МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Факультет химии и высоких технологий

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе,
качеству образования – первый
проректор
_____ Хагуров Т.А.
подпись

«31» мая 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.24 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки	04.03.01 Химия
Направленность (профили)	Органическая и биоорганическая химия
Программа подготовки	академическая
Форма обучения	очная
Квалификация выпускника	бакалавр

Краснодар 2019

Рабочая программа дисциплины Б1.Б.15 «Физическая химия» разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 04.03.01 Химия (уровень бакалавриат), утвержденным приказом Минобрнауки РФ № 210 от 12.03.2015.

Рабочую программу составил:
Н.В.Шельдешов, профессор кафедры физической химии
д-р хим. наук, доц.

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» утверждена на заседании кафедры физической химии протокол № 11 от «10» апреля 2018 г.
Заведующий кафедрой физической химии В.И.Заболоцкий

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры (выпускающей) органической и биоорганической химии
протокол № 12 от 19 апреля 2018 г.
Заведующий кафедрой органической и биоорганической химии
В.В.Доценко

Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий протокол № 5 от «20» апреля 2018 г.
Председатель УМК факультета Т.П.Стороженко

Рецензенты:

Заведующий кафедрой органической, физической и коллоидной химии ФГБОУ ВО «Кубанский государственный аграрный университет», д.х.н. С.П. Доценко.

Доцент кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии ФГБОУ ВО «Кубанский государственный университет», канд. хим. наук Ф.А. Колоколов.

1 Цели и задачи изучения дисциплины

1.1. Цель дисциплины:

– сформировать у студентов теоретические знания и навыки практического исследования в области физической химии;

– подготовить студентов к самостоятельной работе в области физической химии.

1.2. Задачи дисциплины:

– сформировать у студентов знания теоретических основ физической химии;

– развить умения студентов в применении теоретических основ физической химии для расчетов термодинамических свойств физико-химических систем и характеристик протекающих в них процессов;

– развить умения студентов в использовании знания физической химии для проведения физико-химического эксперимента;

– развить у студентов навыки работы с учебной и научной литературой.

1.3. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Физическая химия» относится к базовой части Блока 1. Дисциплины (модули) учебного плана направления 04.03.01 Химия.

Изучению дисциплины «Физическая химия» должно предшествовать изучение дисциплин: Б1.Б.05 «Математика», Б1.Б.06 «Информатика», Б1.Б.07 «Физика», Б1.Б.08 «Введение в термодинамику», Б1.Б.09 «Кристаллография», Б1.Б.10 «Физические методы анализа», Б1.Б.12 «Неорганическая химия», Б1.Б.13 «Аналитическая химия». Знания, приобретенные при освоении дисциплины, могут быть использованы при изучении дисциплин Б1.Б.14 «Органическая химия», Б1.Б.16 «Химические основы биологических процессов», Б1.Б.17 «Высокомолекулярные соединения», Б1.Б.18 «Химическая технология», Б1.Б.20 «Коллоидная химия», прохождении производственной, преддипломной практики, научно-исследовательской работы, выполнении курсовой и выпускной квалификационной работы.

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

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций: ОПК-2; ПК-1; ПК-3; ПК-4; ПК-7.

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	**уметь**	**владеть**
1	ОПК-2	владением навыками проведения химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования	физико-химические основы проведения химического эксперимента, основных синтетических и аналитических методов получения и ис-	проводить химического эксперимент, применять основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций	навыками проведения химического эксперимента, основных синтетических и аналитических методов получения и исследования химических веществ и реакций

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	**уметь**	**владеть**
		химических веществ и реакций	следования химических веществ и реакций		
2	ПК-1	способностью выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам	стандартные операции, необходимые для применения предлагаемых методик	выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам	стандартными операциями по предлагаемым методикам
3	ПК-3	владением системой фундаментальных химических понятий	систему фундаментальных химических понятий	использовать систему фундаментальных химических понятий	системой фундаментальных химических понятий
4	ПК-4	способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов	основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки	применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов	способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов
5	ПК-7	владением методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств	методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств	применять методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств	методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств

2. Структура и содержание дисциплины

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 15 зач.ед. (540 часов), их распределение по видам работ представлено в таблице *(для студентов ОФО).*

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры	
		5	6

Контактная работа, в том числе				
Аудиторные занятия (всего)		296	144	152
Занятия лекционного типа		72	36	36
Лабораторные занятия		186	90	96
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		38	18	20
Иная контактная работа:				
Контроль самостоятельной работы (КСР)		14	6	8
Промежуточная аттестация (ИКТ)		1	0,5	0,5
Самостоятельная работа, в том числе		157,6	65,8	91,8
Проработка учебного (теоретического) материала		136	56	80
Выполнение индивидуальных заданий (подготовка сообщений, презентаций)				
Реферат				
Подготовка к текущему контролю		21,6	9,8	11,8
Контроль:				
Подготовка к экзамену		71,4	35,7	35,7
Общая трудоемкость	**час.**	**540**	**252**	**288**
	в том числе контактная работа	**311**	**150,5**	**160,5**
	зач. ед	**15**	**7**	**8**

2.2 Структура дисциплины:

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Разделы дисциплины, изучаемые в 5 семестре (для студентов ОФО)

№ раздела	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	Термодинамика химического равновесия	70	12	6	30	22
2	Фазовые равновесия	70	12	6	30	22
3	Термодинамика растворов	65,8	12	6	30	21,8
	Всего:		36	18	90	65,8

Разделы дисциплины, изучаемые в 6 семестре (для студентов ОФО)

№ раздела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
4	Электрохимия	122	18	10	48	46
5	Химическая кинетика	121,8	18	10	48	45,8
	Всего:		36	20	96	91,8
	Итого по дисциплине:		72	38	186	157,6

2.3 Содержание разделов дисциплины:

2.3.1 Занятия лекционного типа

№	Наименование раздела	Содержание раздела	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	Термодинамика химического равновесия	Химические равновесия. Закон действующих масс. Виды констант равновесия и связь между ними. Уравнение изотермы химической реакции. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Связь уравнение изобары и изохоры химической реакции и принципа Ле-Шателье. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций и по экспериментальным данным. Влияние общего давления реакционной смеси на её состав. Расчет равновесного состава реакционной смеси по константе равновесия.	КР, ЛР
2.	Фазовые равновесия	Фазовые равновесия. Понятия фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз и его вывод. Классификация гетерогенных систем. Однокомпонентные системы. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Энантиотропные и монотропные фазовые переходы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Типы диаграмм состояния. Правило фаз. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольники Гиббса-Розебома.	КР, ЛР
3.	Термодинамика растворов	Учение о парциальных мольных величинах. Свойства парциальных мольных величин. Термодинамика растворов. Термодинамическая классификация растворов. Давление насыщенного пара жидких раство-	КР, ЛР

		ров. Закон Рауля. Отклонения от законов Рауля. Растворимость. Уравнение Шредера. Эбулио- и криоскопия. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа. Равновесие жидкость-пар. Законы Гиббса-Коновалова. Диаграммы состояния. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.	
4.	Электрохимия	Электрохимия. Особенности электрохимических реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Структура электрохимии, ее разделы, прикладные аспекты. Развитие представлений о строении растворов электролитов (модели Гротгуса, Фарадея, Аррениуса). Теория электролитической диссоциации, ее критический анализ. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов, модели Борна, причины устойчивости ионных систем. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов и его термодинамическое описание. Понятие средней ионной активности и среднего ионного коэффициента активности, их связь с индивидуальными характеристиками ионов. Основные допущения теории Дебая-Хюккеля. Модель ионной атмосферы, потенциал ионной атмосферы. Схема вывода предельного закона Дебая-Хюккеля. Уравнения для коэффициента активности во втором и третьем приближении теории Дебая-Хюккеля. Методы экспериментального определения коэффициентов активности. Подвижность ионов и закон Кольрауша. Числа переноса ионов и методы их определения. Особые случаи электропроводности электролитов. Зависимость подвижности ионов, чисел переноса, электропроводности от концентрации в рамках теории Дебая – Хюккеля – Онзагера. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Опыты Вина и Дебая – Фалькенгагена. Электрохимические цепи, электродные	КР, ЛР

		потенциалы, электродвижущая сила (ЭДС). Уравнение Нернста для электродных потенциалов и ЭДС. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса. Метод ЭДС для определения коэффициентов активности. Метод ЭДС для определения термодинамических характеристик электрохимических реакций: изменения энтропии, энтальпии, свободной энергии, констант равновесия и нестойкости комплексных соединений и др.	
5.	Химическая кинетика	Химическая кинетика. Основные понятия химической кинетики. Скорость реакции. Кинетические уравнения. Порядок и молекулярность реакции. Кинетический закон действия масс, его применение. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Эффективная и истинная энергия активации. Необратимые реакции первого и второго порядков. Определение константы скорости, порядка реакции, энергии активации из результатов кинетических экспериментов. Обзор теоретических представлений в химической кинетике. Теория соударений и теория абсолютных скоростей реакций на примере бимолекулярной реакции. Метод активного комплекса. Поверхность потенциальной энергии. Схема вывода уравнения для константы скорости. Термодинамический аспект теории. Свободная энергия, энтальпия, энтропия активации. Кинетика сложных химических реакций. Ферментативные реакции. Общие принципы катализа. Примеры механизмов каталитических реакций. Колебательные химические реакции.	КР, ЛР

Примечание: КР – контрольная работа, ЛР – лабораторная работа

2.3.2 Занятия семинарского типа

№	Наименование раздела	Тематика практических занятий (семинаров)	Форма текущего контроля
1	2	3	4

1.	Термодинамика химического равновесия	Закон действующих масс. Виды констант равновесия и связь между ними. Изотерма Вант-Гоффа. Определения направления самопроизвольного протекания химической реакции по начальному составу реакционной смеси. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры, уравнение изобары и изохоры химической реакции. Расчёт изменения энтальпии, внутренней энергии и энтропии в химической реакции с использованием уравнения изобары и изохоры химической реакции. Влияние общего давления реакционной смеси на её состав. Расчет равновесного состава реакционной смеси по константе равновесия. Связь уравнение изобары и изохоры химической реакции и принципа Ле-Шателье.	КР, устный опрос
2.	Фазовые равновесия	Основные понятия: фаза, компонент, степени свободы. Условие межфазного равновесия. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы состояния однокомпонентных систем, их анализ (вода, сера, фосфор, диоксид углерода). Уравнение Клапейрона. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса. Расчёты с использованием этих уравнений: давления пара над жидкой и твёрдой фазой, температуры плавления при заданном давлении, изменения энтальпии при фазовом переходе. Фазовые диаграммы состояния двухкомпонентных систем, их анализ: системы «т – ж»: с эвтектикой, с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии, с ограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии, с конгруэнтной точкой плавления, с инконгруэнтной точкой плавления. Разделение смесей методом зонной плавки. Системы «ж – п»: с неограниченной растворимостью компонентов в жидком	КР, устный опрос

		состоянии, с точкой азеотропа. Разделение веществ путем перегонки. Простая перегонка, дробная перегонка, ректификация. Системы «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Простейшие диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольники Гиббса и Розебома. Анализ системы «т – ж» с эвтектикой; «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Распределение третьего компонента между двумя жидкими фазами. Коэффициент распределения. Выделение компонента из раствора методом экстракции.	
3.	Термодинамика растворов	Парциальные мольные величины, их определение из опытных данных для бинарных систем. Графические методы (метод, основанный на основной формуле для парциальной мольной величины и метод отрезков). Аналитический метод (по известной зависимости соответствующего свойства раствора от количества компонента в растворе). Расчет парциальной мольной величины компонента в растворе по известной зависимости парциальной мольной величины другого компонента от его мольной доли в растворе. Зависимость давления насыщенного пара растворителя над раствором от мольной доли растворенного вещества, закон Рауля. Зависимость давления насыщенного пара летучего растворенного вещества над раствором от его мольной доли в растворе, закон Генри. Расчет активностей и коэффициентов активности компонентов на основе законов Рауля и Генри. Зависимость температуры начала кристаллизации растворителя из раствора от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе. Уравнение Шредера. Зависимость температуры кипения раствора от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе.	КР, устный опрос

		Осмотическое давление предельно разбавленного раствора. Уравнение Вант-Гоффа. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью коллигативных свойств.	
4.	Электрохимия	Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Расчет среднего коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая – Хюккеля. Неравновесные явления в растворах электролитов. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность.Числа переноса. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Зависимость подвижностей и чисел переноса ионов от концентрации в рамках теории Дебая – Хюккеля – Онзагера. Равновесные электрохимические цепи и их ЭДС. Формула Нернста и уравнение Гиббса – Гельмгольца. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерения ЭДС.	КР, устный опрос
5.	Химическая кинетика	Формальная кинетика необратимых реакций первого, второго и третьего порядков. Методы определения порядка и константы скорости реакции. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Формальная кинетика химических сложных (обратимых, параллельных, последовательных) реакций.	КР, устный опрос

Примечание: КР – контрольная работа

2.3.3 Лабораторные занятия

№	Наименование лабораторных работ	Форма текущего контроля
1	3	4
1.	Химическое равновесие. Изучение химического равновесия в гомогенной системе.	ЛР
2.	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе.	ЛР
3.	Определение константы ионообменного равновесия.	ЛР
4.	Фазовое равновесие. Изучение равновесия жидкость – пар в двухкомпонентной системе.	ЛР
5.	Изучение взаимной растворимости жидкостей в двухком-	ЛР

	понентной системе.	
6.	Изучение равновесия в трехкомпонентной системе.	ЛР
7.	Исследование растворов сильных и слабых электролитов кондуктометрическим методом.	ЛР
8.	Определение растворимости и произведения растворимости труднорастворимой соли по удельной электропроводности.	ЛР
9.	Измерение чисел переноса ионов в растворе методом Гитторфа.	ЛР
10.	Определение коэффициента диффузии в системе H_2O – NaCl.	ЛР
11.	Электродвижущие силы. Определение потенциалов отдельных электродов, ЭДС гальванических цепей.	ЛР
12.	Измерение температурного коэффициента ЭДС гальванического элемента и расчет термодинамических величин.	ЛР
13.	Определение коэффициента активности соляной кислоты	ЛР
14.	Химическая кинетика. Определение константы скорости инверсии сахарозы.	ЛР
15.	Исследование кинетики растворения малорастворимых веществ.	ЛР
16.	Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа.	ЛР

Примечание: ЛР – лабораторная работа

2.4 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

№	Вид СРС	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы
1	2	3
1	Проработка учебного (теоретического) материала	1. Попова, А. А. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / А. А. Попова, Т. Б. Попова. - Санкт-Петербург : Лань, 2015. - 496 с. - https://e.lanbook.com/book/63591#authors 2. Основы физической химии: учебное пособие для студентов вузов (в 2 ч.). Ч. 1. Теория. В.В. Еремин и др. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. 3. Основы физической химии: учебное пособие для студентов вузов (в 2 ч.). Ч. 2. Задачи. В.В. Еремин и др. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. 4. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Г. В. Булидорова, Ю. Г. Галяметдинов, Х. М. Ярошевская, В. П. Барабанов ; Министерство образования и науки России, Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования Казанский национальный исследовательский технологический университет. - Казань : Изд-во КНИТУ, 2012. - 396 с., ил. - http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=258360

		5. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.
2	Подготовка к выполнению лабораторных работ	Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

– в печатной форме увеличенным шрифтом,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

3. Образовательные технологии

Для формирования профессиональных компетенций в процессе освоения курса используется технология профессионально-развивающего обучения, предусматривающая не только передачу теоретического материала, но и стимулирование познавательных действий студентов. Часть лекционных занятий проводится в форме проблемных лекций. В рамках лабораторных и практических занятий применяются методы проектного обучения, исследовательские методы, метод конкретных ситуаций. В процессе самостоятельной деятельности студенты углубляют и расширяют теоретические знания, решают расчётные задачи, также задания, не требующие расчётов, но для выполнения которых необходимо глубокое знание соответствующего теоретического раздела.

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья предусмотрена организация консультаций с использованием электронной почты.

Семестр	Вид занятия (Л, ПР, ЛР)	Используемые интерактивные образовательные технологии	Количество часов
5	*ЛР*	Беседы Разбор ситуаций Работа в малых группах	10 25 10
6	*ЛР*	Беседы Разбор ситуаций Работа в малых группах	10 25 10
Итого:			90

4. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

4.1 Фонд оценочных средств для проведения текущей аттестации

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1
по курсу «Физическая химия»
Тема «Термодинамика химического равновесия»

1. Известно, что хлорид аммония возгоняется при нагревании за счёт протекания реакции $NH_4Cl_{(тв.)} = NH_{3(г.)} + HCl_{(г.)}$. Рассчитать, какое давление будет создаваться в предварительно вакуумированном реакционном сосуде, объем которого равен 1 л, при температуре 25°С, если в него внести 5 г хлорида аммония. **{15 баллов}**

2. При температуре 155°С в реакционной смеси, в которой протекает реакция диссоциации димера оксида азота (IV) $N_2O_4 = 2NO_2$, равновесные давления N_2O_4 и NO_2 равны соответственно 0,0269 атм. и 2,00 атм. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса этой реакции при температуре 155°С. **{5 баллов}**

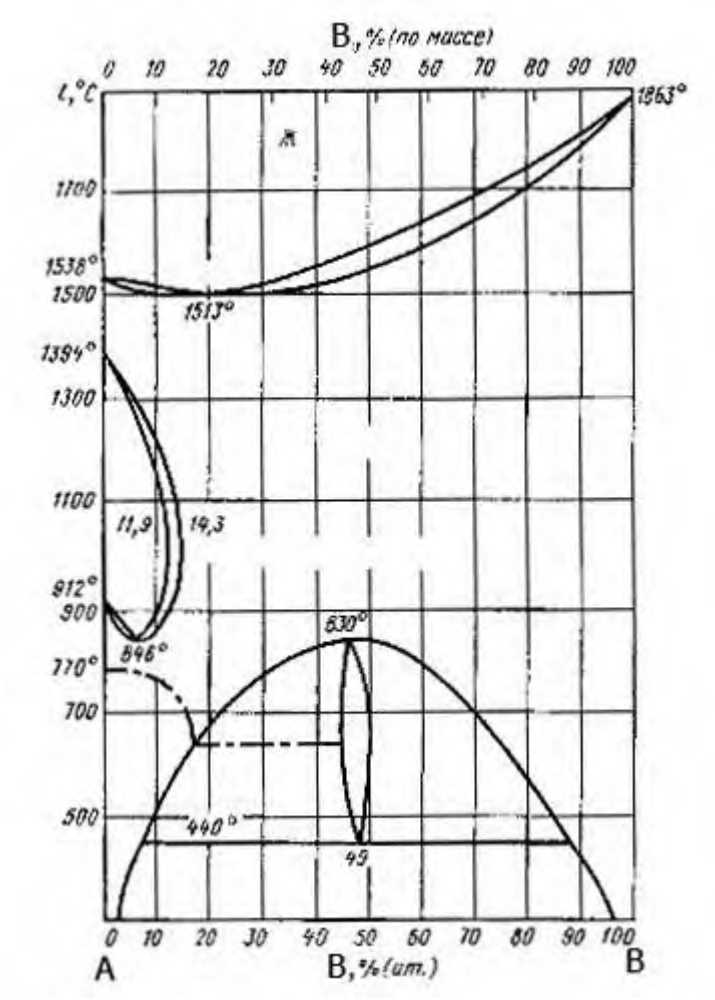
3. В закрытый сосуд помещены 0,300 моля $H_{2(г.)}$, 0,400 моля $I_{2(г.)}$ и 0,200 моля $HI_{(г.)}$ при температуре 870 К и общем давлении 1 бар. Рассчитайте количества компонентов в равновесной смеси, если константа равновесия реакции $H_{2(г.)} + I_{2(г.)} = 2HI_{(г.)}$ равна K = 870. **{10 баллов}**

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2
Дисциплина «Физическая химия»
Тема «Термодинамика фазовых равновесий»

1. При 273,15 К энтальпии испарения воды и плавления льда воды равны 599,2 Дж/г и 83,88 Дж/г соответственно. Давление пара воды над жидкой водой при 273,15 К равно 610,6 Па. Рассчитайте давление пара воды над фазой льда при 258,15 К, считая, что изменение энтальпии не зависит от температуры. {10 баллов}

2. Плотности жидкого и твердого олова при температуре плавления (505,05 К) равны 6,980 г/мл и 7,184 г/мл соответственно. Энтальпия плавления олова равна 5,873 кДж/моль. Определите температуру плавления олова под давлением 500 атм. Молярная масса олова равна 118,7 г/моль. {5 баллов}

3. Указать: а) какие фазы находятся в полях диаграммы (обратите внимание, что в верхнем поле находится жидкая фаза); б) какие фазы находятся в равновесии на линиях и в характерных точках диаграммы. Опишите, какие процессы происходят при охлаждении расплава, имеющего состав 60% ат. компонента В и температуру 1100°С; постройте кривую охлаждения этого расплава до температуры 300°С. Рассчитайте число степеней свободы на каждом участке этой кривой **{13 баллов}**



ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТ № 3
Дисциплина «Физическая химия»
Тема «Растворы неэлектролитов. Парциальные мольные величины. Коэффициенты активности. Коллигативные свойства растворов»

1. Водный раствор сульфата магния ведёт себя по-разному. При 18°С общий объем раствора (мл), образующегося из 1 кг воды, зависит от моляльности в соответствии с уравнением $V = 1001{,}21 + 34{,}69(m - 0{,}07)^2$ и это уравнение применимо до концентрации 0,1 моль/кг. Каков парциальный мольный объём: а) соли и б) воды при концентрации соли в растворе равной 0,05 моль/кг? **{10 баллов}**

2. В приведённой ниже таблице дано давление паров смесей иодистого этила (I) и этилацетата (A) при 50°С. Рассчитайте коэффициенты активности иодистого этила при этих концентрациях на основе закона Генри, рассматривая иодистый этил, как растворённое вещество **{10 баллов}**

x_I	0	0,0579	0,1095	0,1918	0,2353	0,3718	0,5478	0,6349	0,8253	0,9093	1,000
p_I, мм рт. ст.	0	28,0	57,7	87,7	105,4	155,4	213,3	239,1	296,9	322,5	353,4
p_A, мм рт. ст.	280,4	266,1	252,3	231,4	220,8	187,9	144,2	122,9	66,6	38,2	0

3. Объемная доля φ газов, содержащихся в воздухе, и их растворимость в воде $V_{уд}$,

(объем газа приведен к условиям 1 атм., 278 К) при нормальном давлении даны в таблице

Газ	O_2	N_2	Ar	CO_2
φ, % об.	20,96	78,1	0,9	0,04
$V_{уд}$, $м^3/м^3$	0,0429	0,0209	0,057	1,424

Рассчитайте массовую долю диоксида углерода в воде при 278 К и давлении 7,1 атм.**{10 баллов}**

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 4
по курсу «Физическая химия»
по теме ″Электрохимия″

1. Поясните, что называют «ионной атмосферой». В каких случаях, это понятие используется в физической химии? Приведите не менее трех уравнений, которые выводятся, и эффекты, которые объясняются существованием ионной атмосферы.

2. Определите ионную силу и коэффициент активности иона кальция в растворе, содержащем 1,62 г $Ca(HCO_3)_2$ в 250 г воды.

3. Рассчитать pH буферного раствора, приготовленного смешиванием 20 мл 0,2 М раствора Na_2HPO_4 и 50 мл 0,5 М раствора NaH_2PO_4.

4. Удельная электропроводность 0,135 моль/л раствора пропионовой кислоты равна $4{,}8\cdot10^{-2}$ См/м. Рассчитать молярную электропроводность пропионовой кислоты, константу диссоциации кислоты и pH раствора.

5. ЭДС элемента Pt | H_2 | HBr | AgBr | Ag в широком интервале температур описывается уравнением:

$$E°(\text{В}) = 0{,}07131 - 4{,}99\cdot10^{-4}(T - 298) - 3{,}45\cdot10^{-6}(T - 298)^2.$$

Рассчитать ΔG^o, ΔH^o, ΔS^o реакции в элементе при 25°C.

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 5
по курсу «Физическая химия»
по теме ″ Химическая кинетика ″

1. Изучалась реакция между пропионовым альдегидом и синильной кислотой в водном растворе при 25 °C. В одном из опытов в различные моменты времени были получены следующие концентрации:

Время, мин	2.78	5.33	8.17	15.23	19.80	∞
[HCN], моль/л	0.0990	0.0906	0.0830	0.0706	0.0653	0.0424
$[C_3H_7CHO]$, моль/л	0.0566	0.0482	0.0406	0.0282	0.0229	0.000

Каков порядок реакции и чему равно значение константы скорости k ?

2. Константы скорости для реакции второго порядка атомов кислорода с бензолом равны 1.44×10^7 при 300.3 К, 3.03×10^7 при 341.2 К и 6.9×10^7 при 392.2 К. Найдите предэкспоненциальный множитель и энергию активации.

3. Реакция разложения перекиси бензоила протекает как реакция первого порядка. Пе-

риод полупревращения перекиси бензоила в данных условиях равен 4,9 мин. Определить время разложения 83,0% перекиси бензоила.

4.2 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

Вопросы для подготовки к зачету

Химическая термодинамика

1. Что называют изменением энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в химической реакции? Зачем вводится химическая переменная?
2. Запишите уавнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Как определить направление самопроизвольного протекания химической реакции по начальному составу реакционной смеси?
3. Сформулируйте закон действующих масс. Какие известны виды констант равновесия? Укажите связь между ними.
4. Как рассчитываются константы равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций?
5. Как константы химической реакции зависят от температуры? Запишите уравнение изобары (изохоры) химической реакции, поясните все величины, входящие в эти уравнения.
6. Как уравнение изобары и изохоры химической реакции связано с принципом Ле-Шателье?
7. Поясните, как рассчитать константу равновесия химических реакций, используя уравнение изобары или изохоры.
8. Поясните расчёт изменения энтальпии, внутренней энергии и энтропии в химической реакции с использованием уравнения изобары и изохоры химической реакции.
9. Как общее давление реакционной смеси влияет на её состав?
10. Как рассчитать равновесный состав реакционной смеси по константе равновесия?

Фазовые равновесия

11. Поясните основные понятия: фаза, компонент, степени свободы. Сформулируйте условие межфазного равновесия.
12. Поясните правило фаз Гиббса. Как его вывести, используя термодинамику. Как классифицируют гетерогенные системы?
13. Изобразите фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера, диоксид углерода). Дайте к ним необходимые пояснения.
14. Как на основе термодинамики выводятся уравнение Клапейрона и уравнение Клапейрона – Клаузиуса?
15. Как рассчитать с использованием уравнений Клапейрона, Клапейрона – Клаузиуса: давление пара над жидкой и твёрдой фазой, температуру плавления при заданном давлении, изменение энтальпии при фазовом переходе?

16. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентной системы «т – ж» с эвтектикой.

17. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентных систем «т – ж» с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии. Разделение смесей методом зонной плавки.

18. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентных систем «т – ж» с ограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии.

19. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентной системы «т – ж» с конгруэнтной точкой плавления.

20. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентной системы «т – ж» с инконгруэнтной точкой плавления.

21. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентных систем «ж – п» с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Азеотропные смеси.

22. Как производится разделение веществ путем перегонки. В чем различие простой перегонки, дробной перегонки, ректификации?

23. Поясните фазовую диаграмму состояния двухкомпонентных систем «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью в жидкой фазе.

24. Поясните простейшую фазовую диаграмму состояния трехкомпонентных систем «т – ж». Треугольники Гиббса и Розебома. Эвтектика в трехкомпонентной системе.

25. Поясните простейшую фазовую диаграмму состояния трехкомпонентных систем «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии.

26. Каким уравнением описывается распределение третьего компонента между двумя жидкими фазами? От чего зависит коэффициент распределения? Как проводится выделение компонента из раствора методом экстракции? Чем различаются однократная экстракция и дробная экстракция?

Термодинамика растворов

27. Приведите пример термодинамической классификации растворов. Какие растворы называются идеальными, предельно разбавленными и неидеальными?

28. Какие величины называются парциальными мольными величинами? Как их определяют из опытных данных? Поясните графические методы (метод, основанный на основной формуле для парциальной мольной величины и метод отрезков). Поясните аналитический метод (по известной зависимости соответствующего свойства раствора от количества компонента в растворе).

29. Зависимость давления насыщенного пара растворителя над раствором от мольной доли растворенного вещества. Закон Рауля. Как рассчитать молярную массу растворенного вещества с помощью закона Рауля?

30. Зависимость давления насыщенного пара летучего растворенного вещества над раствором от его мольной доли в растворе. Закон Генри.

31. Как рассчитать активности и коэффициенты активностей компонентов на основе законов Рауля и Генри.

32. Как рассчитать парциальную мольную величину компонента в растворе по известной зависимости парциальной мольной величины другого компонента от его мольной доли в растворе.

33. Объясните с точки зрения термодинамики, почему температура начала кристаллизации растворителя из раствора зависит от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе. Криоскопический эффект. Как рассчитать молярную массу растворенного вещества с помощью криоскопии.

34. Объясните с точки зрения термодинамики, почему температура кипения раствора зависит от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе. Эбуллиоскопический эффект. Как рассчитать молярную массу растворенного вещества с помощью эбуллиоскопии.

35. Объясните с точки зрения термодинамики, почему осмотическое давление предельно разбавленного раствора зависит от его концентрации. Уравнение Вант-Гоффа. Как рассчитать молярную массу растворенного вещества с помощью измерения осмотического давления раствора.

36. Объясните с точки зрения термодинамики, почему температуры начала кристаллизации компонента из раствора зависит от мольной доли второго компонента в растворе. Поясните величины, входящие в уравнение Шредера.

Электрохимия

37. Сравните химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительной реакции. Из чего состоит электрохимическая цепь и ее компоненты? Какой раздел физической химии называют теоретической электрохимией? Назовите ее разделы и укажите её связь с задачами прикладной электрохимии.

38. Как происходило развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Поясните основные положения теории Аррениуса; укажите недостатки этой теории.

39. Какие величины называют энергией кристаллической решетки и энергией сольватации. Какую роль играет ион-дипольное взаимодействие в устойчивости растворов электролитов.

40. Как с точки зрения термодинамики описывается ион-ионное взаимодействие? Какую величину называют средней активностью и средним коэффициентом активности? Как они связаны с активностью и коэффициентами активности отдельных ионов?

41. Перечислите основные допущения теории Дебая – Хюккеля; поясните их физический смысл. Что такое ионная атмосфера? Запишите уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая – Хюккеля, поясните величины, входящие в эти уравнения.

42. В каких системах возникает диффузионный потенциал? В чём причины его возникновения и способы уменьшения при электрохимических измерениях?

43. Как связаны между собой удельная электропроводность растворов электролитов и эквивалентная электропроводность электролитов в растворе? Как они зависят от природы электролита, раствора, концентрации электролита и температуры?

44. Что называют числом переноса иона в растворе? Какие известны методы их определения?

45. Какую величину называют подвижностью иона в растворе? Поясните закон независимого движения ионов Кольрауша.

46. Почему и как подвижности ионов, эквивалентные электропроводности электролитов и чисел переноса ионов зависят от концентрации электролита в рамках теории Дебая – Хюккеля – Онзагера? Объясните, почему при движении ионов в растворе возникают электрофоретический и релаксационный эффекты.

47. В чём заключаются эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена?

48. Как с помощью электрохимического потенциала формулируется условие электрохимического равновесия на границе раздела фаз.

49. Поясните, в каком случае электрохимическая цепь находится в состоянии термодинамического равновесия. Какая величина называется электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента? Запишите формулу Нернста и уравнение Гиббса – Гельмгольца. Поясните, что называют электродным потенциалом.

50. Приведите пример классификации электродов и электрохимических цепей.

51. Как термодинамические характеристики химических реакций, коэффициенты активности и числа переноса определяют с помощью измерения ЭДС?

Химическая кинетика

52. Поясните основные понятия химической кинетики: скорость реакции, кинетическая кривая, кинетическое уравнение, константа скорости, порядок реакции, молекулярность элементарной реакции, реакции переменного порядка.

53. Сформулируйте кинетический закон действия масс. Как для известного механизма реакции составляются кинетические уравнения? Что такое прямая и обратная задачи кинетического анализа?

54. Поясните, почему константы скорости химических реакций зависят от температуры. Запишите уравнение Аррениуса. Какая величина называется энергией активации?

55. Какими уравнениями описывается формальная кинетика необратимыхе реакций нулевого, первого, второго и третьего порядков?

56. Какие известны методы определения порядка реакции?

57. Как определить константу скорости химической реакции из опытных данных?

58. Какие реакции называют сложными? Сформулируйте принцип независимости элементарных стадий. Как по известному уравнению химической реакции составляют для неё кинетическое уравнение?

59. Какими уравнениями описывается формальная кинетика обратимых реакций первого порядка? Как элементарные константы определяют из опытных данных?

60. Какими уравнениями описывается формальная кинетика параллельных реакций? Как элементарные константы определяют из опытных данных?

61. Какими уравнениями описывается формальная кинетика последовательных реакций на примере двух необратимых реакций первого порядка. Как на графике выглядят кинетические кривые накопления отдельных продуктов.

62. Что называют элементарным актом химической реакции? Что называют энергией активации. Как выглядит поверхность потенциальной энергии химической реакции?

63. Поясните метод переходного состояния (активированного комплекса). Укажите свойства активированного комплекса. Как методом статистической термодинамики проводится расчет константы скорости химической реакции? Назовите основные допущения теории активированного комплекса. Что такое трансмиссионный коэффициент?

64. Поясните теорию соударений в применении к бимолекулярным реакциям.

Вопросы к курсовым экзаменам

Химическая термодинамика

1. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в химической реакции. Химическая переменная.
2. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Определение направления самопроизвольного протекания химической реакции по начальному составу реакционной смеси.
3. Закон действующих масс. Различные виды констант равновесия и связь между ними.
4. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций.
5. Зависимость константы химической реакции от температуры. Уравнение изобары (изохоры) химической реакции.
6. Связь уравнение изобары и изохоры химической реакции и принципа Ле-Шателье.
7. Расчет констант равновесия химических реакций, использование уравнений изобары и изохоры.
8. Расчёт изменения энтальпии, внутренней энергии и энтропии в химической реакции с использованием уравнения изобары и изохоры химической реакции.
9. Влияние общего давления реакционной смеси на её состав.
10. Расчет равновесного состава реакционной смеси по константе равновесия.

Фазовые равновесия

1. Основные понятия: фаза, компонент, степени свободы. Условие межфазного равновесия.
2. Правило фаз Гиббса и его вывод. Классификация гетерогенных систем.
3. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера, фосфор, диоксид углерода).
4. Уравнение Клапейрона, уравнение Клапейрона – Клаузиуса, их вывод.
5. Расчёты с использованием уравнений Клапейрона, Клапейрона – Клаузиуса: давления пара над жидкой и твёрдой фазой, температуры плавления при заданном давлении, изменения энтальпии при фазовом переходе.
6. Фазовая диаграмма состояния двухкомпонентной системы «т – ж» с эвтектикой.

7. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем «т – ж» с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии. Разделение смесей методом зонной плавки.
8. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем «т – ж» с ограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии.
9. Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы «т – ж» с конгруэнтной точкой плавления.
10. Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы «т – ж» с инконгруэнтной точкой плавления.
11. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем «ж – п» с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Азеотропные смеси.
12. Разделение веществ путем перегонки. Простая перегонка, дробная перегонка, ректификация.
13. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью в жидкой фазе.
14. Простейшие диаграммы состояния трехкомпонентных систем «т – ж». Треугольники Гиббса и Розебома. Эвтектика в трехкомпонентной системе.
15. Простейшие диаграммы состояния трехкомпонентных систем «$ж_1$ – $ж_2$» с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии.
16. Распределение третьего компонента между двумя жидкими фазами. Коэффициент распределения. Выделение компонента из раствора методом экстракции. Однократная экстракция, дробная экстракция.

Термодинамика растворов

1. Термодинамическая классификация растворов. Идеальные, предельно разбавленные и неидеальные растворы.
2. Парциальные мольные величины, их определение из опытных данных. Графические методы (метод, основанный на основной формуле для парциальной мольной величины и метод отрезков). Аналитический метод (по известной зависимости соответствующего свойства раствора от количества компонента в растворе).
3. Зависимость давления насыщенного пара растворителя над раствором от мольной доли растворенного вещества. Закон Рауля. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью закона Рауля.
4. Зависимость давления насыщенного пара летучего растворенного вещества над раствором от его мольной доли в растворе. Закон Генри.
5. Расчет активностей и коэффициентов активности компонентов на основе законов Рауля и Генри.
6. Расчет парциальной мольной величины компонента в растворе по известной зависимости парциальной мольной величины другого компонента от его мольной доли в растворе.
7. Зависимость температуры начала кристаллизации растворителя из раствора от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном рас-

творе. Криоскопический эффект. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью криоскопии.

8. Зависимость температуры кипения раствора от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе. Эбуллиоскопический эффект. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью эбуллиоскопии.
9. Осмотическое давление предельно разбавленного раствора. Уравнение Вант-Гоффа. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью измерения осмотического давления раствора.
10. Зависимость температуры начала кристаллизации компонента из раствора от мольной доли второго компонента в растворе. Уравнение Шредера.

Электрохимия

1. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительной реакции. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии.
2. Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Аррениуса; недостатки этой теории.
3. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов.
4. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентами активности отдельных ионов.
5. Основные допущения теории Дебая – Хюккеля; их физический смысл. Ионная атмосфера. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая – Хюккеля.
6. Диффузионный потенциал, причины возникновения и способы его уменьшения при электрохимических измерениях.
7. Удельная электропроводность растворов электролитов и эквивалентная электропроводность электролитов в растворе, их зависимость от природы электролита, раствора, концентрации электролита и температуры.
8. Числа переноса ионов в растворе и методы их определения.
9. Подвижности ионов в растворе и закон независимого движения ионов Кольрауша.
10. Зависимость подвижностей, эквивалентной электропроводности и чисел переноса от концентрации в рамках теории Дебая – Хюккеля – Онзагера. Физический смысл электрофоретического и релаксационного эффектов при движении ионов в растворе.
11. Эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена.
12. Понятие электрохимического потенциала и условие электрохимического равновесия на границе раздела фаз.

13. Равновесные электрохимические цепи и их ЭДС. Формула Нернста и уравнение Гиббса – Гельмгольца. Понятие электродного потенциала.
14. Классификация электродов и электрохимических цепей.
15. Определение термодинамических характеристик химических реакций, коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерения ЭДС.

Химическая кинетика

1. Основные понятия химической кинетики: скорость реакции, кинетическая кривая, кинетическое уравнение, константа скорости, порядок реакции, молекулярность элементарной реакции, реакции переменного порядка.
2. Кинетический закон действия масс. Составление кинетических уравнений для известного механизма реакции. Прямая и обратная задачи кинетического анализа.
3. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
4. Необратимые реакции нулевого, первого, второго и третьего порядков.
5. Методы определения порядка реакции.
6. Определение константы скорости химической реакции из опытных данных.
7. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений.
8. Формальная кинетика обратимых реакций первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных.
9. Формальная кинетика параллельных реакций. Определение элементарных констант из опытных данных.
10. Формальная кинетика последовательных реакций на примере двух необратимых реакций первого порядка. Кинетические кривые накопления отдельных продуктов.
11. Элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации. Поверхность потенциальной энергии.
12. Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса. Трансмиссионный коэффициент.
13. Теория соударений в применении к бимолекулярным реакциям.

Примеры билетов к экзаменам

ФГБОУ ВО «Кубанский государственный университет»
Факультет химии и высоких технологий
Кафедра физической химии
Направление 04.03.01 Химия, 2018–2019 уч. год
Дисциплина «Физическая химия», часть 1

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1.

1. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций.
2. Зависимость температуры начала кристаллизации растворителя из раствора от моляльной концентрации растворенного вещества в предельно разбавленном растворе. Криоскопический эффект. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью криоскопии.

Заведующий кафедрой
физической химии, д.х.н., проф. В.И. Заболоцкий

ФГБОУ ВО «Кубанский государственный университет»
Факультет химии и высоких технологий
Кафедра физической химии
Направление 04.03.01 Химия, 2018–2019 уч. год
Дисциплина «Физическая химия», часть 2

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2.

1. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительной реакции. Электрохимическая цепь и ее компоненты.
2. Формальная кинетика обратимых реакций первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных.

Заведующий кафедрой
физической химии, д.х.н., проф. В.И. Заболоцкий

Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

– при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;

– при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;

– при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов.

Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:
– в печатной форме увеличенным шрифтом,
– в форме электронного документа.
Для лиц с нарушениями слуха:
– в печатной форме,
– в форме электронного документа.
Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:
– в печатной форме,
– в форме электронного документа.

5. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля)

5.1 Основная литература:

1. Попова, А. А. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / А. А. Попова, Т. Б. Попова. - Санкт-Петербург : Лань, 2015. - 496 с. - https://e.lanbook.com/book/63591#authors
2. Основы физической химии: учебное пособие для студентов вузов (в 2 ч.). Ч. 1. Теория. В.В. Еремин и др. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. .
3. Основы физической химии: учебное пособие для студентов вузов (в 2 ч.). Ч. 2. Задачи. В.В. Еремин и др. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. .

5.2 Дополнительная литература:

1. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Г. В. Булидорова, Ю. Г. Галяметдинов, Х. М. Ярошевская, В. П. Барабанов ; Министерство образования и науки России, Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования Казанский национальный исследовательский технологический университет. - Казань : Изд-во КНИТУ, 2012. - 396 с., ил. - http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=258360

5.3. Периодические издания:

1. Журнал физической химии;
2. Журнал Электрохимия;
3. Журнал Кинетика и катализ.

6. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

1. eLIBRARY - Научная электронная библиотека (Москва) http://www.elibrary.ru/
2. Электронная коллекция научной и технической полнотекстовой и библиографической информации ScienseDirect – http://www.sciencedirect.com

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

Успешное освоение дисциплины предполагает активное, творческое участие студента путем планомерной, повседневной работы.

Общие рекомендации

Изучение дисциплины следует начинать с проработки рабочей программы, особое внимание, уделяя целям и задачам, структуре и содержанию курса.

Самостоятельная работа проводится с целью углубления знаний по дисциплине и предусматривает:

- чтение студентами рекомендованной литературы и усвоение теоретического материала дисциплины;
- подготовку к лабораторным занятиям;
- работу с Интернет-источниками;
- подготовка к зачету.

Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, полу-

ченный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, приведенных в рабочей программе дисциплины.

Работа с конспектом лекций

Просмотрите конспект сразу после занятий, отметьте материал конспекта лекций, который вызывает затруднения для понимания. Попытайтесь найти ответы на затруднительные вопросы, используя рекомендуемую литературу. Если самостоятельно не удалось разобраться в материале, сформулируйте вопросы и обратитесь за помощью к преподавателю на консультации или ближайшей лекции. Регулярно отводите время для повторения пройденного материала, проверяя свои знания, умения и навыки по контрольным вопросам.

Выполнение лабораторных работ

На занятии получите у преподавателя график выполнения лабораторных работ. Получите все необходимое методическое обеспечение. Перед посещением лаборатории изучите теорию вопроса, предполагаемого к исследованию, ознакомьтесь с руководством по соответствующей работе и подготовьте протокол проведения работы, в который занесите:

- название работы;
- заготовки таблиц для заполнения экспериментальными данными наблюдений;
- уравнения химических реакций превращений, которые будут осуществлены при выполнении эксперимента;
- расчетные формулы.

Оформление отчетов должно проводиться после окончания работы в лаборатории. Для подготовки к защите отчета следует проанализировать экспериментальные результаты, сопоставить их с известными теоретическими положениями, справочными или литературными данными, обобщить результаты исследований в виде выводов по работе, подготовить ответы на вопросы, приводимые в методических указаниях к выполнению лабораторных работ.

Методические рекомендации преподавателям по методике проведения основных видов учебных занятий

Лекции

Методика чтения лекций

Лекции являются одним из основных методов обучения по дисциплине, которые должны решать следующие задачи:

- изложить важнейший материал программы курса, освещающий основные моменты;
- развить у студентов потребность к самостоятельной работе над учебной и научной литературой.

Главной задачей каждой лекции является раскрытие сущности темы и анализ ее главных положений. Рекомендуется на первой лекции довести до внимания студентов структуру курса и его разделы, а в дальнейшем указывать начало каждого раздела, суть и его задачи, а, закончив изложение, подводить итог по этому разделу, чтобы связать его со следующим.

Содержание лекций

Содержание лекций определяется рабочей программой курса. Необходимо, чтобы каждая лекция охватывала и исчерпывала определенную тему курса и представляла собой логически вполне законченную работу. Лучше сократить тему, но

не допускать перерыва ее в таком месте, когда основная идея еще полностью не раскрыта.

Лабораторные занятия

Методика проведения лабораторных занятий

Целями проведения лабораторных работ являются:

– установление связей теории с практикой в форме экспериментального подтверждения положений теории;
– обучение студентов умению анализировать полученные результаты;
– контроль самостоятельной работы студентов по освоению курса;
– обучение навыкам профессиональной деятельности

Цели лабораторного практикума достигаются наилучшим образом в том случае, если выполнению эксперимента предшествует определенная подготовительная внеаудиторная работа. Поэтому преподаватель обязан довести до всех студентов график выполнения лабораторных работ с тем, чтобы они могли заниматься целенаправленной домашней подготовкой.

Перед началом очередного занятия преподаватель должен удостовериться в готовности студентов к выполнению лабораторной работы путем короткого собеседования и проверки наличия у студентов заготовленных протоколов проведения работы.

8. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю) (при необходимости)

8.1 Перечень необходимого программного обеспечения

1. MS Office (Word, Excel, PowerPoint).
2. Программное обеспечение для слабовидящих.

8.2 Перечень необходимых информационных справочных систем

1. eLIBRARY - Научная электронная библиотека (Москва) – http://elibrary.ru/
2. ScienseDirect – http://www.sciencedirect.com

9. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

№	Вид работ	Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля) и оснащенность
1.	Лекционные занятия	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, ауд. 322с, ул. Ставропольская, 149. Комплект учебной мебели, доска-экран универсальная, короткофокусный интерактивный проектор, мультимедийная кафедра.
2.	Семинарские занятия	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа – ауд. 332, корп. С (улица Ставропольская, 149). Комплект учебной мебели, меловая доска, переносное мультимедийное оборудование
3.	Лабораторные занятия	Учебные лаборатории укомплектованные, специализированной мебелью, вытяжной системой вентиляции, меловыми досками, средствами пожарной безопасно-

		сти и оказания первой медицинской помощи, лабораторным оборудованием – ауд. 334, корп. С (улица Ставропольская, 149): - термостат; - учебно-лабораторный комплекс «Химия»; - персональный компьютер; - КФК-3; - pH-метр; - мультиметр АКТАКОМ АВМ-4084 – 4 шт.; - кондуктометр; - рефрактометр; - поляриметр; - ячейки кондуктометрические. - источник питания постоянного тока стабилизированный Б5-49; - водяная баня.
4.	Групповые (индивидуальные) консультации	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа – ауд. 332, корп. С (улица Ставропольская, 149). Переносное мультимедийное оборудование.
5.	Текущий контроль, промежуточная аттестация	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа – ауд. 332, корп. С (улица Ставропольская, 149). Переносное мультимедийное оборудование.
6.	Самостоятельная работа	Кабинеты для самостоятельной работы, оснащенные компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет», программой экранного увеличения и обеспеченные доступом в электронную информационно-образовательную среду университета – ауд. 329 корп. С, ауд. 140 (улица Ставропольская, 149).