

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«Ивановский государственный химико-технологический университет»

Факультет неорганической химии и технологии

Кафедра физической и коллоидной химии



Утверждаю: проректор по УР

В.В. Рыбкин

201__г.

Рабочая учебная программа дисциплины

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки **240100 Химическая технология**

Квалификация (степень) **Бакалавр**

Форма обучения **Очная**

Иваново, 2011

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

(Кокина Н.Р.)

«___» _____ 201__ года



СОГЛАСОВАНО

Начальник УМУ

(Гордина Н.Е.)

«___» _____ 201__ года, протокол №___

Лист изменений и дополнений в рабочей программе

дисциплины «Физическая химия»

Технология полимерных волокон и композиционных материалов

Дополнения и изменения в рабочей программе на 2012/2013 уч. год.

В рабочую программу вносятся следующие изменения:

обновлен раздел «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины», введены новые учебно-методические и информационные источники, обеспечивающие подготовку по данному профилю.

1) Буданов В.В., Лефедова О.В. Химическая кинетика: учебное пособие. Иван. гос. хим.-технол. ун-т.-Иваново, 2011-177с.

2) Бондарева Л.Г., Кудряшова Н.С. Физическая химия: учебник- Сиб. фед. ун-т. М.: Юрайт 2012-340с.

Изменения внес

Немцева М.П.

Рабочая программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры физической и коллоидной химии от «10» января 2013 года, протокол №6

Заведующий кафедрой

Лефедова О.В.

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

(Кокина Н.Р.)

«___» _____ 201__ года



СОГЛАСОВАНО

Начальник УМУ

(Гордина Н.Е.)

«___» _____ 201__ года, протокол №___

Лист изменений и дополнений в рабочей программе

дисциплины «Физическая химия»

Технология полимерных волокон и композиционных материалов

Дополнения и изменения в рабочей программе на 2013/2014 уч. год.

В рабочую программу вносятся следующие изменения:

обновлен раздел «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины», введены новые учебно-методические и информационные источники, обеспечивающие подготовку по данному профилю.

1) Буданов В.В., Ломова Т.Н., Рыбкин В.В. Химическая кинетика - СПб: М.:

Краснодар: ИД Лань, 2014-288 с.

2) Артемов. А.В. Физическая химия: Учебник для студентов учреждений высшего профессионального образования М.: ИЦ Академия, 2013. - 288 с.

3) Лефедова О.В., Федорова А.А. Электронное учебное пособие Физическая и коллоидная химия ресурс <http://www.isuct.ru/e-lib/node/632>

Изменения внес

Немцева М.П.

Рабочая программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры физической и коллоидной химии от «3» марта 2014 года, протокол №9

Заведующий кафедрой

Шлыков С.А.

1. Цели освоения дисциплины

Изучение основных законов протекания физико-химических процессов и объяснение причин влияния различных факторов на их направленность и скорость. Ознакомление с методами и приемами расчета термодинамических функций и кинетических характеристик химических реакций и различных физико-химических процессов. Формирование навыков применения законов теоретической химии к решению практических вопросов химической технологии.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Дисциплина «Физическая химия» относится к базовой (часть 1) и вариативной (часть 2) части математического и естественнонаучного цикла (Б.2) и базируется на результатах изучения математики, физики, химических дисциплин, информатики. Для успешного усвоения дисциплины студент должен:

знать:

- основные понятия и методы математического анализа, линейной алгебры, теории дифференциальных уравнений и элементов теории уравнений математической физики;
- законы Ньютона и законы сохранения; элементы общей теории относительности; законы термодинамики; статистические распределения; законы электростатики; природу магнитного поля и поведение веществ в магнитном поле, законы электромагнитной индукции; волновые процессы; геометрическую и волновую оптику; основы квантовой механики, строение многоэлектронных атомов;
- электронное строение атомов и молекул, химические свойства элементов различных групп Периодической системы и их важнейших соединений;

уметь:

- проводить анализ функций, применять математические методы при решении типовых задач;
- работать в качестве пользователя персонального компьютера, использовать внешние носители информации для обмена данными между машинами, создавать резервные копии и архивы данных и программ;
- решать типовые задачи, связанные с основными разделами физики;
- выполнять основные химические операции; определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ;
- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения типовых задач;

владеть:

- методами построения математической модели типовых задач и содержательной интерпретации полученных результатов;

- методами поиска и обмена информацией в глобальных и локальных компьютерных сетях, техническими и программными средствами защиты информации при работе с компьютерными системами;
- методами проведения физических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физического эксперимента;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов;
- экспериментальными методами определения физико-химических свойств неорганических соединений.

Освоение данной дисциплины как предшествующей необходимо при изучении следующих дисциплин:

- коллоидная химия;
- физико-химические методы анализа;
- процессы и аппараты химической технологии;
- общая химическая технология;
- безопасность жизнедеятельности;
- системы управления химико-технологическими процессами;
- моделирование химико-технологических процессов;
- химия и физика полимеров;
- теоретические основы переработки полимеров;
- химия и технология химических волокон;
- основы технологии ПКМ.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

- способностью и готовностью использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОК1);
- использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ОК2);
- должен быть готов к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, способен приобретать новые знания в области техники и технологии, математики, естественных и гуманитарных наук (ОК7);
- обладать основными методами, способами и средствами получения, хранения, переработки информации, иметь навыки работы с компьютером как средством управления информацией (ПК5);
- составлять технологические модели типовых профессиональных задач, находить способы их решений и интерпретировать профессиональный (физический) смысл полученного математического результата (ПК8);
- планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, математически мо-

делировать физические и химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения (ПК21);

– использовать знание основных физических теорий для решения возникающих физических задач, самостоятельного приобретения физических знаний, для понимания принципов работы приборов и устройств, в том числе выходящих за пределы компетентности конкретного направления (ПК24).

В результате изучения базовой и вариативной части дисциплины «Физическая химия» студент должен:

знать:

– основы теории химической связи в соединениях разных типов; строение вещества в конденсированном состоянии; основные закономерности протекания химических процессов и закономерности равновесного состояния; методы описания химических равновесий в растворах электролитов;

– начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем;

– уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа;

уметь:

– прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;

– определять направленность процесса в заданных начальных условиях;

– устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах; определять составы сосуществующих фаз в бинарных гетерогенных системах;

– составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса.

владеть:

– методами проведения физико-химических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента;

– навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления и объема;

– навыками вычисления констант равновесия при заданной температуре;

– навыками определения давления насыщенного пара над индивидуальным веществом;

– навыками определения состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах;

– методами определения констант скорости реакций различных порядков по результатам кинетического эксперимента.

4. Структура дисциплины «Физическая химия»

Общая трудоемкость дисциплины составляет 11 зачетных единиц, 396 часов

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры	
		4	5
Аудиторные занятия (всего)	170	85	85
В том числе:			
Лекции	68	34	34
Лабораторные работы (ЛР)	102	51	51
Самостоятельная работа (всего)	226	95	131
В том числе:			
Расчетно-графические (домашние) работы	50	20	30
Оформление отчетов по лабораторным работам	46	20	26
Подготовка к текущим занятиям, коллоквиумам	60	25	35
Подготовка к экзамену	70	30	40
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)		3, 3	3, 3
Общая трудоемкость, час	396	180	216
зач.ед.	11	5	6

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1.	Химическая термодинамика. Учение о равновесии в химических реакциях.	Основные положения и понятия химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Понятие внутренней энергии и энтальпии. Приложение первого закона термодинамики к химическим реакциям. Понятия пробега реакции и теплового эффекта химической реакции. Закон Гесса и его следствия. Термодинамические циклы. Теплоемкость. Температурные ряды теплоемкости. Зависимость теплового эффекта от температуры. Уравнение Кирхгофа. Методы расчета тепловых эффектов при различных температурах. Второй закон термодинамики. Энтропия, её статистическое толкование. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Постулат Планка, абсолютные значения энтропии. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики. Понятие энергии Гиббса и энергии Гельмгольца. Термодинамические потенциалы как критерии направленности и равновесия в закрытых системах. Уравнения Гиббса-Гельмгольца, их анализ и практическая значимость. Химический потенциал идеального газа. Изменение химического потенциала в газофазных реакциях. Условия химического равновесия. Термодинамическое обоснование закона дейст-

		вующих масс. Стандартная и практические константы равновесия для газозфазных реакций. Уравнение изотермы химической реакции. Нормальное химическое сродство. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции. Расчет стандартной константы равновесия по методу Темкина-Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса. Расчет состава равновесной смеси. Влияние различных факторов на равновесный выход продуктов. Химическое равновесие в реальных газозфазных системах. Понятия фугитивности и коэффициента фугитивности. Особенности расчета химического равновесия в реальных газозфазных системах.
2.	Фазовые равновесия и учение о растворах.	Основные понятия. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Правило рычага и соединительной прямой. Равновесие в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его анализ. Давление насыщенного пара. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (H_2O, CO_2). Двухкомпонентные системы. Общая характеристика растворов. Идеальные и неидеальные растворы. Системы стандартных состояний. Понятие активности и коэффициента активности. Теплоты растворения и разбавления. Равновесие пар – жидкий раствор в двухкомпонентных системах. Закон Рауля. Причины отклонения от закона Рауля. Диаграммы кипения идеальных и неидеальных двухкомпонентных систем. Теоретические основы процесса ректификации. Равновесие жидкость-жидкость в двухкомпонентных системах. Диаграмма состояния системы фенол-вода. Равновесие кристаллы – жидкий раствор. Уравнение Шредера. Сущность термического метода анализа. Диаграммы плавокости двухкомпонентных систем.
3.	Электрохимия.	Растворы электролитов. Средняя ионная активность и коэффициент активности. Элементы теории Дебая-Хюккеля. Удельная и молярная электрическая проводимость электролитов. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор. Диффузный потенциал. ЭДС электрохимической цепи. Термодинамика обратимого гальванического элемента. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация обратимых электродов. Типы гальванических элементов. Потенциометрия как физико-химический метод исследования.
4.	Молекулярная спектроскопия.	Образование химической связи и ее типы (ковалентная, полярная, ионная, донорно-акцепторная). Электрический дипольный момент молекул. Поляризация и поляризуемость. Рефракция молекул. Межмолекулярное взаимодействие. Происхождение молекулярных спектров и их классификация. Вероятность энергетических переходов, правила отбора. Правило частот Бора. Краткие сведения о технике экспериментов. Теоретические основы спектров магнитного резонанса и их

		вид. Принципы методов электронного парамагнитного резонанса (ЭПР) и ядерного магнитного резонанса (ЯМР). Химический сдвиг. Использование спектров ЯМР при определении структуры органических соединений. Условия возникновения вращательных спектров двухатомных молекул. Энергетические уровни и спектр жесткого ротатора. Определение молекулярных констант по данным вращательных спектров. Условия возникновения колебательных спектров двухатомных молекул. Энергетические уровни и спектр гармонического осциллятора. Потенциальная кривая реальной двухатомной молекулы. Уравнение Морзе. Энергетические уровни и спектр ангармонического осциллятора. Расчет частоты собственных колебаний, силовой постоянной и энергии диссоциации двухатомных молекул по колебательным спектрам. Тонкая структура колебательного спектра. Происхождение спектров комбинационного рассеяния и их структура. Определение молекулярных характеристик по данным спектров комбинационного рассеяния. Особенности спектров многоатомных молекул. Электронные спектры молекул. Принцип Франка-Кондона. Определение энергии диссоциации двухатомных молекул из электронно-колебательных спектров.
5.	Химическая кинетика и катализ.	Задачи, основные понятия и определения химической кинетики. Факторы, оказывающие влияние на скорость химических реакций. Классификация химических реакций. Кинетический закон действующих масс. Принцип независимости протекания химических реакций. Понятия о лимитирующей стадии процесса и механизме химической реакции. Кинетика реакций нулевого, первого, второго порядков. Методы определения порядка реакции и константы скорости (метод подстановки, графический метод, дифференциальный метод Вант-Гоффа, метод Оставальда-Нойеса, метод понижения порядка). Сложные реакции. Кинетика молекулярных обратимых, параллельных, последовательных реакций. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна, границы его применимости. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирические уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа. Понятие энергии активации, методы её определения. Элементарный химический акт. Основные положения и уравнения теории активных соударений (ТАС). Стерический фактор. Переходное состояние. Изменение потенциальной энергии в ходе реакции. Основные положения и уравнения теории активированного комплекса (ТАК). Термодинамический аспект ТАК. Энтропийный фактор. Особенности кинетики гомогенных реакций в растворах. Влияние растворителя на константу скорости реакции. Кинетика ионных реакций в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Первичный и вторичный солевые эффекты.

		Кинетические особенности цепных реакций и фотохимических реакций. Основные понятия в катализе. Типы каталитических реакций. Особенности каталитических процессов (специфичность, активность, избирательность, селективность, модификаторы, промоторы, яды). Причины каталитического действия. Причины изменения энергии и энтропии активации в присутствии катализатора. Механизмы гомогенно-каталитических реакций (слитный, стадийный). Кинетические закономерности гомогенно-каталитических реакций. Кинетические особенности ферментативного катализа. Гетерогенный катализ, его особенности. Основные стадии и энергетический профиль гетерогенно-каталитических реакций.
--	--	--

5.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№№ разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин				
		1	2	3	4	5
1.	Коллоидная химия	+	+	+	+	+
2.	Физико-химические методы анализа	+	+	+	+	
3.	Процессы и аппараты химической технологии	+	+	+		+
4.	Общая химическая технология	+	+	+		+
5.	Безопасность жизнедеятельности			+	+	+
6.	Системы управления химико-технологическими процессами	+	+	+	+	+
7.	Моделирование химико-технологических процессов	+	+	+		+
8.	Химия и физика полимеров	+	+			+
9.	Теоретические основы переработки полимеров	+	+			
10.	Химия и технология химических волокон	+	+			
11.	Основы технологии ПКМ	+	+			

5.3. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции, час	Лабораторные занятия, час	Самостоятельная работа студентов, час	Всего, час
1.	Химическая термодинамика. Учение о равновесии в химических реакциях	18	27	45	190
2.	Фазовые равновесия и учение о растворах	10	15	30	55
3.	Электрохимия	6	9	20	35
4.	Молекулярная спектроскопия	16	24	64	104
5.	Химическая кинетика и катализ	18	27	67	112

6. Лабораторный практикум

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость, (час)
1.	1	<u>1. Термохимия. Определение тепловых эффектов химических процессов.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Расчёт тепловых эффектов химических реакций с использованием закона Гесса и его следствий. Связь тепловых эффектов при $P=\text{const}$ и $V=\text{const}$. Расчет теплоемкости и изменения теплоемкости в химической реакции по температурным рядам. Расчет изменения энтальпии и внутренней энергии при нагревании. Расчёт тепловых эффектов химических реакций по средним теплоемкостям, по высокотемпературным составляющим энтальпии, по температурным рядам теплоемкости. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Определение теплоты растворения хорошо растворимой соли»; – «Определение теплоты гидратообразования солей металлов»; – «Определение теплоты нейтрализации». <u>2. Химическое равновесие.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Расчет изменения энтропии в различных процессах и ее абсолютного значения. Расчеты с использованием уравнений Гиббса-Гельмгольца, нормального сродства, изотермы и изобары химической реакции. Определение направленности и глубины протекания процессов. Расчет стандартной константы равновесия по методу Темки-	27

		на-Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса. Связь стандартной и практических констант равновесия. Расчет степени превращения реагентов, числа пробегов и состава равновесной смеси на основании термодинамического закона действующих масс. Определение влияния различных факторов на равновесный выход продуктов. <i>Выполняется лабораторная работа:</i> – «Определение константы равновесия реакции дегидрирования изопропилового спирта».	
2.	2	<u>1. Физико-химические свойства растворов неэлектролитов.</u> <u>2. Фазовое равновесие.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Построение и анализ диаграмм состояния для идеальных и реальных одно- и двухкомпонентных систем. Расчеты с использованием уравнений Клапейрона-Клаузиуса, Рауля, Шредера. Построение кривых охлаждения по диаграммам плавкости. Расчеты с использованием правила рычага и соединительной прямой. Ознакомление с основами процесса ректификации. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Исследование зависимости давления насыщенного пара от температуры в однокомпонентных системах»; – «Построение и анализ диаграмм кипения для бинарных систем»; – «Построение и анализ диаграмм кипения для бинарных систем»; – «Построение диаграммы расслоения фенол-вода»; – «Построение и анализ диаграмм плавкости двухкомпонентных систем методом термического анализа».	15
3.	3	<u>1. Физико-химические свойства растворов электролитов.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Основы теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Расчет средней ионной активности и коэффициента активности электролита. Определение удельной и молярной электрической проводимости электролитов. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Определение константы электролитической диссоциации слабых электролитов по зависимости электрической проводимости от концентрации растворов»; – «Определение коэффициента электропроводности сильных электролитов по зависимости электрической проводимости от концентрации растворов». <u>2. Теория гальванического элемента.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Ознакомление с типами электродов и гальванических элементов. Правила представления схем электродов и гальванических элементов.	9

		Расчет термодинамических функций реакций, протекающих в гальваническом элементе. Расчет электродных потенциалов и ЭДС гальванических элементов по уравнению Нернста. <i>Выполняются следующие лабораторные работы:</i> – «Измерение ЭДС гальванического элемента»; – «Определение потенциала отдельного электрода»; – «Измерение ЭДС концентрационного элемента»; – «Измерение температурного коэффициента ЭДС гальванического элемента». <u>3. Потенциометрия.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Ознакомление с типами индикаторных электродов и электродов сравнения. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Определение коэффициентов активности электролитов потенциометрическим методом»; – «Определение pH раствора с помощью водородного, хингидронного и стеклянного электродов».	
4.	4	<u>1. Происхождение и классификация спектров. Спектральные методы исследования строения и свойств молекул.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Обоснование структуры и особенностей спектра двухатомной молекулы в приближении жесткого ротатора. Определение момента инерции и межъядерного расстояния по данным вращательных спектров. Обоснование структуры и особенностей спектров двухатомной молекулы в приближении гармонического и ангармонического осцилляторов. Расчет частоты собственных колебаний, фактора ангармоничности, силовой постоянной и энергии диссоциации двухатомных молекул по колебательным спектрам. <i>Выполняются две из следующих лабораторных работ:</i> – «Изучение спектров комбинационного рассеяния и инфракрасных спектров поглощения многоатомных молекул. Расчет теплоемкости газообразных молекул по данным КР-спектров»; – «Качественный и количественный анализ смеси ароматических углеводородов по КР-спектрам. Определение характеристических частот колебаний в КР-спектрах органических соединений»; – «Определение энергий диссоциации молекул галогенов в основном и возбужденном состояниях».	27
5.	5	<u>1. Определение порядка и константы скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Применение кинетического закона действующих масс к описанию кинетических закономерностей простых реакций. Ме-	24

		тоды определения порядка реакции и константы скорости (метод подстановки, графический метод, дифференциальный метод Вант-Гоффа, метод Оставальда-Нойеса, метод понижения порядка). Применение принципа независимости протекания химических реакций к описанию кинетических закономерностей сложных реакций. Кинетика мономолекулярных обратимых, параллельных, последовательных реакций. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна. Зависимость скорости реакции от температуры. Расчеты по уравнениям Аррениуса и Вант-Гоффа. Методы определения энергии активации. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Изучение кинетики реакции омыления этилацетата в щелочной среде»; – «Изучение кинетики разложения мурексида в кислой среде»; – «Изучение кинетики окисления йодид-ионов ионами трехвалентного железа»; – «Изучение кинетики реакции малахитового зеленого с ионами гидроксида»; – «Изучение скорости реакции иодирования ацетона»; – «Изучение скорости омыления сложных эфиров в присутствии ионов водорода». <u>2. Кинетические особенности каталитических процессов.</u> <i>В лабораторном практикуме прорабатываются разделы курса:</i> Основные понятия в катализе. Типы каталитических реакций. Особенности каталитических процессов. Механизмы гомогенно-каталитических реакций. Кинетические закономерности гомогенно-каталитических реакций. Гетерогенный катализ, его особенности. Основные стадии гетерогенно-каталитических реакций. <i>Выполняется одна из следующих лабораторных работ:</i> – «Изучение кинетики гомогенно-каталитического разложения пероксида водорода»; – «Изучение кинетики гетерогенно-каталитического разложения пероксида водорода в жидкой фазе».	
--	--	---	--

7. Практические занятия

Практические занятия по данной дисциплине не планируются.

8. Примерная тематика курсовых проектов (работ)

Курсовые проекты или работы по данной дисциплине не планируются.

9. Образовательные технологии и методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Чтение лекций по данной дисциплине может проводиться с использованием мультимедийных презентаций. В этом случае слайд-конспект курса лекций должен включать в себя слайды, содержащие формулировки основных законов и определений физической химии и формулы, не требующие детального вывода. В этом случае презентация позволит преподавателю четко структурировать материал лекции, сэкономить время, затрачиваемое на рисование на доске, что даст возможность увеличить объем излагаемого материала. Студентам должна быть предоставлена возможность копирования презентаций для самоподготовки к лабораторным занятиям и подготовки к экзамену. Слайд-конспект лекций должен быть обязательно дополнен поясняющими выводами, основных формул, необходимых для различных физико-химических расчетов. Подобные выводы позволят студентам лучше уяснить логику излагаемого материала и причинно-следственные связи различных разделов физической химии.

Поскольку лекции читаются для нескольких групп студентов, общее количество которых может превышать 100 человек, контроль усвоения материала в аудитории может проводиться путем опроса отдельных студентов потока.

При проведении лабораторного практикума необходимо создать условия для максимально самостоятельного выполнения лабораторных работ. В связи с отсутствием в программе курса **практических занятий** преподавателю рекомендуется не менее 1 часа из трех (30% времени) отводить на решение типовых задач. В этом случае лабораторное занятие целесообразно строить следующим образом:

1. Проверка готовности студентов к занятию с оценкой (тест или собеседование по теоретическому материалу или проверка плана выполнения лабораторной работы, подготовленного студентом самостоятельно).
2. Решение типовых примеров и задач или выполнение лабораторной работы.
3. Самостоятельное решение задач или предварительное оформление результатов выполненной лабораторной работы.
4. Разбор типовых ошибок при решении задач и выполнении лабораторной работы.
5. Постановка задачи на подготовку к выполнению очередной лабораторной работы или проверка оформленных отчетов по предыдущим лабораторным работам.

Выполнение любой лабораторной работы должно предусматривать глубокую предшествующую проработку студентом теоретического материала, изучение методик проведения и планирование эксперимента, освоение измерительных средств, самостоятельную обработку и интерпретацию экспериментальных данных. В ряд работ целесообразно включать разделы с элементами научных исследований, которые требуют углубленной самостоятельной проработки теоретического материала. Оценка предварительной подготовки

студента к занятию может быть сделана путем экспресс-тестирования (тестовые задания закрытой формы) в течение 10–15 минут.

В плане проведения занятий должны быть предусмотрено проведение коллоквиумов по подведению итогов изучения теоретического материала по тематике лабораторного практикума. Коллоквиум может включать проведение последовательного закрытого тестирования на проверку минимального количества знаний, усвоенных студентом, с последующим открытым тестированием для студентов желающих повысить оценку за текущую работу. Для этого необходимо иметь большой банк заданий и задач для самостоятельного решения, причем эти задания должны быть дифференцированы по степени сложности. Предусматривается также возможность использования методических разработок, имеющихся на кафедре, в виде методических указаний для программированного опроса студента.

Самостоятельная работа студента предусматривает подготовку письменного отчета по лабораторной работе. Отчет должен содержать тему работ, цель и задачи физико-химического эксперимента, основные теоретические положения, таблицы с экспериментальными и расчетными данными, расчетные уравнения и примеры расчетов физико-химических величин с анализом погрешностей экспериментальных данных, графики полученных в эксперименте зависимостей с их анализом, выводы. При подготовке отчета и выполнении расчетов студент должен использовать компьютерную технику и современные программные средства обработки данных эксперимента.

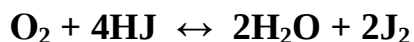
С целью закрепления полученных теоретических знаний и овладения навыками проведения конкретных практических расчетов в блок самостоятельной работы студентов необходимо включать расчетные домашние задания по каждому разделу дисциплины, направленные на развитие у студентов самостоятельности и инициативы. С целью повышения рейтинга успеваемости студент может получить индивидуальное задание.

Рекомендуется следующая тематика расчетных заданий:

По разделу «Химическая термодинамика. Учение о равновесии в химических реакциях».

Пример расчетного задания

ВАРИАНТ №1



(все вещества находятся в газовой фазе)

1. Рассчитать при $T = 298 \text{ K}$ изобарный ($\Delta_r H^0$) и изохорный ($\Delta_r U$) тепловые эффекты реакции по теплотам образования участников реакции, а также изменение теплоемкости ($\Delta_r C_p^0$).
2. Записать реакции, тепловой эффект которых является для одного из участников реакции а) теплотой образования; б) теплотой сгорания.
3. Рассчитать изобарные тепловые эффекты реакции при температуре 1000 K по средним теплоемкостям и по высокотемпературным составляющим энтальпии.

4. По температурным рядам теплоемкости рассчитать изобарные тепловые эффекты реакции при температурах 600 К, 1000 К, 1400 К и 1700 К.
5. Сопоставить данные, полученные в п.3 и п.4 при $T = 1000$ К, сделать вывод.
6. Построить зависимость $\Delta_r H^0 = f(T)$ в интервале от 298 К до 1700 К по данным п.1 и п.4.
7. Определить значение $\Delta_r C_p^0$ при 500 К аналитически (по температурным рядам теплоемкости) и графически по зависимости $\Delta_r H^0 = f(T)$. Сопоставить полученные данные, сделать вывод.
8. Проанализировать полученные данные по влиянию температуры на тепловой эффект реакции на основании уравнения Кирхгофа.
9. Рассчитать при $T = 298$ К величину $\Delta_r S^0$ и объяснить знак этой величины.
10. Рассчитать величину S^0 для O_2 при 500 К.
11. Рассчитать при $T = 298$ К величину $\Delta_r G^0$ по следствию из закона Гесса и по уравнению Гиббса-Гельмгольца. Сопоставить полученные данные и указать направление реакции при стандартных условиях.
12. Рассчитать константы равновесия K^0 , K_X , K_P и K_C при 298 К и P^0 .
13. По уравнению Темкина-Шварцмана рассчитать величины K^0 при температурах указанных в п.4.
14. Построить зависимости $\ln K^0 = f(T)$ и $\ln K^0 = f(1/T)$ в интервале от 298 К до 1700 К по данным п.11 и п.12.
15. Определить графически значение $\Delta_r H^0_{\text{сред}}$ по зависимости $\ln K^0 = f(1/T)$. Сопоставить полученное значение с данными из п.1 и п.4.
16. Проанализировать полученные зависимости на основании уравнения изобары.
17. Определить равновесный состав (в мольных долях), число пробегов и степень превращения любого из исходных веществ при температуре 298 К и при относительном общем давлении в системе $1 \cdot 10^{-74}$, если исходные реагенты были смешаны в стехиометрических соотношениях.
18. Оценить влияние температуры и давления на величины K^0 и K_X , K_P и K_C , на равновесный состав реакционной смеси, на число пробегов реакции и степень превращения исходных реагентов.
19. Определить при температуре 298 К направление протекания реакции, если смешаны все четыре вещества – участники реакции в количествах, отвечающих их стехиометрическим коэффициентам при относительном общем давлении равным 1.

По разделу «Фазовые равновесия и учение о растворах».

1. Построение диаграмм кипения и плавкости двухкомпонентных систем и их анализ.
2. Расчеты составов и масс равновесных фаз, а также вариантности системы в различных фигуративных точках с использованием диаграмм фазового состояния.

По разделу «Электрохимия».

Расчеты электродвижущих сил гальванических элементов с использованием коэффициентов активностей растворов электролитов; термодинамических функций реакций, протекающих в гальваническом элементе; водородного показателя, произведения растворимости на основании потенциометрических измерений.

По разделу «Молекулярная спектроскопия».

1. Определение поляризации и рефракции вещества. Расчет дипольного момента по экспериментальным данным.
2. Расчет вращательной постоянной и энергии вращения двухатомной молекулы. Расчет момента инерции и равновесного межъядерного расстояния двухатомной молекулы по данным вращательных спектров.
3. Расчет энергии колебания двухатомной молекулы в приближении гармонического и ангармонического осциллятора. Расчет собственной частоты колебания, ангармоничности, максимального колебательного квантового числа и энергии диссоциации двухатомной молекулы по данным вращательно-колебательных спектров.

По разделу «Химическая кинетика и катализ».

1. Определение порядка реакций и количества прореагировавшего вещества, расчет констант скоростей при различных температурах.
2. Составление системы дифференциальных уравнений для сложных реакций, описание кинетики в рамках приближенного метода квазистационарных концентраций Боденштейна.

Варианты расчетных заданий и задач могут быть взяты из списка, приведенного ниже:

1. И.В.Кудряшов, Г.С.Каретников. Сборник примеров и задач по физической химии. – М.: ВШ. – 1991.
2. Ю.В.Поленов, Е.В.Егорова. Кинетика химических реакций. Учебное пособие. Изд. ИГХТУ. Иваново. – 2010. – 68 с.

10. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Для контроля текущей успеваемости студентов и оценки качества знаний при прохождении лабораторного практикума применяется рейтинговая система. Всего по текущей работе студент может набрать 50 баллов, в том числе:

- лабораторные работы – 20 баллов;
- теоретические коллоквиумы – 20 баллов;
- домашние задания – 10 баллов.

Зачет проставляется автоматически, если студент выполнил все лабораторные работы, отчитался по все лабораторным работам и теоретическим коллоквиумам и набрал по текущей работе не менее 26 баллов. Минимальное количество баллов по каждому из видов текущей работы составляет половину от максимально возможного.

Комплект контрольно-измерительных материалов для текущего, промежуточного и итогового контроля

Контроль знаний студентов на всех этапах осуществляется путем тестирования. Комплекты тестовых заданий составлены по каждому разделу физической химии. Каждый комплект включает по 15 вариантов тестовых заданий. Выдаваемый студенту индивидуальный тест состоит из 10 вопросов. Время проведения тестирования рассчитывается исходя из трех минут на одно задание. Примеры контрольных тестов по каждому разделу изучаемой дисциплины приведены ниже.

Варианты тестовых заданий для контроля уровня знаний студентов по разделам физической химии

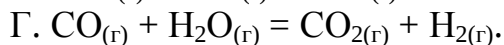
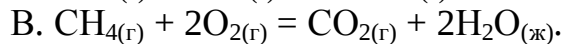
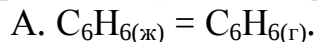
1. Химическая термодинамика. Учение о равновесии в химических реакциях

1.1. I-й закон термодинамики

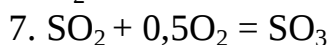
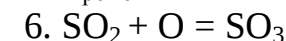
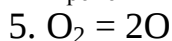
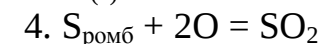
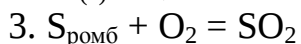
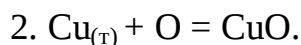
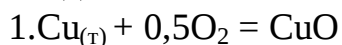
1. К функциям состояния термодинамической системы относятся:
 - А. Работа и мольный объем.
 - Б. Энтальпия и внутренняя энергия.
 - В. Количество тепла и мольный объем.
 - Г. Внутренняя энергия и работа.
2. Термодинамическая система может перейти из состояния А в состояние В обратимым и необратимым путем. Изменение внутренней энергии при обратимом протекании составит $\Delta U_{\text{обр}}$, а при необратимом - $\Delta U_{\text{необр}}$. Каково соотношение между этими двумя величинами?
 - А. $\Delta U_{\text{обр}} > \Delta U_{\text{необр}}$.
 - Б. $\Delta U_{\text{обр}} < \Delta U_{\text{необр}}$.
 - В. $\Delta U_{\text{обр}} = \Delta U_{\text{необр}}$.
 - Г. В зависимости от свойств системы возможны все указанные соотношения.
3. Термодинамическую систему из смеси идеальных газов подвергли изотермическому расширению. Каково соотношение между сообщенной системе теплотой (Q_T) и работой расширения (W_T) в изотермическом процессе?
 - А. $Q_T > W_T$.
 - Б. $Q_T = W_T$.
 - В. $Q_T < W_T$.
 - Г. $Q_T = -W_T$.
4. Укажите химическую реакцию, тепловой эффект которой следует рассматривать как теплоту сгорания вещества C_2H_6S .
 - А. $C_2H_6S + 2,5O_2 = 2C + 3H_2O_{(г)} + SO_3$.
 - Б. $C_2H_6S + 3,5O_2 = 2CO + 3H_2O_{(г)} + SO_2$.
 - В. $C_2H_6S + 3,5O_2 = 2CO_2 + 3H_2O_{(ж)} + 0,5S_2$.



5. Выберите реакцию, для которой тепловые эффекты в изобарических и изохорических условиях равны друг другу.



6. Для расчета теплоты образования CuSO_4 можно воспользоваться законом Гесса. Тепловые эффекты каких процессов из перечисленных ниже достаточны для этого?



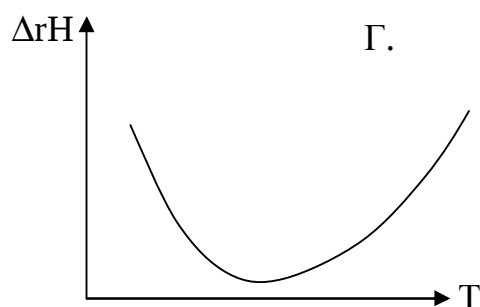
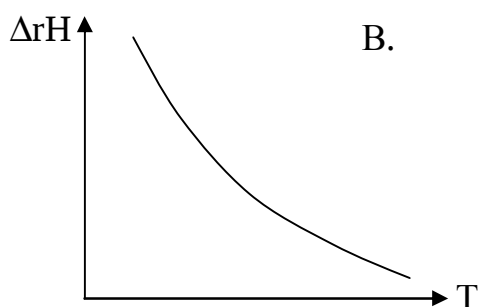
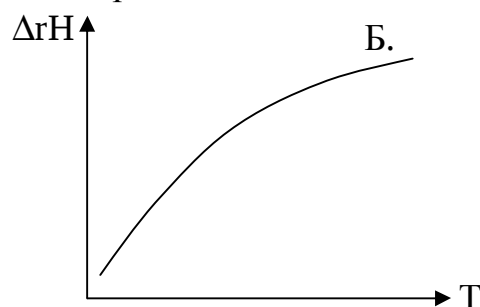
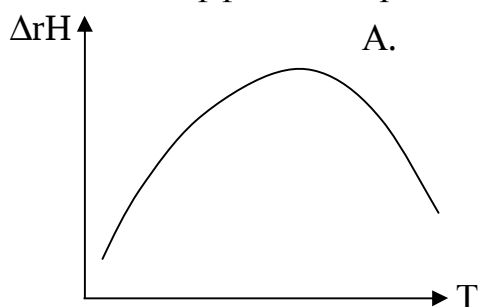
А. Первого, второго, четвертого, пятого.

Б. Первого, четвертого, шестого, восьмого.

В. Первого, третьего, седьмого, восьмого.

Г. Второго, третьего, шестого, восьмого.

7. Изменения теплоемкости веществ в ходе реакции $\text{SO}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{SO}_{3(\text{г})}$ составляют: $\Delta_r C_{p(298)} = 4,67 \text{ Дж/моль К}$; $\Delta_r C_{p(500)} = -6,98 \text{ Дж/моль К}$. Как меняется тепловой эффект этой реакции в интервале $298 \div 500 \text{ К}$?



8. Для реакции изомеризации $\text{n-C}_5\text{H}_{12} = \text{изо-C}_5\text{H}_{12}$ изобарный тепловой эффект $\Delta_r H^0(298) = -2,09 \text{ кДж/моль}$. Рассчитайте температуру, при которой тепловой эффект реакции будет равен нулю, если изменение теплоемкости в ходе реакции $\Delta_r C_p = 10,45 \text{ Дж/(моль·К)}$ и практически не зависит от температуры.

А. $T = 0 \text{ К}$.

Б. $T = 498 \text{ К}$.

В. $T = 1000 \text{ K}$.

Г. Тепловой эффект реакции при любой температуре отличен от нуля.

9. Рассчитайте тепловой эффект реакции $2\text{COCl}_2 + \text{CH}_4 = \text{CCl}_4 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ при $T=600 \text{ K}$, если известны следующие справочные данные:

Вещество	$\Delta_f H^0(0) \text{ кДж/моль}$	$[H^0(600) - H^0(0)] \text{ кДж/моль}$
COCl_2	-217,81	32,65
CH_4	-66,89	23,25
CCl_4	-98,24	45,64
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	-420,84	40,12

А. -19,36 кДж/моль.

Б. 204,52 кДж/моль.

В. 19,36 кДж/моль.

Г. -204,52 кДж/моль.

10. Температурная зависимость теплового эффекта реакции выражается уравнением: $\Delta_r H = -10393 - 4,63 \cdot T + 15,90 \cdot 10^{-3} \cdot T^2 - 18,49 \cdot 10^{-6} \cdot T^3$. Выведите уравнение зависимости $\Delta_r C_p = f(T)$.

А. $\Delta_r C_p = -10393 - 4,63 \cdot T$.

Б. $\Delta_r C_p = -4,63 \cdot T + 15,90 \cdot 10^{-3} \cdot T^2 - 18,49 \cdot 10^{-6} \cdot T^3$.

В. $\Delta_r C_p = -4,63 + 31,80 \cdot 10^{-3} \cdot T - 55,47 \cdot 10^{-6} \cdot T^2$.

Г. $\Delta_r C_p = -4,63 + 7,95 \cdot 10^{-3} \cdot T - 6,16 \cdot 10^{-6} \cdot T^2$.

1.2. II-й закон термодинамики

1. В изолированной системе самопроизвольно протекает химическая реакция. Как изменяется энтропия в такой системе?

А. Энтропия системы не изменяется, т.к. система изолирована.

Б. Энтропия системы возрастает.

В. Энтропия системы уменьшается.

Г. Для определения знака ΔS надо знать величину и знак теплового эффекта протекающей реакции.

2. Какое выражение можно использовать для расчета изменения энтропии при изотермическом смешении двух идеальных газов?

А. $\Delta S = R(n_1 \ln \frac{V_1}{V_1 + V_2} + n_2 \ln \frac{V_2}{V_1 + V_2})$.

Б. $\Delta S = R(n_1 \ln \frac{V_1 + V_2}{V_1} + n_2 \ln \frac{V_1 + V_2}{V_2})$.

В. $\Delta S = R(\ln V_1 \cdot n_1 + \ln V_2 \cdot n_2)$.

Г. $\Delta S = R[n_1 \ln(V_1 + V_2) + n_2 \ln(V_1 + V_2)]$.

3. Укажите направление реакции $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})}$ при стандартных условиях, если известны стандартные теплоты сгорания и энтропии веществ.

Вещество	$\Delta_c H^0(298)$ кДж/моль	$S^0(298)$ Дж/(моль·К)
$\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})}$	-1299,63	200,8
$\text{H}_{2(\text{г})}$	-285,84	69,96
$\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})}$	-1559,88	229,5

- А. Данных для решения вопроса о направлении процесса недостаточно.
- Б. Систем находится в состоянии химического равновесия.
- В. Реакция будет протекать в прямом направлении.
- Г. Реакция может протекать лишь в обратном направлении.

4. На основании значений изменения энергии Гиббса при различных температурах для реакции $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})}$, приведенных ниже, сделайте заключение о факторах, способствующих увеличению содержания этана в равновесной смеси. $\Delta_r G^0(298) = -278$ кДж/моль, $\Delta_r G^0(800) = -223$ кДж/моль.

- А. Повышение давления и снижение температуры.
- Б. Снижение давления и температуры.
- В. Увеличение давления и температуры.
- Г. Снижение давления и рост температуры.

5. В гальваническом элементе при $T = \text{const}$ и $V = \text{const}$ квазистатически протекает химическая реакция. Изменению какой термодинамической функции равна максимальная полезная работа W' ?

- А. $W' = -\Delta_r G$.
- Б. $W' = -\Delta_r A$.
- В. $W' = -\Delta_r H$.
- Г. $W' = -\Delta_r U$.

6. Какова связь между константами равновесия реакций $\text{H}_2 + 0,5\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$ (K_1^0) и $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ (K_2^0)?

- А. $K_1^0 = K_2^0$.
- Б. $2 K_1^0 = K_2^0$.
- В. $K_1^0 = (K_2^0)^{1/2}$.
- Г. $K_1^0 = (K_2^0)^2$.

7. При $T = 1000$ К и $P = 1$ атм протекают две реакции:

1. $\text{FeO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{(\text{г})} = \text{Fe}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
2. $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$

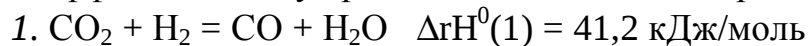
Константа равновесия первой реакции $K_1^0 = 0,678$. Можно ли на основании этих данных рассчитать константу равновесия второй реакции K_2^0 ? Почему?

- А. $K_1^0 = K_2^0$, т.к. выражение закона действующих масс для обеих реакций одинаково.
- Б. Нельзя, т.к. K^0 определяется значениями стандартных химических потенциалов всех участников реакции, а для $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})}$ и $\text{Fe}_{(\text{тв})}$ стандартные химические потенциалы отличаются.

В. Можно, т.к. стандартные химические потенциалы твердых веществ одинаковы. Но при расчете необходимо учитывать стехиометрические коэффициенты участников реакции.

Г. Нельзя, т.к. $P(\text{Fe}_3\text{O}_4) \neq P(\text{Fe})$.

8. Тепловые эффекты для двух реакций соответственно равны:



Как будут меняться константы равновесия этих реакций K_1^0 и K_2^0 при увеличении температуры?

А. K_1^0 и K_2^0 увеличатся, т.к. повышение температуры всегда способствует росту констант равновесия.

Б. Только по значению $\Delta_r H^0$ невозможно сделать вывод о влиянии температуры на константу равновесия.

В. K_1^0 увеличится, K_2^0 уменьшится.

Г. K_1^0 уменьшится, K_2^0 увеличится.

9. Имеется смесь газов H_2 , N_2 , NH_3 с известными парциальными давлениями компонентов в начальный момент времени. По какому уравнению можно оценить направление процесса синтеза аммиака при заданной температуре T в этом случае?

$$\text{А. } \Delta_r G^0 = -RT \ln K^0 + RT \ln \frac{\tilde{P}_{\text{NH}_3}^2}{\tilde{P}_{\text{N}_2} \cdot \tilde{P}_{\text{H}_2}^3}.$$

Б. Для ответа на вопрос недостаточно данных.

$$\text{В. } \Delta_r G^0 = -RT \ln \frac{\tilde{P}_{\text{NH}_3}^2}{\tilde{P}_{\text{N}_2} \cdot \tilde{P}_{\text{H}_2}^3}.$$

$$\text{Г. } \Delta S = n_{\text{смеси}} R \left(x_{\text{NH}_3} \ln \frac{P_{\text{NH}_3}}{P_{\text{смеси}}} + x_{\text{N}_2} \ln \frac{P_{\text{N}_2}}{P_{\text{смеси}}} + x_{\text{H}_2} \ln \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{смеси}}} \right).$$

10. По какому из приведенных уравнений можно рассчитать степень превращения α C_2H_6 в реакции $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2 \text{H}_{2(\text{г})}$?

$$\text{А. } K^0 = \frac{4\alpha^3 \tilde{P}^2}{1 - \alpha}.$$

$$\text{Б. } K^0 = \frac{2\alpha^2 \tilde{P}^2}{1 - \alpha}.$$

$$\text{В. } K^0 = \frac{4\alpha^2 \tilde{P}^2}{(1 + \alpha)(1 + 2\alpha)^2}.$$

$$\text{Г. } K^0 = \frac{4\alpha^3 \tilde{P}^2}{(1 - \alpha)(1 + 2\alpha)^2}.$$

2. Фазовые равновесия и учение о растворах

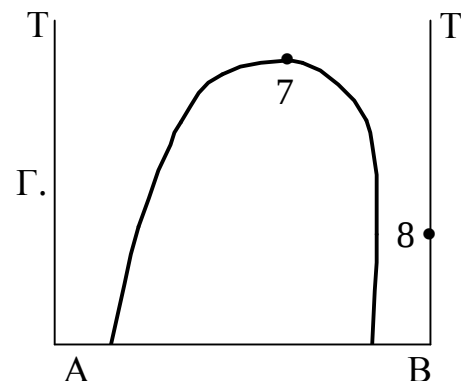
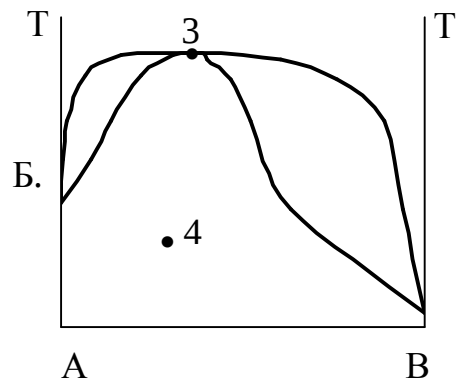
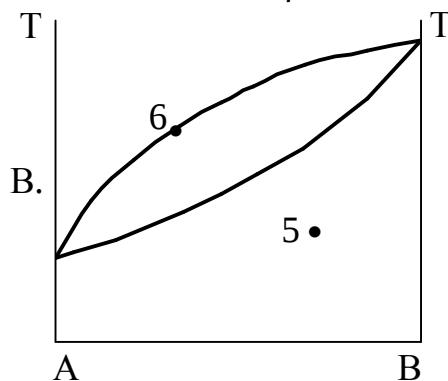
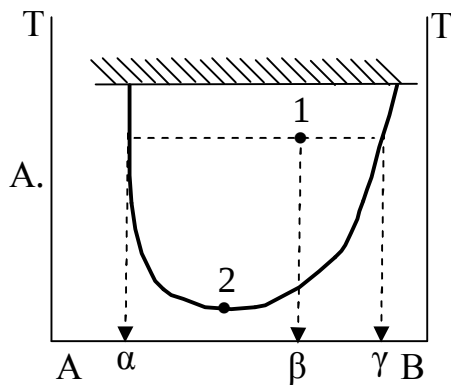
1. При образовании идеального раствора:

- А. Изменение потенциальной энергии $\Delta U > 0$, выполняется закон Рауля, суммарный объем системы не изменяется.
- Б. Изменение потенциальной энергии $\Delta U = 0$, выполняется закон Рауля, суммарный объем системы не изменяется.
- В. Изменение потенциальной энергии $\Delta U < 0$, закон Рауля не выполняется, суммарный объем системы изменяется.
- Г. Изменение потенциальной энергии $\Delta U = 0$, закон Рауля не выполняется, суммарный объем системы не изменяется.

2. Число компонентов определяется как:

- А. Число индивидуальных веществ, составляющих систему, с помощью наименьшего количества которых можно выразить состав любой фазы системы.
- Б. Индивидуальные вещества, которые могут быть выделены из системы простыми методами и существовать вне системы самостоятельно.
- В. Индивидуальные вещества, которые не могут быть выделены из системы простыми методами и не могут существовать вне системы самостоятельно.
- Г. Части термодинамической системы, которые могут существовать отдельно от других.

3. На какой схеме изображена диаграмма кипения двухкомпонентной системы со значительным отрицательным отклонением от закона Рауля с неограниченной взаимной растворимостью жидких компонентов?



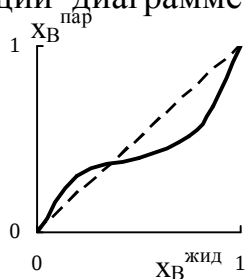
4. Каким будет состав фаз в системе, обозначенной точкой 1 в задании №3 на диаграмме «А»? Какой фазы больше в указанной системе?

- А. Состав раствора А в В будет отвечать точке γ , состав раствора В в А будет отвечать точке α . Раствора А в В больше.
- Б. Состав раствора А в В будет отвечать точке γ , состав раствора В в А будет отвечать точке α . Раствора В в А больше.
- В. Составы фаз будут отвечать точке β . Количество фаз одинаково.
- Г. Данная точка отвечает присутствию одной фазы состава β .

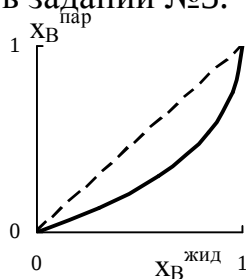
5. Какие системы, состояние которых характеризуется на диаграммах в задании №3 цифрами, являются инвариантными?

- А. 1, 4, 5.
- Б. 2, 3, 6, 7.
- В. 8.
- Г. 2, 3, 7.

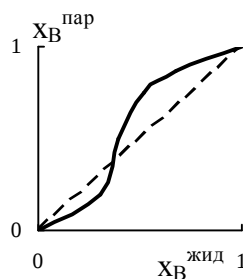
6. Выберите график зависимости «состав пара–состав жидкости», отвечающий диаграмме «Б» в задании №3.



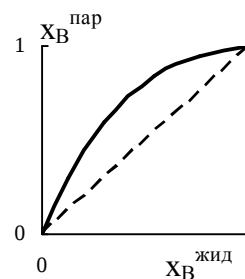
А.



Б.



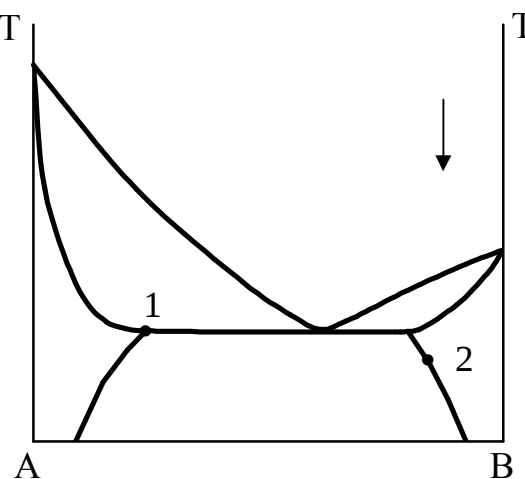
В.



Г.

7. Какое из представленных названий полностью описывает данную диаграмму?

- А. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы с образованием неустойчивого химического соединения с неограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом состоянии.
- Б. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы с образованием твердых растворов с ограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом состоянии.
- В. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы с образованием химического соединения и твердых растворов с неограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом состоянии.



Г. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы с образованием устойчивого химического соединения с ограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом и жидком состояниях.

8. Какие фазы находятся в системах, представленных на диаграмме в задании №7 точками 1 и 2?

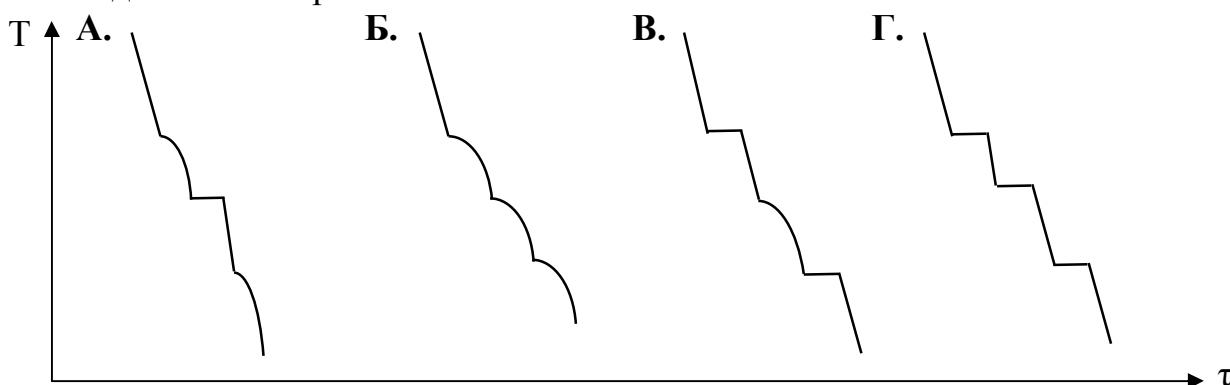
А. Точка 1 – кристаллы вещества А, кристаллы вещества В, расплав А и В; точка 2 – кристаллы вещества В, расплав А и В.

Б. Точка 1 – кристаллы твердого раствора А в В, кристаллы твердого раствора В в А, расплав А и В; точка 2 – кристаллы вещества В и вещества А.

В. Точка 1 – кристаллы вещества А, кристаллы твердого раствора В в А, расплав А и В; точка 2 – кристаллы вещества В, кристаллы твердого раствора А в В.

Г. Точка 1 – кристаллы твердого раствора А в В, кристаллы твердого раствора В в А, расплав А и В; точка 2 – кристаллы твердого раствора А в В, кристаллы твердого раствора В в А.

9. Какая кривая отвечает охлаждению системы, представленной на диаграмме в задании №7 стрелкой?



10. Азеотропные смеси это:

1. Растворы, при испарении которых получается пар того же состава, что и исходная жидкая смесь.

2. Условно инвариантные системы.

3. Растворы, имеющие самую высокую или самую низкую температуры кипения.

4. Однокомпонентные системы, т.к. являются химическими соединениями.

А. 1, 2, 3.

Б. 1, 2.

В. 3, 4.

Г. Все положения верны.

3. Электрохимия

1. Как изменяется удельная электропроводность водного раствора слабого электролита с ростом концентрации раствора?

А. Уменьшается.

- Б. Характер зависимости определяется природой электролита.
- В. При низких концентрациях уменьшается, а затем начинает расти.
- Г. При низких концентрациях растёт, а затем уменьшается.
2. Какая формулировка правила ионной силы (предельного закона Дебая-Хюккеля) является наиболее правильной?
- А. Ионная сила равна полусумме произведения концентрации всех ионов на квадрат заряда ионов.
- Б. В сильно разбавленных растворах с одинаковой ионной силой коэффициенты активности всех ионов равны между собой.
- В. В сильно разбавленных растворах среднеионный коэффициент активности не зависит от природы электролита в пределах данного валентного типа и определяется только величиной ионной силы.
- Г. В растворах с одинаковой ионной концентрацией одинакова и ионная сила.
3. Каким является термодинамическое условие образования положительного заряда на поверхности металла, погруженного в раствор соли этого металла?
- А. Химический потенциал металла больше химического потенциала ионов этого металла в растворе.
- Б. Химический потенциал металла равен химическому потенциалу ионов этого металла в растворе.
- В. Химический потенциал металла меньше химического потенциала ионов этого металла в растворе.
- Г. Такого условия нет. Поверхность металла в растворе, содержащем ионы этого металла, всегда заряжена отрицательно.
4. Рассчитайте величину $a_{\pm}$ раствора Na_2SO_4 с моляльностью $m = 0,02$ и коэффициентом активности $\gamma_{\pm} = 0,642$.
- А. $a_{\pm} = 0,01284$.
- Б. $a_{\pm} = 0,05136$.
- В. $a_{\pm} = 0,02038$.
- Г. Для расчета величины $a_{\pm}$ на хватает данных.
5. Какой из указанных растворов может быть использован для уменьшения диффузионного потенциала в электрохимической цепи при измерении величины $\text{PPe}(\text{OH})_2$?
- А. Раствор любой кислоты.
- Б. Концентрированный раствор слабого электролита.
- В. Насыщенный раствор KCl , KNO_3 или NH_4NO_3 .
- Г. Разбавленный раствор KOH , NaOH или NH_4OH .
6. ЭДС гальванического элемента как функция температуры выражается уравнением $E = a + bT$. По каким уравнениям в этом случае можно рассчитывать величины $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$ и $\Delta_r H^0$?
- А. $\Delta_r S^0 = zFb$; $\Delta_r G^0 = zF(a + bT)$; $\Delta_r H^0 = zF(a + bT) + TzFb$.
- Б. $\Delta_r S^0 = zFb$; $\Delta_r G^0 = -zF(a + bT)$; $\Delta_r H^0 = -zF(a + bT) - TzFb$.

- В. $\Delta_r S^0 = -zF\varepsilon$; $\Delta_r G^0 = zF(a + \varepsilon T)$; $\Delta_r H^0 = zF(a + \varepsilon T) - TzF\varepsilon$
 Г. $\Delta_r S^0 = zF\varepsilon$; $\Delta_r G^0 = -zF(a + \varepsilon T)$; $\Delta_r H^0 = -zF(a + \varepsilon T) + TzF\varepsilon$.

7. Для каких электролитов величина ионной силы и моляльной концентрации совпадают?

- А. NH_4Cl , ZnSO_4 , AlPO_4 .
 Б. H_3PO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 .
 В. NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 .
 Г. HCl , NH_4NO_3 , KOH .

8. По какому уравнению можно рассчитать потенциал йодид свинцового электрода? К какому типу относится данный электрод?

- А. $\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{2F} \ln a_{\Gamma^-}$; это электрод первого рода, обратимый относительно аниона.
 Б. $\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{Pb}^{2+}}$; это электрод первого рода, обратимый относительно катиона.
 В. $\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{F} \ln a_{\Gamma^-}$; это электрод второго рода, обратимый относительно аниона.
 Г. $\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{\text{Pb}^{2+}}}{a_{\Gamma^-}^2}$; это электрод второго рода, обратимый как относительно аниона, так и относительно катиона.

9. Какая реакция протекает в гальваническом элементе « $\text{I}_2/\text{I}^-/\text{Ti}^{3+}, \text{Ti}^+/\text{Pt}$ »?

По стандартным потенциалам электродов $\varphi_1^0 = 0,536 \text{ В}$ и $\varphi_2^0 = 1,25 \text{ В}$ рассчитайте константу равновесия данной реакции при 298 К.

- А. $\text{TiI} + \text{I}^- + \text{Ti}^{3+} = \text{I}_2 + 2\text{Ti}^+$; $K^0 = 3,1 \cdot 10^{-11}$.
 Б. $2\text{Ti}^{3+} + 3\text{I}^- = \text{TiI}_3 + \text{Ti}^{3+}$; $K^0 = 3,2 \cdot 10^{10}$.
 В. $\text{Ti}^{3+} + 2\text{I}^- = \text{Ti}^+ + \text{I}_2$; $K^0 = 1,6 \cdot 10^{24}$.
 Г. $\text{Ti}^+ + \text{I}_2 = \text{Ti}^{3+} + 2\text{I}^-$; $K^0 = 6,3 \cdot 10^{-25}$.

10. Какая из указанных электрохимических цепей пригодна для точного определения pH с водородным электродом?

- А. — $\text{Pt}, \text{H}_2/\text{H}^+/\text{KCl}_{\text{нас}}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$.
 Б. — $\text{Mg}/\text{MgSO}_4/\text{H}^+/\text{H}_2, \text{Pt}$.
 В. — $\text{Pt}, \text{H}_2/\text{H}^+/\text{KCl}_{\text{нас}}/\text{AgCl}/\text{Ag}$.
 Г. — $\text{Pt}, \text{H}_2/\text{H}^+/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{Pt}$.

4. Молекулярная спектроскопия

4.1. Электрические и оптические свойства молекул. Межмолекулярное взаимодействие

1. Что такое потенциал ионизации атома?

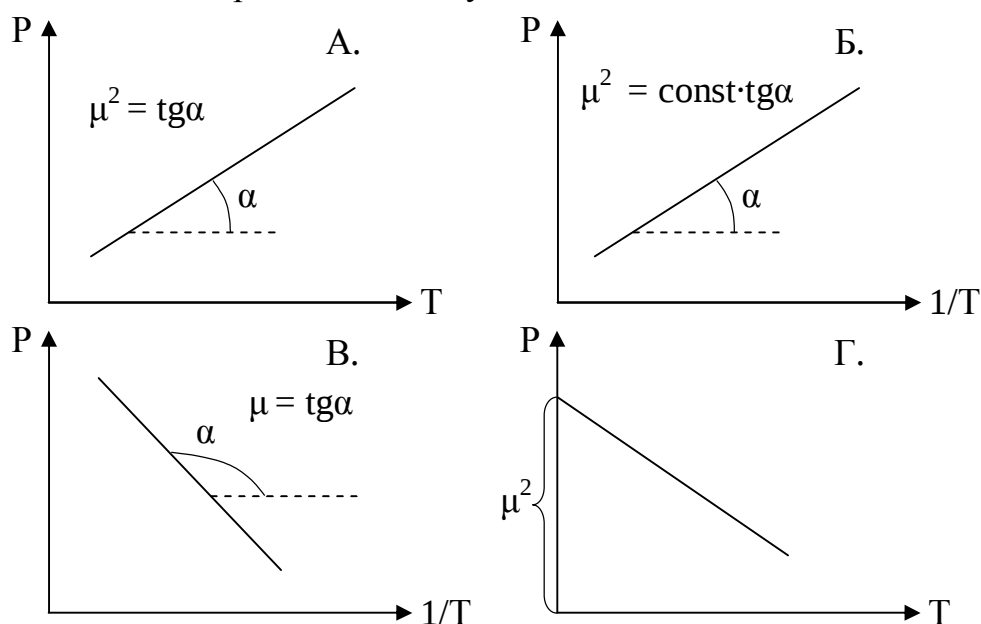
- А. Это полусумма электроотрицательности атома и его сродства к электрону. Потенциал ионизации характеризует способность атома отдавать электрон другому атому при образовании химической связи.

- Б. Это величина обратная сродству атома к электрону. Потенциал ионизации характеризует способность атома оттягивать на себя электронную плотность от другого атома при образовании химической связи.
- В. Потенциал ионизации численно равен энергии, необходимой для отрыва электрона от свободного атома при 0 К.
- Г. Потенциал ионизации численно равен энергии, которая выделяется при присоединении электрона к свободному атому при 0 К.
2. На основании значений электроотрицательностей атомов проведите сравнительную оценку полярности связей О– F и О– S.

Атом	O	F	S
ЭО, эВ	3.5	4.0	2.5

- А. Наиболее полярна связь О– F. Электронная плотность смещена к атому фтора.
- Б. Наиболее полярна связь О– S. Электронная плотность смещена к атому серы.
- В. Наиболее полярна связь О– F. Электронная плотность смещена к атому кислорода.
- Г. Наиболее полярна связь О– S. Электронная плотность смещена к атому кислорода.
3. К какому типу относится связь в ионе H_2^+ ?
- А. Ковалентная, так как электрон коллективизован двумя ядрами H.
- Б. Ионная, так как одно из ядер является центром положительного заряда.
- В. Полярная, так как центры тяжести положительного и отрицательного зарядов не совпадают.
- Г. Донорно-акцепторная, так как в этом случае имеется донор (H^+) и акцептор электронов (H).
4. Как рассчитать дипольный момент трёхатомной молекулы по дипольным моментам отдельных связей (μ_1 и μ_2) и углу связи Θ ?
- А. $\mu = \sqrt{\mu_1^2 + \mu_2^2 + \mu_1\mu_2 \cos \Theta}$.
- Б. $\mu = \sqrt{\mu_1^2 + \mu_2^2 + 2\mu_1\mu_2 \cos \Theta}$.
- В. $\mu = \sqrt{\mu_1^2 - \mu_2^2 + \mu_1\mu_2 \sin \Theta}$.
- Г. $\mu = (\mu_1 + \mu_2) \sin \Theta / 2$.
5. Каких данных достаточно для определения полной поляризации вещества при заданной температуре?
- А. Молярная масса, плотность.
- Б. Молярная масса, плотность, показатель преломления.
- В. Диэлектрическая проницаемость, молярная масса, плотность.
- Г. Диэлектрическая проницаемость, плотность, показатель преломления, молярная масса.

6. Молярная рефракция это:
- А. Электронная поляризация одного моль любого вещества в видимом свете.
 - Б. Собственный объем молекул в одном моль вещества, без учета межмолекулярного пространства.
 - В. Полная поляризация одного моль неполярного вещества.
 - Г. Все приведенные положения верны.
7. Какой вид межмолекулярного взаимодействия наиболее характерен для полярной и неполярной частиц?
- А. Ориентационное взаимодействие.
 - Б. Индукционное взаимодействие.
 - В. Дисперсионное взаимодействие.
 - Г. Между полярной и неполярной частицами взаимодействие невозможно.
8. Как изменяются силы дисперсионного межмолекулярного взаимодействия с ростом расстояния между частицами?
- А. Силы дисперсионного взаимодействия уменьшаются пропорционально шестой степени расстояния между частицами.
 - Б. Силы дисперсионного взаимодействия возрастают пропорционально шестой степени расстояния между частицами.
 - В. Силы дисперсионного взаимодействия уменьшаются пропорционально третьей степени расстояния между частицами.
 - Г. Силы дисперсионного взаимодействия обратно пропорционально расстоянию между частицами.
9. По какой зависимости и как можно определить дипольный момент молекулы? P – полная поляризация молекулы.



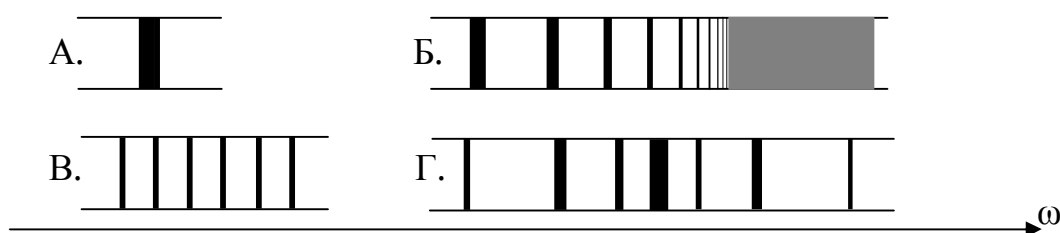
10. Определите электронную поляризацию молекулы аммиака при $T = 303 \text{ K}$ по атомным рефракциям: $R(\text{N}) = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^3$; $R(\text{H}) = 1,1 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^3$.

- А. $3,6 \cdot 10^{-6}$ моль/м³.
- Б. $1,4 \cdot 10^{-6}$ моль/м³.
- В. $5,8 \cdot 10^{-6}$ моль/м³.
- Г. Для расчета недостаточно данных.

4.2. Спектроскопия

- Чем определяется интенсивность линий и полос в спектрах поглощения?
 - А. Энергией поглощаемого кванта.
 - Б. Различием в энергиях уровней, между которыми совершается переход.
 - В. Числом молекул, совершаемых данным переход.
 - Г. Окраской вещества.
- Для какой из молекул: HCl ($r_e = 1,275 \text{ \AA}$) или HI ($r_e = 1,609 \text{ \AA}$) разница между соседними максимумами поглощения $\Delta\omega$ во вращательном спектре окажется меньше?
 - А. $\Delta\omega_{\text{HCl}} > \Delta\omega_{\text{HI}}$, т.к. $I_{\text{HCl}} > I_{\text{HI}}$.
 - Б. $\Delta\omega_{\text{HCl}} > \Delta\omega_{\text{HI}}$, т.к. $I_{\text{HCl}} < I_{\text{HI}}$.
 - В. $\Delta\omega_{\text{HCl}} < \Delta\omega_{\text{HI}}$, т.к. $I_{\text{HCl}} > I_{\text{HI}}$.
 - Г. $\Delta\omega_{\text{HCl}} < \Delta\omega_{\text{HI}}$, т.к. $I_{\text{HCl}} < I_{\text{HI}}$.

- Выберите схематичное изображение вращательного спектра двухатомной молекулы.



- По какому выражению можно рассчитать энергию молекулы на нулевом колебательном уровне в приближении ангармонического осциллятора?
 - А. $E_{\text{кол}} = 0$.
 - Б. $E_{\text{кол}} = \frac{1}{2}hc\omega_e$.
 - В. $E_{\text{кол}} = \frac{1}{2}hc\omega_e - \frac{1}{4}hc\omega_e x_e$.
 - Г. $E_{\text{кол}} = \frac{1}{4}hc\omega_e x_e$.
- Для двух различных двухатомных молекул частоты собственных колебаний одинаковы, а факторы ангармоничности равны: $x_{e1} = 0.01$, $x_{e2} = 0.001$. Для какой молекулы будет наблюдаться наибольшее число полос в дискретной части колебательного спектра? Какая из них более прочная?
 - А. Наибольшее число полос будет в спектре молекулы 1. Эта молекула более прочная.
 - Б. Наибольшее число полос будет в спектре молекулы 2. Эта молекула более прочная.

В. Число полос в спектрах этих молекул и их прочность будут одинаковы, т.к. они обе состоят из двух атомов и частоты собственных колебаний у них одинаковы.

Г. Наибольшее число полос будет в спектре молекулы 1. Более прочной является молекула 2.

6. В чем суть явления сверхупругого рассеяния?

А. Квант монохроматического света и молекула не обмениваются энергией.

Б. Часть энергии кванта монохроматического света передается молекуле, и она переходит в возбужденное состояние.

В. Молекула, находящаяся в возбужденном состоянии, передает часть энергии кванту монохроматического света, переходя в основное состояние.

Г. Молекула поглощает квант монохроматического света и переходит в возбужденное состояние.

7. Длина волны одной из стоксовых линий в спектре комбинационного рассеяния NO_2 составляет $7050,8 \text{ \AA}$. Рассчитайте по ней волновое число соответствующей антистоксовой линии, если длина волны источника излучения составляет $6328,9 \text{ \AA}$?

А. 1418278 м^{-1} .

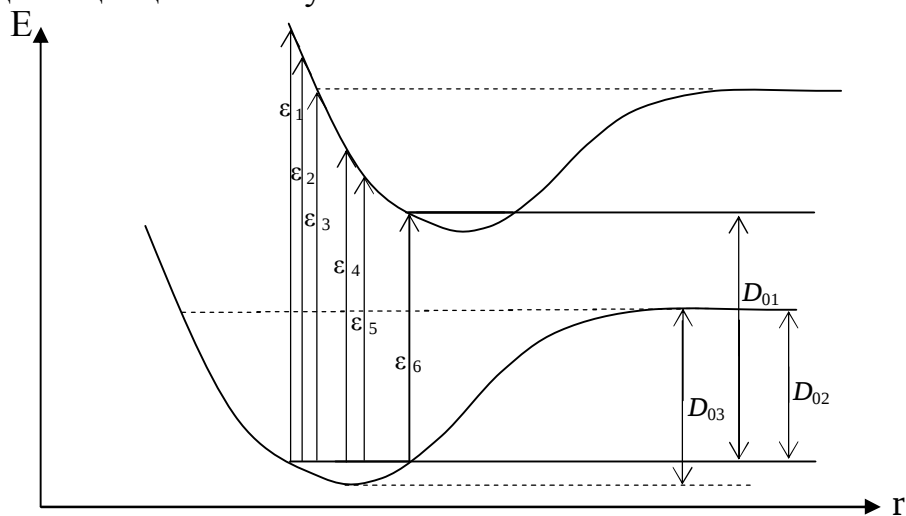
Б. 1741828 м^{-1} .

В. 1783485 м^{-1} .

Г. 161775 м^{-1} .

8. 1) Какие электронные переходы, отмеченные символами ϵ , приводят к диссоциации молекулы на атомы, обладающие избыточной кинетической энергией.

2) Какой из отрезков, отмеченных символами D_0 , соответствует величине энергии диссоциации молекулы в основном состоянии.



А. 1) $\epsilon_1, \epsilon_2, \epsilon_3$, 2) D_{01} .

Б. 1) $\epsilon_4, \epsilon_5, \epsilon_6$, 2) D_{01} .

В. 1) $\epsilon_1, \epsilon_2, \epsilon_3$, 2) D_{03} .

Г. 1) $\varepsilon_1, \varepsilon_2$, 2) D_{02} .

9. Почему молекулы типа Cl_2 , N_2 , I_2 в неактивны в инфракрасной области, но активны в видимом или ультрафиолетовом спектрах?

А. Все молекулярные спектры лежат в видимой или ультрафиолетовой области электромагнитного спектра.

Б. Интенсивность поглощения квантов указанными молекулами возрастает с ростом волнового числа, т.е. при переходе от инфракрасного к ультрафиолетовому спектру.

В. Колебания указанных молекул не сопровождаются изменением дипольного момента, поэтому они не поглощают в инфракрасной области. Изменение электронного состояния молекул приводит к поглощению в видимой и ультрафиолетовой области.

Г. Энергия квантов, отвечающих инфракрасной области, недостаточна для возбуждения указанных молекул.

10. Как наличие химически эквивалентных протонов влияет на структуру спектра протонного магнитного резонанса (ПМР)?

А. Число сигналов в спектре ПМР определяется числом типов эквивалентных протонов. Чем больше эквивалентных протонов данного типа, тем сильнее сигнал в спектре.

Б. Число сигналов в спектре ПМР определяется числом типов эквивалентных протонов. Чем больше эквивалентных протонов данного типа, тем слабее сигнал в спектре.

В. Число сигналов в спектре ПМР и их интенсивность не связаны с наличием эквивалентных протонов.

Г. Число сигналов в спектре ПМР определяется числом типов эквивалентных протонов. Интенсивность сигналов не зависит от эквивалентных протонов данного типа.

5. Химическая кинетика и катализ

1. Между какими параметрами устанавливает взаимосвязь кинетический закон действующих масс?

А. Между скоростью реакции и температурой.

Б. Между скоростью реакции и концентрациями реагирующих веществ.

В. Между массами реагирующих веществ.

Г. Между константой скорости реакции и концентрациями реагирующих веществ.

2. От каких параметров зависит константа скорости химической реакции?

А. Температура, присутствие катализатора, природа растворителя.

Б. Давление реагентов, концентрация реагентов.

В. Время протекания реакции.

Г. Все перечисленные параметры.

3. Какую размерность имеет константа скорости реакции второго порядка?

- А. Время^{-1} .
- Б. $\text{Концентрация}^{-1} \cdot \text{время}^{-1}$.
- В. Концентрация^{-1} .
- Г. $\text{Концентрация}^{-2} \cdot \text{время}^{-1}$.

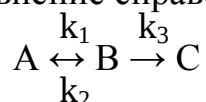
4. Как изменится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если давление монооксида углерода уменьшить в два раза, а давление кислорода увеличить в восемь раз?

- А. Увеличится в два раза.
- Б. Не изменится.
- В. Уменьшится в четыре раза.
- Г. Увеличится в четыре раза.

5. За какое время реакция первого порядка пройдет на 80%, если период полураспада составил 69 секунд?

- А. 161 с.
- Б. 110 с.
- В. 500.
- Г. Для решения задачи необходимо знать начальную концентрацию реагента.

6. Какое кинетическое уравнение справедливо для следующей реакции?



- А. $-\frac{dC_B}{d\tau} = (k_1 - k_2)C_A - k_3C_B$.
- Б. $-\frac{dC_B}{d\tau} = k_1C_A - (k_2 + k_3)C_B$.
- В. $-\frac{dC_B}{d\tau} = k_3C_B - (k_1 - k_2)C_A$.
- Г. $-\frac{dC_B}{d\tau} = (k_2 + k_3)C_B - k_1C_A$.

7. Как изменится скорость реакции при возрастании температуры от 298 К до 338 К, если температурный коэффициент Вант-Гоффа равен двум?

- А. Увеличится в 4 раза.
- Б. Не изменится.
- В. Увеличится в 8 раз.
- Г. Увеличится в 16 раз.

8. Какой физический смысл имеет энергия активации?

- А. Это суммарная энергия реагирующих между собой частиц.
- Б. Это энергия избыточная по сравнению со средней энергией частиц, которой они должны обладать, чтобы их столкновение приводило к образованию продуктов реакции.

- В. Это разность между суммарными энергиями образовавшихся и исходных веществ.
- Г. Это максимальная энергия, которую достигает система в ходе протекания химической реакции.
9. Вычислите энергию активации реакции разложения диоксида азота, если константы скорости этой реакции при 600 К и 640 К соответственно равны 83,9 л/(моль·с) и 407,0 л/(моль·с).
- А. 56,05 кДж/моль.
- Б. 126,042 кДж/моль.
- В. 12,454 кДж/моль.
- Г. 82,155 кДж/моль.
10. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?
- А. Возрастанием числа столкновений.
- Б. Ростом доли активных молекул.
- В. Увеличением энергии активных частиц.
- Г. Уменьшением энергии активации реакции.

Итоговый экзамен по дисциплине проводится в две ступени:

- тестовый экзамен (26 закрытых задания, которые в зависимости от сложности оцениваются в 1 или 2 балла), на котором студент может набрать от 32 до 26 баллов – оценка «удовлетворительно»;
- письменный экзамен, который проводится по вопросам, приводимым ниже. Экзаменационный билет включает по два вопроса, из приводимого ниже перечня. Ответ на каждый вопрос оценивается из 9 баллов. Студент на письменном экзамене может набрать до 18 баллов.

Результат экзамена (максимум 50 баллов) определяется как сумма тестовой и письменной частей.

**Вариант экзаменационного тестового задания по физической химии
(1 часть)**

1. Система переходит из состояния 1 в состояние 2 различными способами. При этом поглощается некоторое количество теплоты Q и совершается работа W . Укажите уравнение, связывающее эти величины.
- А. $Q - U_2 = PV_2 - PV_1 - U_1$.
- Б. $U_2 = U_1 + Q - W$.
- В. $Q = \Delta U + W$.
- Г. Все выражения верны.
2. Какая пара из приведенных ниже соотношений точно соответствует определению теплот образования твердого и газообразного иода при $T = 298\text{ К}$ и стандартном давлении?
- А. $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{газ})} = 0$; $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{тв.})} = 0$.

Б. $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{газ})} > 0$; $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{тв.})} = 0$.

В. $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{газ})} < 0$; $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{тв.})} > 0$.

Г. $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{газ})} = 0$; $\Delta_f H^0(298) J_{2(\text{тв.})} < 0$.

3. Какую температурную зависимость необходимо знать для расчета теплоемкости вещества при постоянном давлении?

А. $V = f(T)$.

Б. $P = f(T)$.

В. $U = f(T)$.

Г. $H = f(T)$.

4. Определите изохорный тепловой эффект реакции: $C_6H_{6(\text{ж})} = 3C_2H_{2(\text{г})}$, если теплоты сгорания при $P = P^0$ и $T = 298 \text{ К}$ составляют:

для жидкого бензола ($-3267,62 \text{ кДж/моль}$);

для газообразного ацетилена ($-1299,63 \text{ кДж/моль}$).

А. Изохорный тепловой эффект равен $626,31 \text{ кДж/моль}$.

Б. Изохорный тепловой эффект равен $623,84 \text{ кДж/моль}$.

В. Изохорный тепловой эффект равен $631,27 \text{ кДж/моль}$.

Г. Изохорный тепловой эффект равен $-631,27 \text{ кДж/моль}$.

5. Зависимость изменения теплоемкости от температуры для двух реакций отображается следующими температурными рядами:

$$1) \Delta_r C_p = 4,57 + 81,62 \cdot 10^{-3} \cdot T + 2 \cdot 10^{-6} \cdot T^2 ;$$

$$2) \Delta_r C_p = -216 - 25,6 \cdot 10^{-3} \cdot T + 0,021 \cdot 10^{-6} \cdot T^2 .$$

Как меняются тепловые эффекты этих реакций при увеличении температуры?

А. $\Delta_r H^0_1$ уменьшается.

Б. $\Delta_r H^0_1$ и $\Delta_r H^0_2$ увеличиваются.

В. $\Delta_r H^0_1$ и $\Delta_r H^0_2$ уменьшаются.

Г. $\Delta_r H^0_1$ увеличивается, $\Delta_r H^0_2$ уменьшается.

6. Для каких систем неравенство $\Delta S > 0$ является условием самопроизвольного протекания процесса?

А. Неравенство имеет универсальный характер и справедливо для любых условий проведения процесса.

Б. Для изолированных систем.

В. Для неизолированных систем при $P = \text{const}$ и $T = \text{const}$.

Г. Для неизолированных систем при $V = \text{const}$ и $T = \text{const}$.

7. Какие из приведенных ниже процессов сопровождаются возрастанием энтропии?

1) Плавление воды.

2) Смешение двух газов.

3) Конденсация паров этанола.

4) Протекание реакции: $NH_4Cl_{(\text{т})} = NH_{3(\text{г})} + HCl_{(\text{г})}$.

5) Кристаллизация хлорида калия из расплава.

6) Протекание реакции: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.

А. 1, 2, 4.

Б. 3, 5, 6.

В. 4, 6.

Г. Все приведенные процессы.

8. Для реакции $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}_{(\text{г})} = \text{C}_3\text{H}_{6(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ известны следующие величины $\Delta_r G^0(298) = -2,9$ кДж/моль и $\Delta S^0(298) = 90,86$ Дж/моль К. Как следует изменить условия протекания реакции, чтобы увеличить выход пропена?

А. Увеличить давление и температуру.

Б. Уменьшить давление и температуру.

В. Увеличить температуру и уменьшить давление.

Г. Уменьшить температуру и увеличить давление.

9. Для реакции $2\text{C}_6\text{H}_{6(\text{г})} + \text{O}_2 = 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$ значение стандартной константы равновесия при $T = 1373$ К составило 0,23. Определить направление процесса при указанной температуре и относительном общем давлении $\tilde{P}=2$, если в исходном состоянии находилась стехиометрическая смесь всех трех участников реакции.

А. По предложенным данным определить направление реакции невозможно.

Б. В системе установится равновесие.

В. Реакция будет протекать слева направо.

Г. Реакция будет протекать справа налево.

10. Какая формула отражает физический смысл приведенной энергии Гиббса?

А. $\Phi_T^0 = -\frac{T}{G_T^0 - H_{298}^0}$.

Б. $\Phi_T^0 = -\frac{T}{H_{298}^0 - G_T^0}$.

В. $\Phi_T^0 = -\frac{H_{298}^0 - G_T^0}{T}$.

Г. $\Phi_T^0 = -\frac{G_T^0 - H_{298}^0}{T}$.

11. Как для $\text{NiO}_{(\text{т})} = \text{Ni}_{(\text{т})} + 1/2\text{O}_2$ изменится стандартная константа равновесия реакции, если при уменьшении температуры равновесное парциальное давление кислорода уменьшилось в два раза?

А. K^0 не изменится.

Б. Для ответа на вопрос надо знать, как при этом будут меняться равновесные парциальные давления никеля и оксида никеля.

В. K^0 уменьшится в 2 раза.

Г. K^0 уменьшится в 1,4 раза.

12. От каких факторов зависит равновесная степень превращения реагентов?

- А. Температура и природа реагирующих веществ
- Б. Концентрация реагирующих веществ и катализатора.
- В. Равновесные парциальные давления реагентов.
- Г. Время протекания реакции.

13. Какое из приведенных ниже уравнений позволяет рассчитать равновесную степень превращения α для реакции $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$, если в исходной смеси было 2 моль SO_3 , а остальные участники реакции отсутствовали?

А. $K^0 = \frac{4\alpha^2 \cdot \tilde{P}}{(2 + \alpha)^2 (1 - \alpha)}$.

Б. $K^0 = \frac{4\alpha^3 \cdot \tilde{P}}{(1 - \alpha)^2}$.

В. $K^0 = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)^2 \cdot \tilde{P}}$.

Г. $K^0 = \frac{\alpha^3 \cdot \tilde{P}}{(2 + \alpha) \cdot (1 - \alpha)^2}$.

14. При сплавлении солей KCl и KNO_3 образуется химическое соединение состава $\text{KCl} \cdot 3\text{KNO}_3$. Определите число термодинамических степеней свободы для системы, образованной из расплава, состоящего из 25% мол. KCl и 75% мол. KNO_3 , при условии, что жидкий расплав находится в равновесии с твердыми кристаллами.

- А. $C = 1$.
- Б. $C = 2$.
- В. $C = 0$.
- Г. $C = 3$.

15. Что такое кривая охлаждения?

- А. Это график зависимости изменения состава фаз от времени при охлаждении системы.
- Б. Это график зависимости изменения состава фаз от температуры при нагревании системы.
- В. Это график зависимости изменения температуры смеси от времени при ее охлаждении.
- Г. Это график зависимости изменения температуры данной фазы от времени при нагревании системы.

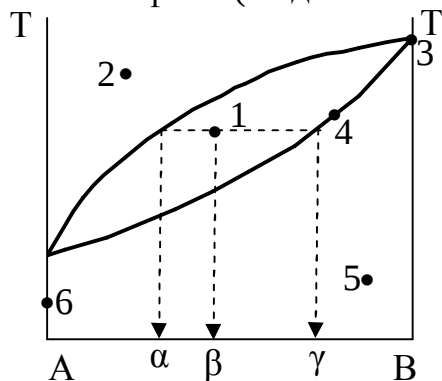
16. Согласно закону Рауля:

- А. При постоянной температуре парциальное давление пара компонента над раствором пропорционально его мольной доле в растворе.
- Б. Относительное понижение давления пара над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

В. Парциальные давления пара растворителя и растворенного вещества, а также общее давление пара над идеальным раствором линейно зависят от состава растворителя.

Г. Все приведенные формулировки верны.

17. Каким будет состав пара в системе, обозначенной на диаграмме точкой 1? Какой фазы (жидкости или пара) больше в указанной системе?



А. Состав пара будет отвечать точке γ . Жидкой фазы больше.

Б. Состав пара будет отвечать точке β . Пара больше.

В. Состав пара будет отвечать точке α . Пара больше.

Г. Состав пара будет азеотропным. Жидкой фазы больше.

18. Какие системы, состояние которых характеризуется на диаграмме в задании №17 цифрами, являются двухфазными?

А. Все отмеченные системы.

Б. 2, 5, 6.

В. 1, 3, 4, 6.

Г. 1, 3, 4.

19. Какие компоненты могут быть получены в чистом виде при фракционной перегонке системы, состав которой обозначен на диаграмме в задании №17 цифрой 5.

А. Только компонент А.

Б. Только компонент В.

В. Оба компонента.

Г. Всё зависит от условий перегонки.

20. Согласно правилу Алексеева:

А. Критическая точка на диаграмме растворимости лежит на перпендикуляре, проведенном из середины линии, отвечающей началу кристаллизации двухфазной системы жидкость–жидкость.

Б. Критическая точка на диаграмме растворимости лежит на середине кривой расслоения.

В. Середины нод, расположенных между точками, которые отвечают составам равновесных фаз при разных температурах, лежат на одной прямой, идущей от критической точки.

Г. Положение критической точки на диаграмме растворимости можно определить только экспериментально.

21. Что называют удельной электропроводностью раствора электролита, если она выражена в $(\text{Ом} \cdot \text{см})^{-1}$?

- А. Электропроводность столба раствора длиной 1 см.
- Б. Электропроводность 1 см³ раствора.
- В. Электропроводность раствора содержащего 1 г растворенного вещества.
- Г. Электропроводность столба раствора длиной 1 см при поперечном сечении 1 см².

22. Какая реакция протекает при 298 К в стандартных условиях в гальваническом элементе «Pb, PbO_{1/2}NaOH_{1/2}Na₂SO₄_{1/2}PbSO₄, Pb»?

$$\varphi_1^0 = -0,578 \text{ В} \quad \varphi_2^0 = -0,359 \text{ В}$$

Вычислите величину стандартной ЭДС данного элемента.

- А. $\text{PbSO}_4 + \text{OH}^- = \text{PbO} + \text{HSO}_4^-$. $E^0 = -0,937 \text{ В}$.
- Б. $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4 + 2\text{OH}^-$. $E^0 = -0,219 \text{ В}$.
- В. $\text{PbSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-}$. $E^0 = 0,219 \text{ В}$.
- Г. $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4$. $E^0 = 0,937 \text{ В}$.

23. К какому типу относятся электроды, составляющие гальванический элемент, представленный в задании №22? По какому уравнению можно рассчитать потенциал положительного электрода в этом элементе?

- А. Оба электрода относятся к электродам первого рода, обратимым относительно катиона; $\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{Pb}^{2+}}$.
- Б. Положительный электрод является электродом второго рода, обратимым относительно аниона, а отрицательный – электродом первого рода, обратимым относительно катиона; $\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{SO}_4^{2-}}$.
- В. Положительный электрод является электродом первого рода, а отрицательный – электродом второго рода. Оба электрода обратимы относительно аниона; $\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{SO}_4^{2-}}$.
- Г. Оба электрода относятся к электродам второго рода, обратимым относительно аниона; $\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{SO}_4^{2-}}$.

24. Для гальванического элемента величина $dE/dT < 0$. Определите, выделяется или поглощается теплота при работе такого элемента, и как изменяется при этом энтропия?

- А. Теплообмена с окружающей средой нет; энтропия не изменяется.
- Б. Теплота выделяется; $\Delta S < 0$.
- В. Теплота поглощается; $\Delta S > 0$.
- Г. Характер тепловыделения зависит от соотношения величин $(dE/dT)T$ и E (ЭДС); при работе гальванического элемента энтропия всегда увеличивается.

25. По какому уравнению можно рассчитать средний ионный коэффициент активности раствора **NiSO₄** при его концентрации $m < 0,01$?

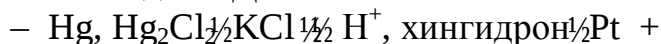
- А. $\lg \gamma_{\pm} = -4,04\sqrt{m}$.

Б. $\lg \gamma_{\pm} = 0,505\sqrt{m}$.

В. $\gamma_{\pm} = -1,01\sqrt{m}$.

Г. $\gamma_{\pm} = 4,04\sqrt{m}$.

26. По какому выражению для ЭДС гальванического элемента



можно рассчитать рН исследуемого раствора.

А. $E = \varphi_{\text{хг}}^0 - 0,059\text{pH} - \varphi_{\text{кал}}$.

Б. $E = \varphi_{\text{хг}}^0 + 0,059\text{pH} - \varphi_{\text{кал}}$.

В. $E = \varphi_{\text{хг}}^0 + \frac{0,059}{2}\text{pH} - \varphi_{\text{кал}}$.

Г. $E = \frac{\varphi_{\text{хг}}^0 - \varphi_{\text{кал}}}{2} + 0,059\text{pH}$.

Вопросы к письменному экзамену по физической химии (1 часть)

1. Основные понятия химической термодинамики: система, фаза, параметры и функции состояния, свойства системы (экстенсивные, интенсивные), процессы, энергия, теплота, работа.
2. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики, его формулировки. Энтальпия. Частные случаи первого закона термодинамики для идеального газа: изотермический, изобарный, изохорный, адиабатический процессы.
3. Тепловой эффект реакции. Связь тепловых эффектов при $P=\text{const}$ и $V=\text{const}$. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Расчет по ним тепловых эффектов.
4. Теплоемкость. Связь средней и истинной теплоемкостей. Зависимость теплоемкости от температуры.
5. Вывод и анализ уравнения Кирхгоффа. Расчет изменения теплоемкости в химической реакции.
6. Точное и приближенное интегрирование уравнения Кирхгоффа.
7. Методы расчета тепловых эффектов при $T \neq 298 \text{ K}$: по средним теплоемкостям, по высокотемпературным составляющим энтальпии, по температурным рядам теплоемкости.
8. Второй закон термодинамики, его формулировки. Энтропия. Вероятностный характер II закона термодинамики.
9. Изменение энтропии при фазовых переходах, при нагревании конденсированной системы, при нагревании идеального газа, при смешении идеальных газов, в химической реакции.
10. Объединенное выражение I и II законов термодинамики. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Характеристические функции, их свойства. Термодинамические потенциалы, их взаимосвязь.
11. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Расчет абсолютного значения энтропии.

12. Признаки равновесия. Термодинамические потенциалы как критерии направленности и равновесия процессов в закрытых системах с постоянным составом.
13. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Их содержание, анализ и практическая значимость.
14. Химический потенциал, его физический смысл. Химический потенциал идеального газа.
15. Критерии направленности протекания процесса и равновесия в системе с переменным составом.
16. Химическое равновесие в газофазных реакциях. Стандартная константа равновесия K^0 . Закон действующих масс. Гетерогенное химическое равновесие.
17. Практические константы равновесия: K_C , K_P , K_X , их связь со стандартной константой K^0 .
18. Влияние давления на химическое равновесие.
19. Влияние состава исходной смеси на направление процесса. Уравнение изотермы химической реакции, его вывод и анализ.
20. Уравнение нормального сродства, его практическое значение.
21. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции, его вывод и анализ.
22. Приближенное и точное интегрирование уравнения изобары. Расчет теплового эффекта реакции по температурной зависимости константы равновесия.
23. Методы расчета константы равновесия K^0 : по уравнению Темкина-Шварцмана, по приведенным энергиям Гиббса и др.
24. Расчет равновесной степени превращения и равновесного состава для стехиометрических и нестехиометрических смесей.
25. Принцип Ла-Шателье. Влияние различных факторов на смещение равновесия: состава исходной смеси, добавок инертных газов, давления, температуры.
26. Химическое равновесие в реальных газофазных системах. Фугитивность. Коэффициент фугитивности.
27. Системы гомогенные и гетерогенные. Понятия: фаза, составляющая системы, компонент, степень свободы (вариантность).
28. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса, его вывод и анализ.
29. Однокомпонентные системы. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона, его вывод и анализ. Применение его к процессу плавления.
30. Давление насыщенного пара. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона в применении к процессам возгонки и испарения. Его приближенное интегрирование. Расчет теплоты испарения и возгонки (сублимации).
31. Классификация растворов. Сольватация. Теплоты растворения и разбавления, методы их определения.
32. Идеальные растворы. Закон Рауля.
33. Неидеальные растворы. Положительное и отрицательное отклонение от закона Рауля. Активность, коэффициент активности.
34. Растворимость веществ в жидкостях. Дифференциальная и интегральная формы уравнения Шредера, его анализ.

35. Анализ диаграмм состояния гетерогенных систем. Принцип непрерывности, принцип геометрического соответствия. Правило соединительной прямой, правило рычага.
36. Анализ диаграмм состояния однокомпонентных систем на примере H_2O и CO_2 .
37. Основы термического анализа. Кривые охлаждения. Диаграмма плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком и нерастворимостью в твердом состояниях без образования химических соединений.
38. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом без образования химических соединений.
39. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом состоянии с образованием устойчивого химического соединения.
40. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом состоянии с образованием неустойчивого химического соединения.
41. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с образованием твердых растворов с неограниченной растворимостью в жидком и твердом состояниях.
42. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с образованием твердых растворов с неограниченной растворимостью в жидком и с ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
43. Анализ диаграмм состояния жидкой двухкомпонентной системы с ограниченной взаимной растворимостью компонентов (диаграммы расслоения).
44. Зависимости: $P=f(\text{состав})$, $T=f(\text{состав})$ и $(\text{состав пара})=f(\text{состав жидкости})$ для идеальных растворов. Анализ диаграмм кипения идеальных растворов. Первый закон Коновалова.
45. Зависимости: $P=f(\text{состав})$, $T=f(\text{состав})$ и $(\text{состав пара})=f(\text{состав жидкости})$ для неидеальных растворов с положительным отклонением и отрицательным отклонением от закона Рауля. Анализ диаграмм кипения неидеальных растворов. Второй закон Коновалова.
46. Основы фракционной перегонки жидких бинарных смесей.
47. Анализ диаграмм кипения неидеальных растворов с ограниченной взаимной растворимостью компонентов в жидком состоянии.
48. Основные понятия электрохимии: проводники I и II рода, электролиты, электроды, гальванические элементы.
49. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Ее практическая значимость и недостатки. Основы современной теории диссоциации электролитов.
50. Электрическая проводимость электролитов (удельная и молярная). Их зависимость от концентрации электролита. Определение коэффициента электрической проводимости сильного электролита и константы диссоциации слабого электролита через молярную проводимость.

51. Причины отклонения свойств растворов электролитов от идеальных. Средние ионные молярность, ионная активность электролита, коэффициент активности. Их взаимосвязь. Ионная сила растворов.
52. Основы теории растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Предельный закон Дебая.
53. Возникновение скачка потенциалов на границе раздела металл/раствор электролита.
54. Электродвижущая сила гальванического элемента. Типы электрохимических цепей (гальванических элементов). Уравнение Нернста.
55. Термодинамика гальванического элемента. Расчет теплового эффекта по температурной зависимости электродвижущей силы гальванического элемента.
56. Электродный потенциал. Водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста для электродов. Классификация электродов.
57. Электроды первого рода: металлические, металлоидные, амальгамные, газовые (водородный электрод). Уравнение Нернста для электродов I рода.
58. Электроды второго рода. Уравнение Нернста для электродов II рода. Электроды сравнения. Их практическое применение.
59. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
60. Индикаторные электроды для определения pH растворов. Примеры электрохимических цепей для определения pH с помощью водородного, хингидронного и стеклянного электродов.
61. Концентрационные цепи. Определение с их помощью произведения растворимости труднорастворимой соли.

**Вариант экзаменационного тестового задания по физической химии
(2 часть)**

1. Что такое сродство к электрону?
 - А. Это полусумма электроотрицательности атома и его потенциала ионизации. Сродство к электрону характеризует способность атома отдавать электрон другому атому при образовании химической связи.
 - Б. Это величина обратная потенциалу ионизации. Сродство к электрону характеризует способность атома оттягивать на себя электронную плотность от другого атома при образовании химической связи.
 - В. Сродство к электрону численно равно энергии, необходимой для отрыва электрона от свободного атома при 0 К.
 - Г. Сродство к электрону численно равно энергии, которая выделяется при присоединении электрона к свободному атому при 0 К.
2. Какой вид поляризации и как зависит от температуры?
 - А. Атомная поляризация уменьшается при увеличении температуры.
 - Б. Ориентационная поляризация уменьшается при увеличении температуры.
 - В. Электронная поляризация возрастает при увеличении температуры.
 - Г. Деформационная поляризация возрастает при увеличении температуры.

3. Какой вид межмолекулярного взаимодействия наиболее характерен для неполярных частиц?

- А. Ориентационное взаимодействие.
- Б. Индукционное взаимодействие.
- В. Дисперсионное взаимодействие.
- Г. Между неполярными частицами взаимодействие невозможно.

4. Какая связь существует между длиной волны (λ), частотой (ν) и волновым числом (ω)?

- А. $\lambda = \nu/c = h/\omega$.
- Б. $\lambda = c/\nu = 1/\omega$.
- В. $\lambda = \nu/h = c/\omega$.
- Г. $\lambda = \nu/\omega$.

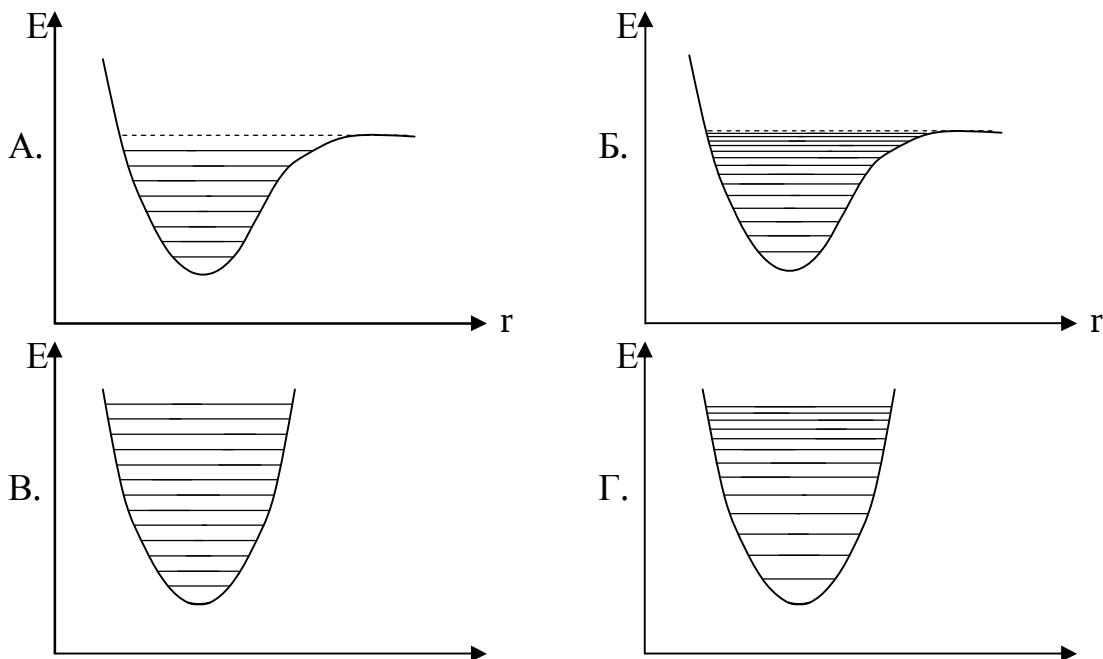
5. Для каких молекул можно снять вращательный спектр? В какой области электромагнитного спектра он наблюдается?

- А. H_2 , I_2 , O_2 . В видимой области.
- Б. CO , HCl , CNS . В микроволновой области.
- В. C_6H_6 . В инфракрасной области.
- Г. Для всех перечисленных молекул. В микроволновой области.

6. Какие правила существуют для вращательных энергетических переходов двухатомной молекулы в приближении жесткого ротатора?

- А. $\Delta j = 0$.
- Б. $\Delta j = \pm 1$.
- В. $\Delta j = 0, \pm 1$.
- Г. Δj может быть любым числом.

7. На какой схеме изображена потенциальная кривая гармонического осциллятора с учетом изменения энергии колебательных уровней?



8. По какому соотношению можно рассчитать межъядерное расстояние на основании вращательной постоянной B_e (м^{-1})?

А. $r_e = \sqrt{h/(8\pi^2 B_e cm)}$.

Б. $r_e = h^2/(8\pi^2 B_e cm)$.

В. $r_e = \sqrt{8\pi^2 B_e cm/h}$.

Г. $r_e = \sqrt{h^2/(8\pi^2 B_e m)}$.

9. По какому соотношению можно рассчитать энергию диссоциации двухатомной молекулы, используя колебательно-вращательный спектр?

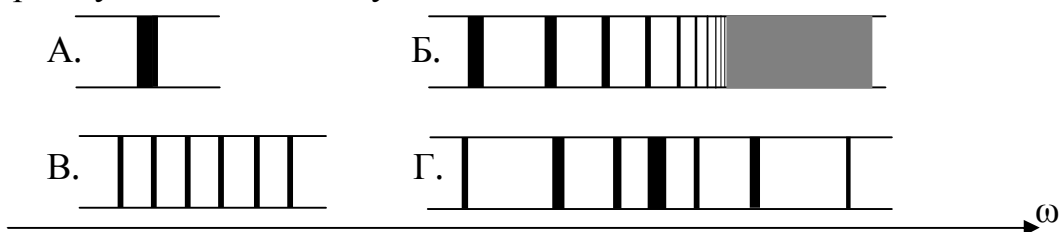
А. $D_0 = hc\omega_e(v + \frac{1}{2}) + B_e hcj(j+1)$.

Б. $D_0 = hc\omega_e/4x_e - hc\omega_e/2$.

В. $D_0 = hc\omega_e(v + \frac{1}{2})^2 - B_e hcj(j+1)$.

Г. $D_0 = D_e[1 - e^{-\alpha(r-r_e)}]^2$.

10. Выберите схематичное изображение колебательно-вращательного спектра двухатомной молекулы.



11. С чем связано появление континуума в электронных спектрах?

А. Континуум возникает в результате диссоциации некоторой части молекул в основном состоянии без перехода в возбужденное состояние.

Б. При электронном переходе, приводящем к диссоциации молекулы галогена в возбужденном состоянии, образуются атомы с избыточной кинетической энергией, которая не квантуется.

В. При любом электронном переходе молекулы галогенов диссоциируют на атомы, поэтому в спектрах возникает область сплошного поглощения – континуум

Г. Энергия кванта, необходимого для электронного перехода, соответствует границе видимого и ультрафиолетового участков спектра, поэтому в электронных спектрах возникает область континуума.

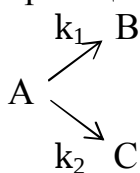
12. Как изменяются межъядерное расстояние и скорость движения ядер при электронном переходе?

А. За время электронного перехода скорость движения ядер, не успевает измениться, и переход совершается без изменения межъядерного расстояния.

Б. За время электронного перехода скорость движения ядер, не успевает измениться, и переход совершается с увеличением межъядерного расстояния.

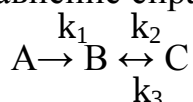
- В. Межъядерное расстояние молекулы при электронном переходе уменьшается, а скорость движения ядер возрастает.
- Г. Межъядерное расстояние молекулы при электронном переходе возрастает, а скорость движения ядер уменьшается.
13. В чем отличие электронных спектров молекул и атомов?
- А. Атомный спектр – полосатый, а молекулярный – линейчатый.
- Б. Атомный спектр – линейчатый, а молекулярный – полосатый.
- В. Оба спектра имеют линейчатую структуру.
- Г. Оба спектра имеют полосатую структуру.
14. Какая линия в спектре комбинационного рассеяния возникает в результате неупругого рассеяния? Как рассчитать волновое число этой линии по частоте собственных колебаний (ω_e) и по частоте рэлеевской линии (ω_0)?
- А. Стоксова линия. $\omega_s = \omega_0 - \omega_e$.
- Б. Антистоксова линия. $\omega_{as} = \omega_0 + \omega_e$.
- В. Стоксова линия. $\omega_s = \omega_e - \omega_0$.
- Г. Антистоксова линия. $\omega_{as} = \omega_0 - \omega_e$.
15. Поясните смысл величин входящих в уравнение: $C_p = C_0 + \Sigma C_E$.
- А. C_0 – учитывает вклад в теплоемкость колебательного и вращательного движения молекул; C_E – учитывает вклад в теплоемкость поступательного движения молекул.
- Б. C_0 – учитывает вклад в теплоемкость поступательного движения молекул; C_E – учитывает вклад в теплоемкость вращательного движения молекул.
- В. C_0 – учитывает вклад в теплоемкость поступательного и вращательного движения молекул; C_E – учитывает вклад в теплоемкость колебательного движения молекул.
- Г. C_0 – учитывает вклад в теплоемкость вращательного движения молекул; C_E – учитывает вклад в теплоемкость колебательного и поступательного движения молекул.
16. Сколько нормальных колебаний имеет молекула C_2H_2 ? Сколько стоксовых линий проявится в спектре комбинационного рассеяния C_2H_2 , если три колебания сопровождаются изменением дипольного момента, а среди остальных одно колебание дважды вырождено?
- А. Молекула имеет семь колебаний. Проявится две стоксовых линии.
- Б. Молекула имеет шесть колебаний. Проявится одна стоксова линия.
- В. Молекула имеет семь колебаний. Проявится три стоксовых линии.
- Г. Молекула имеет шесть колебаний. Проявится две стоксовых линии.
17. Чем определяется порядок химической реакции?
- А. Числом молекул, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия.
- Б. Суммой стехиометрических коэффициентов исходных веществ в уравнении химической реакции.

- В. Суммой показателей степеней при концентрациях веществ в кинетическом уравнении реакции, основанном на экспериментальных данных.
- Г. Суммой стехиометрических коэффициентов исходных и конечных веществ в уравнении химической реакции.
18. Как повлияет увеличение концентрации вещества А в два раза на скорость и константу скорости элементарной реакции $2A = D$?
- А. Скорость увеличится в два раза, константа не изменится.
- Б. Скорость и константа увеличатся в четыре раза.
- В. Скорость увеличится в четыре раза, константа не изменится.
- Г. Скорость не изменится, константа увеличится в два раза.
19. Установлено, что при проведении реакции второго порядка при различных начальных концентрациях исходного реагента C_{01} и C_{02} , период полураспада увеличился в три раза. Каким было соотношение начальных концентраций в этих опытах?
- А. C_{01} и C_{02} .
- Б. $C_{01} = 3C_{02}$.
- В. $3C_{01} = C_{02}$.
- Г. Для ответа необходимо знать константу равновесия.
20. В каких координатах необходимо построить график зависимости для определения порядка реакции методом Вант-Гоффа?
- А. $\ln r = f(\ln C)$.
- Б. $\ln r = f(C)$.
- В. $r = f(\ln C)$.
- Г. $r = f(C)$.
21. По какому уравнению можно рассчитать константу скорости реакции нулевого порядка?
- А. $k = \frac{1}{\tau} \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)$.
- Б. $k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_0}{C}$.
- В. $k = \frac{C_0 - C}{\tau}$.
- Г. $k = \frac{1}{2\tau} \left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)$.
22. По каким соотношениям можно рассчитать константы скорости параллельной мономолекулярной реакции типа:



- А. $k_1 - k_2 = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_{0A}}{C_A}$; $\frac{k_2}{k_1} = \frac{C_B}{C_C}$.
- Б. $k_1 + k_2 = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_{0A}}{C_A}$; $\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_B}{C_C}$.
- В. $k_1 + k_2 = \frac{1}{\tau} \left(\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{0A}} \right)$; $\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_B}{C_C}$.
- Г. $k_1 - k_2 = \frac{C_{0A} - C_A}{\tau}$; $\frac{k_2}{k_1} = \frac{C_B}{C_C}$.

23. Какое кинетическое уравнение справедливо для следующей реакции?



- А. $-\frac{dC_B}{d\tau} = (k_1 - k_2)C_B - k_3C_C$.
- Б. $-\frac{dC_B}{d\tau} = k_1C_A - k_2C_B + k_3C_C$.
- В. $-\frac{dC_B}{d\tau} = -k_1C_A + k_2C_B - k_3C_C$.
- Г. $-\frac{dC_B}{d\tau} = (k_2 - k_3)C_B - k_1C_A$.

24. Чему равен температурный коэффициент Вант-Гоффа, если при возрастании температуры от 298 К до 338 К скорость реакции увеличилась в 16 раз?

- А. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 16.
- Б. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 2.
- В. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 4.
- Г. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 8.

25. В каких координатах следует построить зависимость для определения энергии активации? Как по нему определить энергию активации?

- А. $\ln k = f(T)$. $E_a = -R \operatorname{tg} \alpha$, где α – угол наклона графика зависимости к оси ординат.
- Б. $\ln k = f(1/T)$. $E_a = -R \operatorname{tg} \alpha$, где α – угол наклона графика зависимости к оси абсцисс.
- В. $k = f(T)$. $E_a = R \Delta Y$, где ΔY – отрезок, отсекаемый графиком на оси ординат при $T=0$.
- Г. $\ln k = f(1/T)$. $E_a = R/\Delta X$, где ΔX – отрезок, отсекаемый графиком на оси ординат при $\ln k \rightarrow 0$.

26. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?

- А. Возрастанием числа активных столкновений молекул.
- Б. Ростом доли активных молекул.

- В. Увеличением средней энергии молекул.
Г. Уменьшением энергии активации реакции.

Вопросы к письменному экзамену по физической химии (2 часть)

1. Корпускулярно-волновой дуализм. Постулаты квантовой механики: волна де Бройля; соотношение неопределенностей Гейзенберга.
2. Уравнение Шредингера как основное уравнение квантовой химии. Волновая функция, ее физический смысл. Атомные и молекулярные орбитали.
3. Энергетические характеристики атомов: потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
4. Образование молекул из атомов. Приближение Борна-Оппенгеймера. Потенциальная кривая реальной двухатомной молекулы. Энергия диссоциации.
5. Образование химической связи и ее типы: ковалентная, полярная, ионная, донорно-акцепторная.
6. Электрический дипольный момент.
7. Поляризация и поляризуемость (деформационные и ориентационные). Рефракция (молярная и удельная). Аддитивность рефракции. Связь поляризации и дипольного момента. Определение дипольного момента по экспериментальным данным.
8. Магнитная восприимчивость молекул и атомов. Парамагнетизм и диамагнетизм. Магнитный момент ядра.
9. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие. Межмолекулярные силы притяжения и отталкивания. Водородная связь.
10. Происхождение молекулярных спектров и их классификация. Правило частот Бора. Интенсивность спектральных линий и правила отбора.
11. Спиново-резонансные спектры: электронный парамагнитный резонанс (ЭПР) и ядерный магнитный резонанс (ЯМР, ПМР). Теоретические основы спектров магнитного резонанса и их вид. Химический сдвиг. Использование спектров ЯМР при определении структуры органических соединений.
12. Условия возникновения вращательных спектров. Уравнение Шредингера для жесткого ротатора. Энергетические уровни жесткого ротатора. Вращательные спектры в приближении жесткого ротатора и для реальной молекулы. Определение молекулярных констант по данным вращательных спектров.
13. Условия возникновения колебательных спектров 2-х атомных молекул. Уравнение Шредингера для гармонического осциллятора. Результаты его решения и вид спектра.
14. Потенциальная кривая реальной двухатомной молекулы. Уравнение Морзе. Уравнение Шредингера для ангармонического осциллятора. Результаты его решения и вид спектра.
15. Расчет частот собственных колебаний, силовой постоянной и энергии диссоциации из спектральных данных.

16. Колебательно-вращательные спектры двухатомной молекулы. Р-, Q-, R-ветви спектра. Тонкая структура колебательного спектра.
17. Происхождение спектров комбинационного рассеяния и их структура. Определение молекулярных характеристик по данным спектров комбинационного рассеяния.
18. Колебательные спектры многоатомных молекул. Условия активности колебаний в инфракрасных спектрах и спектрах комбинационного рассеяния. Вырожденность колебаний. Правило альтернативного запрета.
19. Электронные спектры молекул. Принцип Франка-Кондона. Определение энергии диссоциации двухатомных молекул из электронно-колебательных спектров.
20. Задачи и основные понятия кинетики: элементарная реакция, молекулярность, стехиометрический механизм, лимитирующая стадия, скорость реакции, константа скорости, порядок реакции, период полураспада, селективность.
21. Факторы, влияющие на скорость и константу скорости. Кинетический закон действующих масс. Принцип независимости протекания химических реакций.
22. Кинетика односторонних реакций нулевого и первого порядка. Вывод основных уравнений и их анализ.
23. Кинетика односторонних реакций второго порядка при равенстве и неравенстве начальных концентрациях реагирующих веществ. Вывод основных уравнений и их анализ.
24. Кинетика односторонней реакции третьего и n-го порядка при равных начальных концентрациях реагирующих веществ. Вывод основных уравнений и их анализ.
25. Методы определения порядка и константы скорости реакции. Метод подстановки. Графический метод. Дифференциальный метод Вант-Гоффа. Метод понижения порядка Оствальда (метод изоляции).
26. Период полураспада. Определение порядка реакции по периоду полураспада и по методу Оствальда-Нойеса.
27. Кинетика обратимой мономолекулярной реакции. Кинетические кривые. Вывод основных уравнений и их анализ.
28. Кинетика параллельных реакций первого порядка. Кинетические кривые. Вывод основных уравнений и их анализ.
29. Кинетика последовательных необратимых реакций первого порядка. Вывод основных уравнений и их анализ. График Раковского.
30. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна.
31. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирические уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа. Понятие энергии активации, методы определения энергии активации.
32. Термодинамическое обоснование уравнения Аррениуса. Его практическое значение и недостатки.

33. Основные положения теории активных соударений (ТАС). Основное уравнение теории активных соударений и его анализ.
34. Основные положения и уравнения теории активированного комплекса (ТАК). Изменение потенциальной энергии в ходе реакции.
35. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропийный фактор.
36. Применение теории активированного комплекса к бимолекулярным реакциям в растворах неэлектролитов и электролитов. Влияние растворителя на константу скорости реакции. Уравнение Бренстеда-Бьеррума, его вывод и анализ.
37. Основные понятия в катализе. Типы каталитических реакций. Особенности каталитических процессов (специфичность, активность, избирательность, селективность, модификаторы, промоторы, яды). Причины каталитического действия. Причины изменения энергии и энтропии активации в присутствии катализатора
38. Механизмы гомогенно-каталитических реакций (слитный, стадийный). Кинетические закономерности гомогенно-каталитических реакций.
39. Гетерогенный катализ, его особенности. Основные стадии и энергетический профиль гетерогенно-каталитических реакций.

11. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:

– основная литература

1. Физическая химия. Учебник под ред. Краснова К.С. –Т. I, II.– М.: ВШ.– 1995–582; 584 с.
2. Физическая химия. Под ред. Краснова К.С. – М.: ВШ. – 1982–496 с.
3. Физическая химия. Под ред. Краснова К.С. - Т.I, II М.: ВШ. – 2001– 496; 319 с.
4. Г.Стромберг, Д.П. Семченко. Физическая химия. Изд.2.– М.: ВШ.– 1988.
5. П.Эткинс. Физическая химия. Т. I, II.– М.: Мир.– 1982.
6. И.В.Кудряшов, К.С.Каретников. Сборник примеров и задач по физической химии. –М.: ВШ.–1991–528 с..
7. Практикум по физической химии. Под ред.Буданова В.В., Воробьева Н.К.– М.: Химия.– 1986.
8. Краткий справочник физико–химических величин. Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М.– Л.: Химия.–1999.–232 с.
9. Краткий справочник физико-химических величин./ Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М.– Л.: Химия.–2002. – 238 с.
- 10.Краткий справочник физико-химических величин./ Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М.– Л.: Химия.–2003.–238 с.
- 11.Краткий справочник физико-химических величин./ Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М.– Л.: Химия.–1983.–232 с.5.

– дополнительная литература

1. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия.–М.: Мир.– 1978–647 с.
2. Б.П.Никольский. Физическая химия.–Л.: Химия.– 1987.– 880 с.
3. Г.М.Панченков, В.П.Лебедев. Химическая кинетика и катализ.– М.: Химия.–1985.–592 с.
4. К.Бэнзуэлл. Основы молекулярной спектроскопии.–М.: Мир.- 1985. –384 с.
5. Л.А.Николаев. Физическая химия.- М.:ВШ,1979.-376 с.
6. Биохимическая термодинамика./ Под ред. М.Джоунс- М.: Мир, 1982.
7. Крылов О.В. Гетерогенный катализ. М. Наука. 2003. 645 с.
8. Я.И.Герасимов. Курс физической химии. Т.1.– М.: Химия, 1970.
8. Ю.В.Поленов, Е.В.Егорова. Кинетика химических реакций. Учебное пособие. Изд. ИГХТУ. Иваново. – 2010. – 68 с.

– программное обеспечение

1. База электронных учебных и методических пособий, размещенных на сервере ИГХТУ, пакет прикладных программ “Microsoft Office”, программы математической и статистической обработки “OriginLab OriginPro v. 7.0”, “Mathcad 12-14”, “Advanced Grapher 2.11 Rus”,
2. Поисковые системы глобальной сети Интернет, доступ к которой обеспечен через компьютеры, объединенные в локальную вузовскую сеть и имеющиеся на кафедре физической и коллоидной химии, а также в читальных залах информационного центра.

12. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Лекции по дисциплине «Физическая химия» читаются в специально оборудованных аудиториях, имеющих необходимое количество посадочных мест. Кафедра физической и коллоидной химии располагает четырьмя учебными лабораториями, обеспечивающими одновременное проведение лабораторных и практических занятий по дисциплине в пяти подгруппах студентов численностью не более 15 человек.

Для проведения лабораторного практикума кафедра оснащена следующим оборудованием.

Раздел «Химическая термодинамика. Учение о равновесии в химических реакциях»:

- пять учебных калориметрических установок для выполнения работ по определению тепловых эффектов различных процессов в жидкой фазе;
- три установки оригинальной конструкции для изучения равновесий химических реакций в газовой фазе.

Раздел «Фазовые равновесия и учение о растворах»:

- две установки оригинальной конструкции для изучения равновесия в однокомпонентной системе пар-жидкость;
- две установки для определения активности компонентов в растворах неэлектролитов;

- два рабочих места для изучения равновесия в двухкомпонентных системах пар-жидкость, оборудованных в вытяжных шкафах;
- три установки оригинальной конструкции для изучения равновесия в системе жидкость-жидкость;
- три установки для изучения равновесия твердое-жидкость, укомплектованных датчиками термопар и цифровыми вольтметрами.

Раздел «Электрохимия»:

- пять рабочих мест, укомплектованных универсальными цифровыми вольтметрами для измерения ЭДС гальванических элементов;
- два рабочих места, укомплектованных иономерами с датчиками для измерения рН растворов и генераторами водорода;
- два рабочих места для измерения электропроводности растворов электролитов. Для выполнения работ по данной теме имеется также необходимое количество наборов стандартных электродов сравнения (хлорсеребряные, хлорталлиевые электроды), ячейки и электроды для сборки гальванических элементов, два термостата.

Раздел «Молекулярная спектроскопия»:

- имеется комплект диаграмм для изучения и расшифровки спектров комбинационного рассеяния 20 сложных органических и неорганических соединений;
- два рабочих места, оборудованных универсальными монохроматорами УМ-2, ртутной и неоновой лампами для определения энергии диссоциации молекул брома и йода в газообразном состоянии.

Раздел «Химическая кинетика и катализ»:

- три рабочих места, укомплектованных фотометрами типа ЛМФ-72М и двумя фотоэлектроколориметрами КФК-2, а также термостатами УТУ-2;
- два рабочих места, оборудованных универсальными иономерами и термостатированными ячейками со стеклянными и хлорсеребряными электродами;
- четыре рабочих места, оборудованных газовыми бюретками, магнитными мешалками и термостатом;
- титровальный стол, оборудованный бюретками с подсветкой.

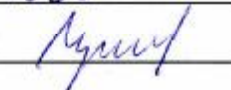
Для выполнения лабораторного практикума имеются необходимые реактивы и лабораторная посуда, установка для получения дистиллированной воды. Лабораторные столы подключены к системам горячего и холодного водоснабжения, канализации, электроэнергии. Во всех лабораториях имеются предусмотренные правилами охраны труда средства пожаротушения, медицинские препараты, индивидуальные средства защиты.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению и профилю подготовки.

Авторы



(доц. Немцева М.П.)



(доц. Лукин М.В.)

Заведующий
кафедрой



(проф. Улитин М.В.)

Рецензент: заведующий кафедрой
общей и физической химии
Ярославского государственного
технического университета



(проф. Абрамов И.Г.)

Программа одобрена на заседании научно-методического совета факультета
неорганической химии и технологии ИГХТУ от «___» _____ 201__ г,
протокол № _____.

Председатель НМС



()

РЕЦЕНЗИЯ НА РАБОЧУЮ УЧЕБНУЮ ПРОГРАММУ

Дисциплина: Физическая химия

Направление подготовки: 240100 Химическая технология

Профиль подготовки: Технология и оборудование производств химических волокон и композиционных материалов на их основе

Соответствие логической и содержательно-методической взаимосвязи данной дисциплины с другими частями ООП	Соответствует
Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (указать конкретно номера компетенций)	ОК1, ОК2, ОК7, ПК5, ПК8, ПК21, ПК24
Соответствие аудиторной и самостоятельной нагрузки учебному плану	Соответствует
Процент лекционных занятий от аудиторной нагрузки (указать конкретно)	40%
Последовательность и логичность изучения модулей дисциплины	Соответствует
Наличие междисциплинарных связей с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами	Имеется
Соответствие видов самостоятельной работы требованиям к выпускникам в ГОС	Соответствует
Соответствие диагностических средств (экзаменационных билетов, тестов, комплексных контрольных заданий и др.) требованиям к выпускнику по данной ООП	Соответствует
Использование активных и интерактивных форм проведения занятий (указать конкретно)	Мультимедийная презентация лекций; диалоговая форма ведения лекций; коллективная работа на лабораторных занятиях; экспресс-тестирование
Учебно-методическое и информационное обеспечение	Соответствует
Материально-техническое обеспечение данной дисциплины	Соответствует

Дополнения:

ЗАКЛЮЧЕНИЕ: Рабочая учебная программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению 240100 "Химическая технология", профилю подготовки "Технология и оборудование производств химических волокон и композиционных материалов на их основе".

Рецензент: д.х.н., проф. Абрамов И.Г., зав. каф. общей и физической химии Ярославского

государственного технического университета (подпись)



М.П.