

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


подпись

«29» мая 2020 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.24 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

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

Краснодар 2020

Рабочая программа дисциплины Б1.О.24 «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 № 671 от 17.07.2017.

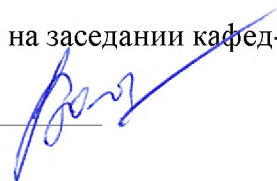
Рабочую программу составил:

Н.В.Шельдешов, профессор кафедры физической химии
д-р хим. наук, доц.



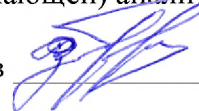
Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» утверждена на заседании кафедры физической химии протокол № 10 от 15 мая 2020 г.

Заведующий кафедрой физической химии В.И.Заболоцкий



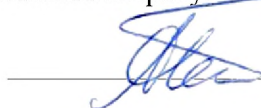
Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры (выпускающей) аналитической химии протокол № 6 от 15 мая 2020 г.

Заведующий кафедрой аналитической химии З.А.Темердашев



Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий протокол № 6 от 5 от 25 мая 2020 г.

Председатель УМК факультета, А.В.Беспалов



Рецензенты:

Профессор кафедры 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 В.И. Зеленев.

1 Цели и задачи изучения дисциплины

1.1. Цель дисциплины:

Целью дисциплины является овладение студентами системой знаний о физической химии, её целях и сущности, содержании и структуре, формирование у студентов теоретических знаний и навыков практического исследования в области физической химии, подготовка студентов к самостоятельной работе в области физической химии

1.2. Задачи дисциплины:

Основными задачами дисциплины является:

- формирование у студентов знания теоретических основ физической химии;
- развитие умений студентов в применении теоретических основ физической химии для расчетов термодинамических свойств физико-химических систем и характеристик протекающих в них процессов;
- развитие умения студентов в использовании знания физической химии для проведения физико-химического эксперимента;
- развитие у студентов навыков работы с учебной и научной литературой.

1.3. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Физическая химия» относится к обязательной части Блока 1. Дисциплины (модули) учебного плана направления 04.03.01 Химия и предшествует изучению дисциплин Б1.О.26 «Химическая технология», Б1.О.28 «Коллоидная химия», прохождению производственной, технологической и преддипломной практике, выполнению выпускной квалификационной работы.

1.4 Требования к результатам освоения содержания дисциплины

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся общепрофессиональной компетенции: способности анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений (ОПК-1).

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	уметь	владеть
1	ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	физико-химические основы проведения химического эксперимента, наблюдений и измерений	анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	навыками анализа и интерпретации результатов химических экспериментов, наблюдений и измерений

2. Структура и содержание дисциплины

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 8 зач.ед. (288 часов), их распределение по видам работ представлено в таблице.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры	
		5	6

Контактная работа, в том числе				
Аудиторные занятия (всего)		136	68	68
Занятия лекционного типа		68	34	34
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		68	34	34
Иная контактная работа:		4,6	2,3	2,3
Контроль самостоятельной работы (КСР)		4	2	2
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,6	0,3	0,3
Самостоятельная работа, в том числе		85	38	47
Курсовая работа				
Подготовка к текущему контролю		85	38	47
Контроль:		62,4	35,7	26,7
Подготовка к экзамену		62,4	35,7	26,7
Общая трудоемкость	час.	288	144	144
	в том числе контактная работа	203	106	97
	зач. ед	8	4	4

2.2 Структура дисциплины:

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

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

№ раз-дела	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	Термодинамика химического равновесия	37	12	12	0	13
2	Фазовые равновесия	32	10	10	0	12
3	Термодинамика растворов	37	12	12	0	13
	<i>Всего:</i>	106	34	34	0	38

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

№ раз-дела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
4	Электрохимия	58	17	17	0	24
5	Химическая кинетика	57	17	17	0	23
	<i>Всего:</i>	115	34	34	0	47
	Итого по дисциплине:	221	68	68	0	85

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
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 монокотропные фазовые переходы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Типы диаграмм состояния. Правило фаз. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольники Гиббса-Розебома.	КР
3.	Термодинамика растворов	Учение о парциальных мольных величинах. Свойства парциальных мольных величин. Термодинамика растворов. Термодинамическая классификация растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. 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.	КР
4.	Электрохимия	Электрохимия. Особенности электрохимических реакций. Электрохимическая	КР

		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 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

Примечание: КР – контрольная работа

2.3.2 Занятия семинарского типа

№	Наименование раздела	Тематика практических занятий (семинаров)	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	Основы химической термодинамики	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,	КР, устный опрос

		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.	
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 состоянии, с точкой азеотропа. Разделение веществ путем перегонки. Простая перегонка, дробная перегонка, ректификация. Системы «ж₁ – ж₂» с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Простейшие диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольники Гиббса и Розебома. Анализ системы «т – ж» с эвтектикой, «ж₁ – ж₂» с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Распределение тре-	КР, устный опрос

		твого 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. Осмотическое давление предельно разбавленного раствора. Уравнение Вант-Гоффа. Расчет молярной массы растворенного вещества с помощью коллигативных свойств.	КР, устный опрос
4.	Электрохимия	Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Расчет среднего коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая – Хюккеля.	КР, устный опрос

		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.	
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

2.4 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	<i>ПР</i>	Беседы Разбор ситуаций Работа в малых группах	10 25 10

6	ПР	Беседы	10
		Разбор ситуаций	25
		Работа в малых группах	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»

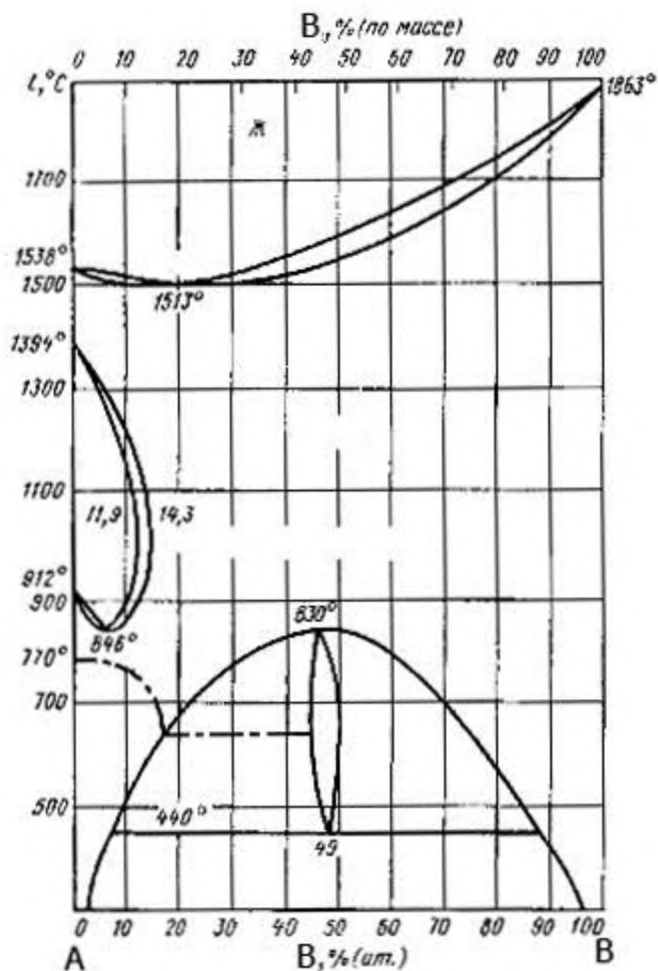
1. Известно, что хлорид аммония возгоняется при нагревании за счёт протекания реакции $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв.})} = \text{NH}_3_{(\text{г.})} + \text{HCl}_{(\text{г.})}$. Рассчитать, какое давление будет создаваться в предварительно вакууммированном реакционном сосуде, объём которого равен 1 л, при температуре 25°C, если в него внести 5 г хлорида аммония. {15 баллов}
2. При температуре 155°C в реакционной смеси, в которой протекает реакция диссоциации димера оксида азота (IV) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, 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°C. {5 баллов}
3. В закрытый сосуд помещены 0,300 моля $\text{H}_{2(\text{г.})}$, 0,400 моля $\text{I}_{2(\text{г.})}$ и 0,200 моля $\text{HI}_{(\text{г.})}$ при температуре 870 К и общем давлении 1 бар. Рассчитайте количества компонентов в равновесной смеси, если константа равновесия реакции $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{I}_{2(\text{г.})} = 2\text{HI}_{(\text{г.})}$ 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°C; постройте кривую охлаждения этого расплава до температуры 300°C. Рассчитайте число степеней свободы на каждом участке этой кривой {13 баллов}



ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТ № 3

Дисциплина «Физическая химия»

Тема «Растворы неэлектролитов. Парциальные молярные величины.

Коэффициенты активности. Коллигативные свойства растворов»

1. Водный раствор сульфата магния ведёт себя по-разному. При 18°C 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 молярный объем: 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°C. 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(HCO₃)₂ в 250 г воды.
3. Рассчитать pH буферного раствора, приготовленного смешиванием 20 мл 0,2 М раствора Na₂HPO₄ и 50 мл 0,5 М раствора NaH₂PO₄.
4. Удельная электропроводность 0,135 моль/л раствора пропионовой кислоты равна $4,8 \cdot 10^{-2}$ См/м. Рассчитать молярную электропроводность пропионовой кислоты, константу диссоциации кислоты и pH раствора.
5. ЭДС элемента Pt | H₂ | HBr | AgBr | Ag в широком интервале температур описывается уравнением:

$$E^\circ(\text{В}) = 0,07131 - 4,99 \cdot 10^{-4}(T - 298) - 3,45 \cdot 10^{-6}(T - 298)^2.$$

Рассчитать ΔG° , ΔH° , ΔS° 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 °С. 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 ₃ H ₇ CHO], 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 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 «ж₁ – ж₂» 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 «ж₁ – ж₂» 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 молярной 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 молярной 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 молярной 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://elibrary.ru/>
2. Электронная коллекция научной и технической полнотекстовой и библиографической информации ScienceDirect
<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;
- работу с Интернет-источниками;

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, полученный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных ис-

точников, приведенных в рабочей программе дисциплины.

Работа с конспектом лекций

Просмотрите конспект сразу после занятий, отметьте материал конспекта лекций, который вызывает затруднения для понимания. Попробуйте 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.

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.

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. Scisearch – <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
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).