид кривой кондуктометрического титрования в зависимости от силы кислотности или основности титранта и реагента. Определение точки эквивалентности.	22
67.	Общая характеристика безбуферных и буферных методов исследования протолитических равновесий в растворах электролитов. Активность протона в различных средах. Понятие о шкале кислотности в неводных растворителях.	22
68.	Кислотные и основные свойства соединений, амфолиты. Таутомерия, цвиттер-ионы.	23
69.	Диссоциация кислот и оснований в водно-органических смесях. Протолитические равновесия в организованных растворах.	23
70.	Механизм возникновения тока в проводниках II рода. Законы Фарадея. Реакции на катоде и аноде. Примеры электродных реакций при смене полярности на проводнике.	24
71.	Электрохимический эквивалент энергии Гиббса. Электродвижущая сила. Правила записи электрохимических систем. Расчет термодинамических функций и констант электрохимических реакций.	24,25
72.	Стандартный потенциал электрода. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжений элементов. Правила записи электрохимических систем.	25
73.	Экспериментальное измерение и термодинамическое вычисление ЭДС гальванического элемента. Правило использования стандартных потенциалов в уравнении Нернста.	25
74.	Вывод уравнения Нернста из изотермы Вант Гоффа. Равновесные и неравновесные электрохимические процессы. Потенциал перенапряжения. Уравнение Тафеля.	25,26
75.	Применение потенциометрии для определения термодинамических функций и констант электрохимических равновесий. Зависимость ЭДС от температуры. Особенность стандартного элемента Вестона.	26
76.	Классификация электрохимических систем как следствие из уравнения Нернста. Химические цепи. Примеры с использованием электродов первого рода, обратимых относительно катиона и аниона.	26
77.	Область применения потенциометрического титрования. Особенности потенциометрического титрования в водных и неводных средах. Рекомендации IUPAC.	22,27
78.	Принцип действия редокс-электродов. Ион-селективность электрода. Устройство и область применения хингидронного и стеклянного электродов.	26,27

10.2.2. Перечень тем докладов (рефератов, эссе, пр.), разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций не предусмотрено.

Вариант типовых заданий (задач, кейсов), разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач	Ответ
1.	Рассчитать тепловой эффект реакции $\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{газ})$ протекающей при $T = 1200 \text{ K}$ и давлении $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$.	$\Delta H_{1200}^0 = -223,7 \text{ кДж/моль}$, Изобарный тепловой эффект реакции < 0 , реакция экзотермическая
2.	Определить изменение энтропии при нагревании 0,5 кг воды от $T_1 = 298 \text{ K}$ при $P_1 = 1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$ до $T_2 = 373 \text{ K}$ при $P_2 = 0,4 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Принять, что $C_p^{\text{ж}} = C_v^{\text{ж}} = 4,187 \cdot 10^3 \text{ Дж/(кг} \cdot \text{K)}$. Удельная теплота испарения $L = 2261 \text{ кДж/кг}$.	Суммарное изменение энтропии равно $\Delta S = 3715 \text{ Дж/К}$
3.	Рассчитать химическое сродство реакции полимеризации тетрафторэтилена, если тепловой эффект и энтропия полимеризации равны $\Delta H^0 = -155 \text{ кДж/моль}$, $\Delta S^0 = -112,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$. Величины отнесены к температуре 298 K. Сделать вывод.	$\Delta G_{298}^0 = -121,5 \text{ кДж/моль} < 0$, следовательно процесс полимеризации тетрафторэтилена при $T = 298 \text{ K}$ возможен.
4.	Термодинамические параметры полимеризации циклопентана $\Delta H_{298(\text{пол})}^0 = -18 \text{ кДж/моль}$, $\Delta S_{298(\text{пол})} = -52 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$. При каком изменении температуры (повышение или понижение) увеличится	Выход полимера увеличивается при понижении температуры полимеризации,

	выход полимера. Вывод подтвердить расчетами констант равновесия при $T=298 \pm 50$ К.	т.к. $\Delta H < 0$ и $d \ln K / dT < 0$
5.	Определить состав равновесной смеси, полученной при 1200 К из 1 моль CH_4 и 1 моль H_2O при $P = 1$ атм. Константа равновесия данной реакции $K_p=871$. $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$	$\text{CH}_4 = 3,6\%$; $\text{H}_2\text{O} = 3,6\%$; $\text{CO} = 23,2\%$; $\text{H}_2 = 69,6\%$.
6.	Рассчитать порядок реакции в газовой фазе, если были определены начальные скорости 2,3 и 10,3 усл.ед. при начальных давлениях 5,4 и 24 атм.	Реакция протекает по первому порядку ($n = 1$).
7.	Определить энергию активации процесса полимеризации циклопропана, если температурный коэффициент скорости реакции оказался равным 3,5 при увеличении температуры с 450 до 460 К.	$E = 215,6 \text{ кДж/моль}$
8.	Температура замерзания чистого бензола равна 278,5 К, а температура замерзания раствора, содержащего 0,2242 г камфоры в 30,55 г бензола, равна 278,254 К. Криоскопическая константа бензола $K = 5,16$. Определить молекулярную массу камфоры.	$M_M = 154$
9.	Определить pH насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$, произведение растворимости равно $\text{PR}=6 \cdot 10^{-6}$	$\text{pH} = 12,4$
10.	Вычислить молярную электропроводность AgNO_3 при бесконечном разведении, если известны значения этой величины для NaJO_3 , CH_3COONa , CH_3COOAg : $\lambda_\infty (\text{NaJO}_3) = 9,11 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$ $\lambda_\infty (\text{CH}_3 \text{COONa}) = 9,10 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$ $\lambda_\infty (\text{CH}_3 \text{COOAg}) = 10,28 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$	$\lambda_\infty = 10,29 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$
11.	Молярная электропроводность 0,015 молярного раствора красителя общей формулы KpCOOH равна $1,2 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$. Определить степень и константу диссоциации, если $\lambda_{\infty(\text{KpCOO}^-)} = 3,75 \text{ см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{Ом}^{-1}$.	$\alpha = 3,4 \cdot 10^{-3}$; $K_\alpha = 1,7 \cdot 10^{-7}$
12.	Для крашения хлопковой ткани использовали краситель общей формулы KpNa_2 при концентрации $3,5 \cdot 10^3 \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$. Определить среднеионный коэффициент активности KpNa_2 , если в растворе присутствует NaCl с концентрацией 0,30 моль/1000 г H_2O .	$\gamma_\pm = 0,624$
13.	В гальванический элемент входит водородный электрод, электролитом которого служит раствор красителя KpCOONa . Экспериментально измеренное значение потенциала этого электрода равно $\phi_{\text{H}^+ \text{H}_2} = -0,7$ В. Определить pH раствора красителя.	$\text{pH} = 11,9$
14.	Определить константу равновесия реакции, протекающей самопроизвольно в гальваническом элементе при $T=298$ К. $\text{Zn} \text{ZnSO}_4 \text{KCl} \text{AgCl}, \text{Ag}$	$K_p = 2,1 \cdot 10^{33}$
15.	1. $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{кр})} = \text{MgO}_{(\text{кр})} + \text{HO}_{2(\text{жид})}$; 2. $\text{He}, \text{Ar}, \text{Ne}$; 3. $\text{NH}_4\text{Cl} \Leftrightarrow \text{HCl} + \text{NH}_3$, $[\text{NH}_3] = [\text{HCl}]$; 4. $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12}$. Какая система является однокомпонентной?	Система 3

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

10.3.1. Условия допуска обучающегося к сдаче (экзамена, зачета и / или защите курсовой работы) и порядок ликвидации академической задолженности

Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся (принято на заседании Ученого совета 31.08.2013г., протокол № 1)

10.3.2. Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

устная

письменная

компьютерное тестирование

иная*

**В случае указания формы «Иная» требуется дать подробное пояснение*

10.3.3. Особенности проведения (экзамена, курсовой работы)

- Возможность пользоваться справочными таблицами, калькулятором;
- Время на подготовку ответа по билету 60 минут.