

**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 учебной работе

В.В. Рыбкин

2011 г.

Рабочая учебная программа дисциплины

Физическая химия

Направление подготовки	240100 Химическая технология
Профиль подготовки	Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов
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

Физическая химия

Направление 240100 Химическая технология

Профиль " Технология керамики и стекла "

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

Шаронов Н.Ю.

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

Заведующий кафедрой

Шлыков С.А.

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

Физическая химия

Направление 240100 Химическая технология
Профиль " Технология керамики и стекла "

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

Шаронов Н.Ю.

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

Заведующий кафедрой

Лефедова О.В.

1. Цели и задачи дисциплины:

- Изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих различные состояния систем, направленность, скорость и оптимальные условия протекания физико-химических процессов.
- Ознакомление и освоение методик расчета термодинамических характеристик и кинетических параметров физико-химических процессов.
- Формирование навыков применения законов теоретической химии к решению практических вопросов химической технологии.

2. Место дисциплины в структуре ООП:

Дисциплина "Физическая химия" входит в состав базовой и вариативной частей Блока естественно-научных дисциплин, использует знания, полученные при изучении дисциплин естественно-научного цикла, в том числе математики, физики, общей химии, неорганической химии, органической химии, аналитической химии, информатики.

При приступлении к изучению дисциплины "Физическая химия" студент должен обладать

знаниями:

- методов математического анализа, линейной алгебры;
- теории интегрального и дифференциального исчисления;
- базовых категорий теории статистики, виды статистических распределений;
- законов механики и законов сохранения материи и энергии;
- законы термодинамики, электростатики, электромагнетизма;
- основ квантовой механики, строения атома и молекулы;
- основ теории растворов электролитов;
- основные положения общей химии, теории химической связи и строения веществ;
- основ постановки химического эксперимента.

умениями:

- обработки экспериментальных данных и их интерпретации;
- использовать математические методы, знания основных физико-химических свойств некоторых наиболее распространенных веществ, положения теории растворов электролитов при решении практических задач,
- оперировать основными общехимическими понятиями, положениями теории химической связи и строения веществ,
- выполнять технически несложные химические эксперименты.

компетенциями:

- умением логически верно, аргументировано и ясно строить устную и письменную речь, способностью в письменной и устной речи правильно (логически) оформить результаты мышления (ОК-2);
- готовностью к кооперации с коллегами, работе в коллективе (ОК-3);
- способностью использования основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы мате-

- математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1);
- способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ПК-2);

3. Требования к результатам освоения дисциплины:

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие следующих компетенций:

- способен использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире (ПК-3);
- способен планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, математически моделировать физические и химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения (ПК-21);
- способен использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности (ПК-23);

В результате изучения дисциплины студент должен:

Знать:

законы 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 теории кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа;

Уметь:

определять по данным справочной литературы энергетические характеристики и геометрию молекул; термодинамические характеристики химических реакций, оценивать влияние различных параметров на положение равновесия и количественные характеристики химических процессов; экспериментально определять и рассчитывать величины рН растворов и характеристики диссоциации электролитов, производить расчеты концентрации растворов различных соединений; проводить описание кинетических закономерностей различными методами и оценивать влияние различных факторов кинетику физико-химических процессов.

Владеть:

методами математического анализа экспериментальных данных;
 основными методами работы с прикладными программными средствами, обеспечивающими наглядность представления экспериментальных данных;
 различными физико-химическими методами анализа и контроля реакционных сред;
 методами определения термодинамических свойств и кинетических параметров различных физико-химических процессов;
 приемами определения структуры различных соединений на основе их физико-химических характеристик.

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

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
Практические занятия (ПЗ)	–	17	17
Семинары (С)	–	–	–
Лабораторные работы (ЛР)	102	34	34
Самостоятельная работа (всего)	226	95	131
В том числе:			
Курсовой проект (работа)	–	–	–
Расчетно-графические работы	50	25	25
Реферат	–	–	–
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	76	30	46
<i>Подготовка к контролю знаний</i>	100	40	60
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)		зачет, экзамен	зачет, экзамен
Общая трудоемкость:	час	396	216
	зач. ед.	11	6

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	2	3
1.	I закон термодинамики и его приложения.	Основные положения и понятия химической термодинамики. Первый закон термодинамики, его приложение к химическим реакциям. Понятия пробега реакции и теплового эффекта химической реакции. Закон Гесса. Термодинамические циклы. Методы расчета тепловых эффектов с использованием температурных рядов теплоемкостей и высокотемпературных составляющих энтальпии индивидуальных веществ. Особенности термохимических расчетов в растворах.
2.	II и III законы термодинамики и их приложения. Химическое равновесие.	Второй закон термодинамики. Энтропия, статистическое толкование. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Постулат Планка, абсолютные значения энтропии. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики. Термодинамические потенциалы как критерии направленности и равновесия в закрытых системах. Общая характеристика растворов. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема, их практическая значимость в расчете ПМВ. Химический потенциал. Термодинамика идеальных растворов. Условия химического равновесия. Термодинамическое обоснование закона действующих масс. Константа равновесия для газофазных реакций. Уравнение изотермы, нормальное химическое сродство. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции. Расчет константы равновесия по методу Темкина-Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса. Расчет состава равновесной смеси. Химическое равновесие в реальных растворах. Особенности расчетов. Понятия фугитивности, активности, коэффициента активности. Системы стандартных состояний.
3.	Равновесие в гетерогенных системах	Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Равновесие в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и анализ. Давление насыщенного пара. Диаграмма состояния воды.

1	2	3
		Двухкомпонентные системы. Равновесие жидкость-пар в идеальных и неидеальных двухкомпонентных системах. Закон Рауля. Причины отклонения от закона Рауля. Диаграммы кипения идеальных и неидеальных двухкомпонентных систем. Теоретические основы процесса ректификации. Равновесие жидкость-жидкость. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы фенол-вода. Равновесие жидкость-твердое. Уравнение Шредера. Диаграммы состояния. Виды физико-химического анализа. Сущность термического метода анализа. Трехкомпонентные системы их графическое изображение. Экстракция.
4.	Термодинамика электрохимических цепей	Растворы электролитов. Средние ионные активности и коэффициенты активности. Элементы теории Дебая-Хюккеля. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор. Термодинамика обратимых электрохимических систем. Уравнение Нернста. Классификация обратимых электродов. Электрохимические цепи, их классификация. Применение теории электрохимических систем к изучению равновесия в растворах электролитов. Потенциометрия как физико-химический метод исследования и контроля технологических процессов.
5.	Молекулярная спектроскопия	Происхождение молекулярных спектров. Вероятность энергетических переходов, правила отбора. Краткие сведения о технике эксперимента. Особенности спектров многоатомных молекул. Резонансная спектроскопия. Принципы методов ЭПР и ЯМР. Спектры КР. Применение спектроскопии для определения молекулярных постоянных, идентификации веществ и исследования механизмов протекания химических реакций.
6.	Химическая кинетика и катализ	Основные понятия и определения. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Классификация химических реакций. Кинетический закон действующих масс. Принцип независимости. Методы определения порядка реакции. Сложные реакции. Обратимые, параллельные, последовательные реакции. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна, границы его применимости. Понятия о лимитирующей стадии процесса и механизме реакции. Элементарный химический акт. Переходное состояние. Ос-

1	2	3
		новы теорий активных столкновений и абсолютных скоростей химических реакций. Особенности кинетики гомогенных реакций в растворах. Влияние среды на константу скорости реакции. Кинетика ионных реакций в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Первичный и вторичный солевые эффекты. Цепные реакции. Фотохимические реакции. Особенности каталитических процессов и их виды. Гомогенно–каталитические реакции. Окислительно-восстановительный, кислотно–основной, металло-комплексный катализ. Гетерогенно-каталитические реакции. Стадии гетерогенных процессов. Роль адсорбции. Истинная и кажущаяся энергии активации. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций, направления в развитии теории каталитических процессов.

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	6
1	2	3	4	5	6	7	8
1.	Общая химическая технология	+	+	+	+	–	+
2.	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа	+	–	+	+	+	+
3.	Коллоидная химия	+	+	+	–	+	+
4.	Безопасность жизнедеятельности	+	+	+	–	+	+
5.	Процессы и аппараты химической технологии	+	+	+	+	–	+
6.	Системы управления ХТП	+	+	+	+	–	+
7.	Моделирование химико-технологических процессов	+	+	+	+	–	+
8.	Физическая химия ТН и СМ	+	+	+	+	+	+

1	2	3	4	5	6	7	8
9.	Химическая технология керамики и огнеупоров	+	+	+	+	+	+
10.	Химическая технология вяжущих материалов	+	+	+	+	+	+
11.	Технология стекла и ситаллов	+	+	+	+	+	+

5.3. Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	Семин	СРС	Всего час.
1.	I закон термодинамики и его приложение	8	5	10	–	22	42
2.	II и III законы термодинамики и их приложения. Химическое равновесие.	11	6	12	–	26	53
3.	Равновесие в гетерогенных системах	8	6	12	–	25	49
4.	Термодинамика электрохимических цепей	7	3	6	–	22	36
5.	Молекулярная спектроскопия	15	6	12	–	55	93
6.	Химическая кинетика и катализ	19	8	16	–	76	123

6. Лабораторный практикум

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость (час.)
1	2	3	4
1.	1	Определение теплоты растворения хорошо растворимой соли	3
2.	1	Определение теплоты гидратообразования солей металлов	
3.	1	Определение теплоты нейтрализации	
4.	2	Определение константы равновесия реакции дегидрирования спирта	3
5.	2	Определение константы диссоциации слабых электролитов методом электропроводимости	

1	2	3	4
6.	3	Определение давления насыщенного пара над раствором	3
7.	3	Исследование зависимости давления насыщенного пара от температуры в однокомпонентных системах.	
8.	3	Построение и анализ диаграмм кипения для бинарных систем	
9.	3	Построение и анализ диаграммы расслоения фенол-вода	
10.	3	Построение и анализ диаграмм плавкости двухкомпонентных систем методом термического анализа	
11.	4	Измерение ЭДС гальванических элементов.	3
12.	4	Определение потенциала отдельного электрода	
13.	4	Потенциометрическое определение произведения растворимости труднорастворимого соединения	
14.	4	Измерение температурного коэффициента ЭДС гальванического элемента.	
15.	4	Исследование концентрационных элементов с переносом	
16.	4	Потенциометрическое определение pH раствора с водородным, хингидронным и стеклянным электродами	6
17.	5	Определение собственных частот колебаний многоатомных молекул из КР-спектров	
18.	5	Расчет теплоемкости по данным КР-спектров газообразных молекул	
19.	5	Определение энергий диссоциации молекул галогенов в основном и возбужденном состояниях	6
20.	6	Изучение кинетики разложения мурексида в кислой среде	
21.	6	Изучение кинетики гетерогенно-каталитического разложения пероксида водорода	
22.	6	Изучение кинетики щелочного омыления этилацетата	

7. Практические занятия (семинары).

Проведение практических занятий имеет целью получение и закрепление навыков решения практических и теоретических задач с использованием физико-химических характеристик индивидуальных веществ и различных процессов. Объем аудиторных часов практических занятий должен составлять порядка 1/3 от объема лабораторно-практических занятий.

1. I закон термодинамики и его приложение.

Закрепление базовых понятий химической термодинамики. Решение типовых задач с использованием закона Гесса и его следствий, закона Кирхгофа и его следствий, термодинамического цикла, понятий теплоемкости веществ и ее изменения в результате физико-химического процесса.

2. II и III законы термодинамики и их приложения. Химическое равновесие.

Решение типовых задач на расчет изменения энтропии, энергии Гиббса, Энергии Гельмгольца в различных физико-химических процессах, стандартной и практических констант равновесия, состава равновесной смеси, определение направленности протекания процесса при заданных начальных условиях, влияние изменения температуры, давления и присутствия инертных веществ на смещение равновесия, состав равновесной смеси.

3. Равновесие в гетерогенных системах.

Закрепление базовых понятий учения о растворах, фазовых равновесиях, основных типов диаграмм состояния одно- и двухкомпонентных систем. Решение типовых задач на анализ диаграмм состояния реальных систем, использование кривых охлаждения, расчеты по диаграммам состояния.

4. Термодинамика электрохимических цепей.

Закрепление базовых понятий учения об электрохимических системах. Решение типовых задач на расчет электродвижущей силы гальванических элементов, активности и коэффициента активности вещества-участника электродных процессов, термодинамических характеристик процессов, протекающих в электрохимических цепях. Измерение показателя кислотности растворов с использованием различных электрохимических систем.

5. Молекулярная спектроскопия.

Закрепление представлений об электрических свойствах молекул и базовых понятий теории и практики спектроскопических исследований внутримолекулярного движения. Решение типовых задач на расчет молекулярных характеристик с использованием спектроскопии вращательного, колебательного и электронного движения, колебательной спектроскопии комбинационного рассеяния.

6. Химическая кинетика и катализ.

Закрепление базовых понятий формальной кинетики и кинетики сложных реакций, теорий кинетики, каталитических процессов. Решение типовых задач на прямой и обратной задач формальной кинетики, составление систем дифференциальных и алгебраических уравнений, описывающих сложную химическую реакцию, анализ кинетических зависимостей.

8. Примерная тематика курсовых проектов (работ).

Выполнение курсовых проектов (работ) не предусмотрено.

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:

а) основная литература

1. Физическая химия. Учебник под ред. Краснова К.С. Т. I, II. - М. : ВШ. -2001.
2. А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. Физическая химия. М. : ВШ. - 1988. – 496с.
3. П.Эткинс. Физическая химия. Т. I, II.- М.: Мир.- 1980. (20 экз.)
4. И.В.Кудряшов, Г.С.Каретников. Сборник примеров и задач по физической химии. - М. : ВШ. -1991. - 527с. (574 экз.)
5. Практикум по физической химии. Под ред.Буданова В.В., Воробьева Н.К.- М. : Химия. - 1986. – 352с. (1119 экз.)
- 6.Краткий справочник физико–химических величин. Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М. - СПб. : Иван Федоров. - 2003. – 238с. (195 экз.)

б) дополнительная литература

1. Ф.Даниэльс, Р.Олбери. Физическая химия. - М.: Мир.- 1978–647 с.
2. Б.П.Никольский. Физическая химия. - Л.: Химия.- 1987.–880 с.
3. Г.М.Панченков, Г.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. Крылов О.В. Гетерогенный катализ. М. Наука. 2003. 645 с.
7. Гостикин В.П. "Кинетика и механизмы ферментативных реакций". Учебное пособие / Гостикин В.П., Немцева М.П.- Иваново. Изд. ИГХТУ.-2001.-83 с.
8. Гостикин В.П. "Молекулярная и фотоэлектронная спектроскопия". Учебное пособие. / Гостикин В.П., Александрова А.Н., Трунов А.А.- Иваново. Изд. ИГХТУ.-2002.-144 с.
9. Барбов А.В. «Термохимия. Калориметрия». Учебное пособие к практическим занятиям / Барбов А.В., Улитин М.В. – Иваново.– ИГХТУ.–2003.– 88 с.
- 10.Немцева М.П. Учебное пособие "Основные понятия, определения и законы курса физической и коллоидной химии" / Немцева М.П., Кротов А.Г., Лефедова О.В.- Иваново. Изд. ИГХТУ.-2005.- 48 с.
- 11.Поленов, Ю.В. Кинетика химических реакций: учеб. пособие / Ю.В. Поленов, Е.В. Егорова; Иван. гос. хим.-технол. ун-т. – Иваново, 2010.- 68 с.
- 12.Буданов В. В. Ключевые вопросы курса физической химии. / В.В. Буданов; Иван. гос. хим. – технол. ун-т: учеб.-метод. пособие. - Иваново, 2007. – 48с.

в) программное обеспечение

Обработка и визуализация экспериментальных данных, полученных студентами в ходе выполнения лабораторного практикума, может быть выполнена с использованием программного обеспечения, находящегося в свободном доступе на кафедре физической и коллоидной химии.

г) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы

1. Учебные материалы кафедры физической и коллоидной химии на сайте ИГХТУ

<http://www.isuct.ru/e-lib/taxonomy/term/35>

2. Сайт Химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова

<http://www.chem.msu.ru/rus/>

3. Интернет-ресурсы МГУ им. М.В. Ломоносова

<http://www.msu.ru/resources/msu-ws.html>

Интернет-ресурсы РХТУ им. Д.И. Менделеева

<http://www.muctr.ru/infres/inetres/>

10. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Для выполнения лабораторного практикума курса "Физическая химия" имеют возможность одновременно выполнять:

– лабораторные работы по разделу "I закон термодинамики и его приложения" на 5 установках;

– лабораторные работы по разделу "II и III законы термодинамики и их приложения. Химическое равновесие" на 4 установках;

– лабораторные работы по разделу "Равновесие в гетерогенных системах" на 7 установках;

– лабораторные работы по разделу "Термодинамика электрохимических цепей" на 5 установках;

– лабораторные работы по разделу "Молекулярная спектроскопия" – изучение спектров комбинационного рассеяния и инфракрасных спектров не менее 20 веществ;

– лабораторные работы по разделу "Химическая кинетика и катализ" на 8 установках.

Конструкции лабораторных установок разработаны сотрудниками кафедры. Приборная база лабораторного практикума: фотоэлектрокалориметр типа ЛМФ–72М, КФК–2 (5 шт.), мост переменного тока и кондуктометр различных типов (5 шт.), цифровыми вольтметрами типа ИЦ–300 (10 шт.), монохроматор типа УМ-2 (2 шт.), иономеры типа ЭВ–74 (8 шт.), рефрактометр УРЛ (4 шт.), весы марок ВЛР–200, ВЛКТ–500 (6 шт.), генератор водорода (1 шт.), жидкостными термостатами различных марок: УТ–2/77, 2/82, ИМ–8 (16 шт.) и другим вспомогательным электроизмерительным оборудованием.

11. Образовательные технологии и методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

Чтение лекций по курсу "Физическая химия" может реализовываться как в "классическом" варианте (с помощью доски и мела), так и с использованием мультимедийной техники. В последнем случае должны быть использованы

лекции-презентации, представляющие собой достаточно подробный конспект лекционного материала и требующие незначительных пояснений при чтении лекции. Лекции-презентации должны находиться в свободном доступе, что позволит студентам проводить самостоятельную подготовку в удобных условиях.

Выполнение лабораторного практикума необходимо построить таким образом, чтобы студенты могли выполнять работы с наименьшей помощью лаборанта.

Поскольку в программе курса "Физическая химия" не предусмотрены практические занятия, то преподавателю следует уделить не менее трети академического времени, отведенного на выполнение лабораторных работ, решению типовых заданий.

Структура занятия может выглядеть следующим образом:

1. Проведение текущего контроля знаний студентов (готовность к текущему занятию): проводится тестирование по изучаемому разделу дисциплины, собеседование как итоговый контроль по разделу дисциплины, или оценка оформления задания на лабораторную работу.
2. Решение типовых заданий по изучаемому разделу дисциплины или выполнение лабораторной работы.
3. Самостоятельное решение заданий или предварительное оформление результатов выполненной лабораторной работы.
4. Выполнение работы над ошибками, возникающими при выполнении заданий и лабораторной работы.
5. Выдача задания на дом: подготовиться к следующей лабораторной работе, окончательное оформление результатов выполненной лабораторной работы или подготовиться к контролю знаний по изучаемому разделу дисциплины.

Готовность к выполнению лабораторной достигается путем основательного изучения необходимого теоретического материала, методики проведения эксперимента и инструментального обеспечения лабораторной работы.

По окончании изучения по раздела дисциплины (после выполненных лабораторных работ и решения типовых заданий) необходимо провести контроль знаний студентов в виде коллоквиумов (собеседований). Реализация коллоквиума может быть выполнена в виде закрытого тестирования (оценивается минимальный объем знаний студента) и открытого тестирования (оценивается глубокое знание студента раздела дисциплины; проводится при наличии желания студента иметь более высокий балл по дисциплине).

Самостоятельная работа студента состоит в подготовке письменного отчета по лабораторной работе (до и после выполнения работы). Отчет должен содержать наименование работы, обозначить цель и задачи лабораторной работы, основные теоретические положения изучаемого вопроса, ход выполнения работы, таблицы с экспериментальными и расчетными данными, расчетные уравнения и примеры выполненных расчетов величин с анализом погрешностей экспериментальных данных, графические зависимости полученных в эксперименте зависимостей с их анализом, выводы по работе. При подготовке отчета по лабораторной работе и выполнении необходимых расчетов студент должен ис-

пользовать компьютерную технику и программное обеспечение, позволяющее проводить обработки экспериментальных данных на высоком уровне.

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

Для закрепления полученных теоретических знаний и навыков выполнения конкретных практических расчетов в самостоятельную работу студентов необходимо включать расчетные задания (выдаются на дом) по каждому разделу дисциплины.

В качестве рекомендуемых предлагаются следующие задания:

тема: “Химическая термодинамика. Равновесие в газовой фазе”

1. Рассчитать тепловые эффекты $\Delta_r H^\circ(298)$ и $\Delta_r U^\circ(298)$ для химической реакции:



2. Записать реакцию, тепловой эффект которой равен стандартной теплоте образования вещества A_2 .

3. Используя температурные зависимости теплоемкостей веществ, вычислить тепловые эффекты реакции (1) в интервале температур T_1 – T_2 (не менее 6 значений) при давлении в системе $1,0133 \times 10^5$ Па.

4. Рассчитать $\Delta_r C_p^\circ(T)$ при температуре T_3 . Построить график зависимости теплового эффекта реакции (1) от температуры на основании результатов расчета по пункту 3 и определить $\Delta_r C_p^\circ(T_3)$ графически. Проанализировать полученные результаты.

5. Определить $\Delta_r G^\circ(298)$, $\Delta_r S^\circ(298)$ и K° при температуре 298 К. Указать направление протекания реакции при стандартных условиях, пояснить знак $\Delta_r S^\circ(298)$. Рассчитать абсолютное значение энтропии вещества A_2 при температуре T_3 .

6. Рассчитать стандартную константу равновесия реакции (1) в интервале температур T_1 – T_2 (не менее 6 значений) с использованием метода Темкина-Шварцмана.

7. На основании расчетных данных пункта 6 построить графические зависимости в координатах $\ln K^\circ = f(T)$ и $\ln K^\circ = f(1/T)$. Дать анализ полученных зависимостей. Определить графически $\Delta_r H^\circ(T_3)$ и сравнить с результатами расчета из пункта 3.

8. Рассчитать константы равновесия K_x , K_p , и K_c реакции (1) при температуре T_3 и давлении в системе $1,0133 \times 10^5$ Па.

9. Вычислить равновесный состав реакционной смеси (в мольных долях), выход продукта реакции и степень превращения вещества A_1 при температуре T_3 и давлении P в системе, если исходные вещества A_1 и A_2 были смешаны в стехиометрическом соотношении.

10. Объяснить, как повлияет увеличение температуры и давления в системе на величины K° , K_x , K_p , и K_c , на равновесный состав реакционной смеси, выход продукта реакции и степень превращения вещества A_1 . Примените для объяснения результаты расчетов по пунктам 3, 4 и 7.

11. Определить при температуре T_1 направление протекания реакции (1), если смешаны ν_1 молей вещества A_1 , ν_2 молей вещества A_2 , ν_3 молей вещества A_3 и ν_4 молей вещества A_4 . Общее давление в системе $\tilde{P}=1$.

Для выполнения описанных пунктов задания предлагается некоторая химическая реакция (необходимо уравнять) и условия:

Реакция	Условия
$\text{CH}_4 + 2\text{CO} = \text{HCOOH} + \text{C}_2\text{H}_2$	$\tilde{P} = 1000$ $T_1 = 2500 \text{ K}$
	$T_2 = 3000 \text{ K}$ $T_3 = 2850 \text{ K}$

тема: "Равновесие в гетерогенных системах"

1. Построить диаграмму кипения бинарной системы на основании предложенных данных по температурам кипения систем различного состава и соответствующих каждой из этих систем составов паровой фазы. Провести фазовый анализ диаграммы, для различных точек диаграммы определить вариантность системы, состав системы, с использованием правила рычага количество равновесных фаз и составы равновесных фаз, содержание каждого из компонентов в равновесных фазах при указанных составе системы и температуре, провести расчет с изменением состава системы.
2. Построить диаграмму плавления бинарной системы на основании предложенных данных по температурам начала кристаллизации систем различного состава. Провести фазовый анализ диаграммы, для различных точек диаграммы определить вариантность системы, состав системы, с использованием правила рычага количество равновесных фаз и составы равновесных фаз, характер и формулу образующихся химических соединений, построить характерные кривые охлаждения для данной диаграммы состояния.

тема: "Термодинамика электрохимических цепей"

1. Провести расчет термодинамических характеристик химического процесса, протекающего в гальваническом элементе, с использованием известной зависимости электродвижущей силы гальванического элемента от температуры.
2. Провести расчет электродвижущей силы гальванического элемента при заданных концентрациях растворов электролитов с учетом неидеальности растворов, произведения растворимости заданного трудно-растворимого соединения по известному значению электродвижущей силы концентрационной цепи.

тема: "Молекулярная спектроскопия"

1. Расчет поляризации и рефракции вещества, дипольного момента молекулы по известной зависимости поляризации вещества от температуры.
2. Расчет вращательной постоянной и энергии вращательного движения молекулы по известным константам двухатомной молекулы. Расчет момента

инерции и межъядерного расстояния двухатомной молекулы при наличии вращательного спектра этого вещества.

3. Расчет энергии колебательного движения двухатомной молекулы как ангармонического осциллятора по известным константам молекулы. Расчет собственной частоты колебаний, ангармоничности, максимального колебательного квантового числа и энергии диссоциации двухатомной молекулы при наличии колебательно-вращательного спектра.

тема: "Химическая кинетика и катализ"

1. Определение кинетических параметров некоторой химической реакции при наличии кинетической зависимости процесса. Расчет скорости реакции при различных температурах.
2. Составление системы дифференциальных уравнений для некоторой сложной реакции, использование метода квазистационарных концентраций для описания кинетики сложной реакции.

Варианты расчетных заданий могут быть составлены преподавателем либо взяты из учебно-методической литературы дисциплины.

Примеры оценочных средств для промежуточной аттестации студентов по разделам дисциплины

Текущий контроль знаний студентов проводится с использованием закрытого тестирования. Тестовые задания составлены для каждого раздела дисциплины и включают 15 вариантов по 10 заданий в каждом.

I закон термодинамики и его приложения

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. $C_2H_6S + 3,5O_2 = 2CO_2 + 3H_2O_{(ж)} + 0,5S_2$.
- Г. $C_2H_6S + 4,5O_2 = 2CO_2 + 3H_2O_{(ж)} + SO_2$.

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

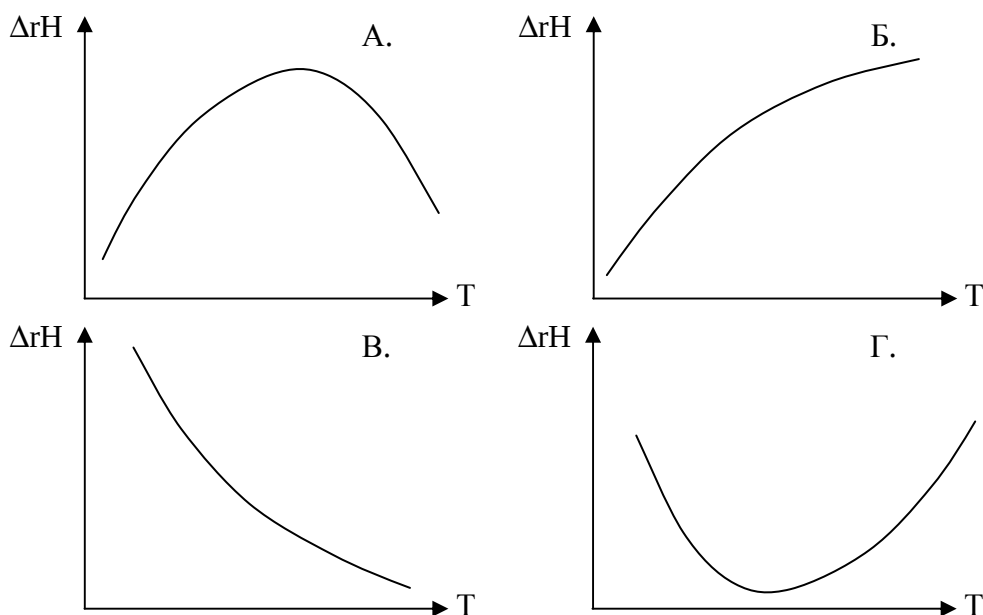
- А. $C_6H_{6(ж)} = C_6H_{6(г)}$.
- Б. $CaO_{(т)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(т)}$.
- В. $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$.
- Г. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$.

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

- | | |
|------------------------------|---------------------------|
| 1. $Cu_{(т)} + 0,5O_2 = CuO$ | 2. $Cu_{(т)} + O = CuO$. |
| 3. $S_{ромб} + O_2 = SO_2$ | 4. $S_{ромб} + 2O = SO_2$ |
| 5. $O_2 = 2O$ | 6. $SO_2 + O = SO_3$ |
| 7. $SO_2 + 0,5O_2 = SO_3$ | 8. $CuO + SO_3 = CuSO_4$ |

- А. Первого, второго, четвёртого, пятого.
- Б. Первого, четвёртого, шестого, восьмого.
- В. Первого, третьего, седьмого, восьмого.
- Г. Второго, третьего, шестого, восьмого.

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



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

А. $T = 0$ К.

Б. $T = 498$ К.

В. $T = 1000$ К.

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 $T=600$ К, если известны следующие справочные данные:

Вещество	$\Delta_f H^0(0)$ кДж/моль	$[H^0(600) - H^0(0)]$ 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. $\Delta_r C_p = -4,63 + 7,95 \cdot 10^{-3} \cdot T - 6,16 \cdot 10^{-6} \cdot T^2$.

II и III законы термодинамики и их приложения. Химическое равновесие

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

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)?

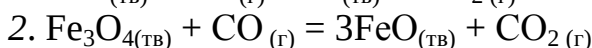
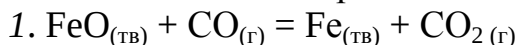
А. $K_1^0 = K_2^0$.

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:



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 $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 2 \text{H}_{2(\text{г})}$?

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

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

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

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

Равновесие в гетерогенных системах

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.

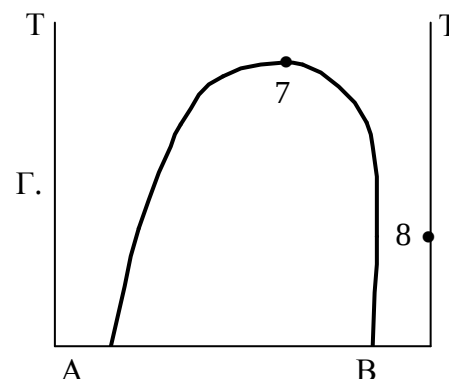
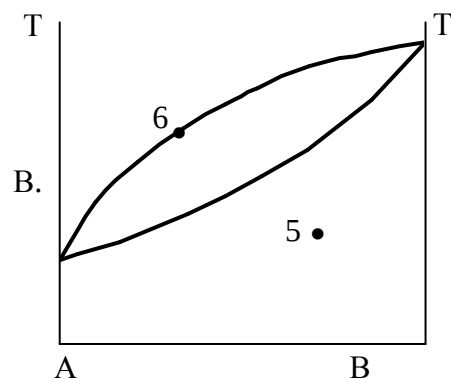
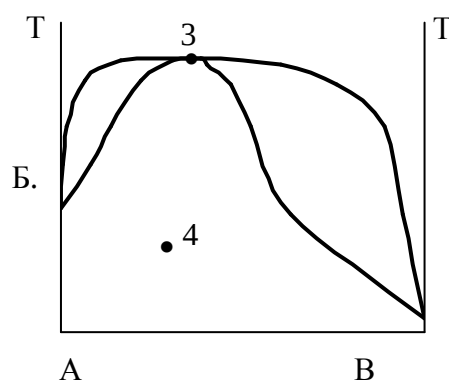
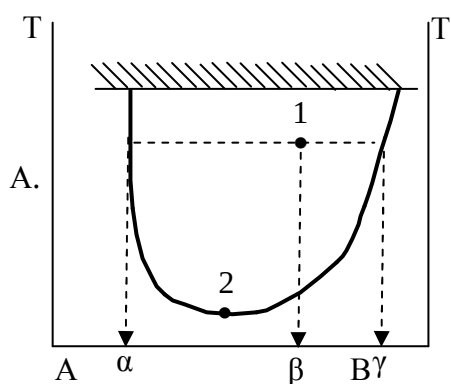
В. Изменение потенциальной энергии $\Delta U < 0$, закон Рауля не выполняется, суммарный объем системы изменяется.

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?



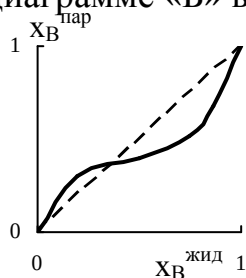
4. Каким будет состав фаз в системе, обозначенной точкой 1 в задании №3 на диаграмме «А»? Какой фазы больше в указанной системе?

- 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 .

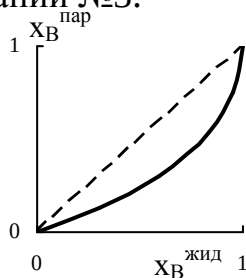
5. Какие системы, состояние которых характеризуется на диаграммах в задании №3 цифрами, являются инвариантными?

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

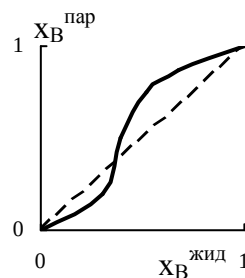
6. Выберите график зависимости «состав пара–состав жидкости», отвечающий диаграмме «Б» в задании №3.



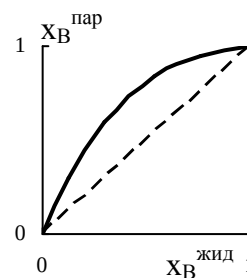
А.



Б.



В.



Г.

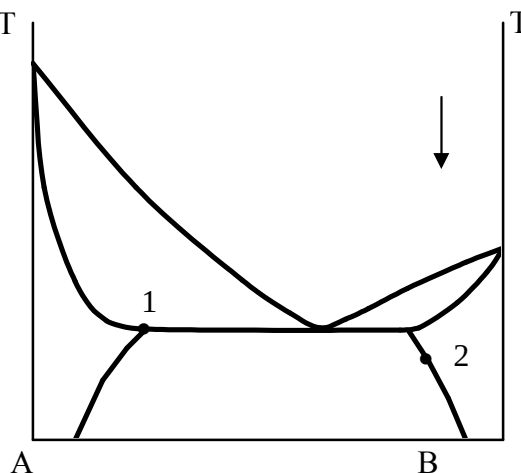
7. Какое из представленных названий полностью описывает данную диаграмму?

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.



А

В

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

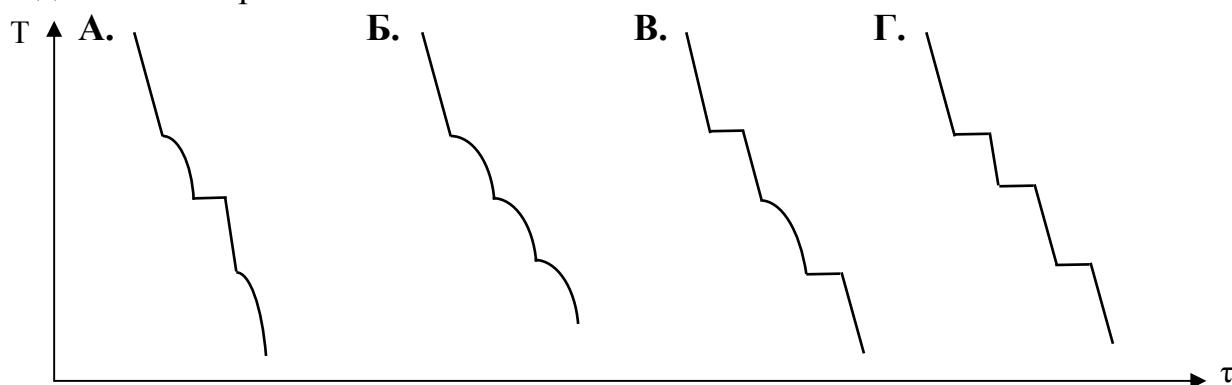
А. Точка 1 – кристаллы вещества А, кристаллы вещества В, расплав А и В; точка 2 – кристаллы вещества В, расплав А и В.

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.

Термодинамика электрохимических цепей

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 $a_{\pm}$ не хватает данных.

5. Какой из указанных растворов может быть использован для уменьшения диффузионного потенциала в электрохимической цепи при измерении величины $\text{PPCd}(\text{OH})_2$?

- 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 $E = a + \epsilon T$. По каким уравнениям в этом случае можно рассчитать величины $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$ и $\Delta_r H^0$?

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

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

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

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

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

- А. – $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+ || \text{KCl}_{\text{нас.}} | \text{Ag}^+$.
 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. – $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+ || \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{Pt}^+$.

Молекулярная спектроскопия

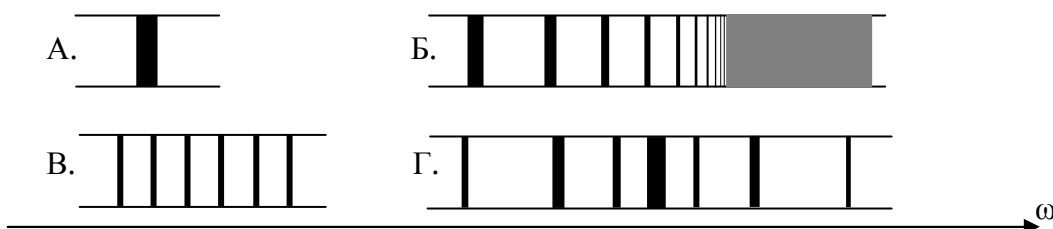
1. Чем определяется интенсивность линий и полос в спектрах поглощения?

- А. Энергией поглощаемого кванта.
 Б. Различием в энергиях уровней, между которыми совершается переход.
 В. Числом молекул, совершаемых данным переход.
 Г. Окраской вещества.

2. 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. $I_{\text{HCl}} < I_{\text{HI}}$.

3. Выберите схематичное изображение вращательного спектра двухатомной молекулы.



4. 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. $E_{\text{кол}} = \frac{1}{4}hc\omega_e x_e$.

5. 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} .

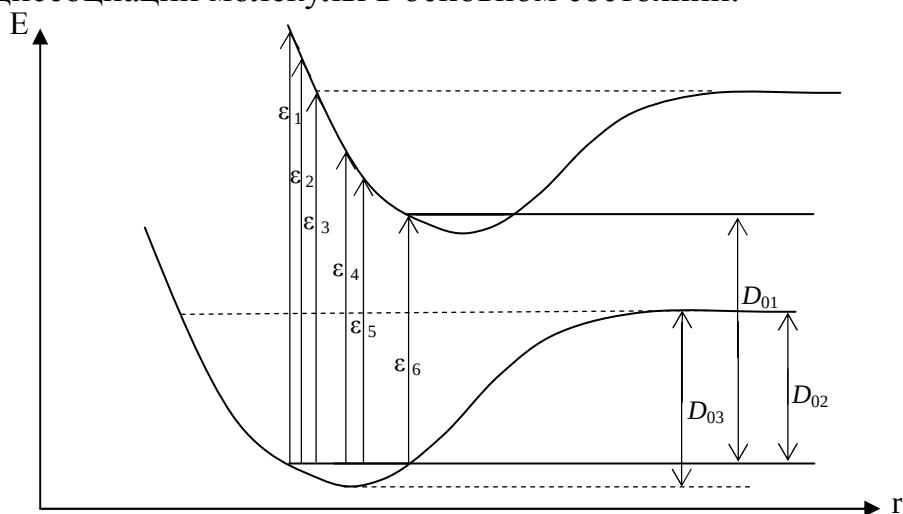
Б. 1741828 м^{-1} .

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) ϵ_1, ϵ_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.

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. $\text{Концентрация}^{-2} \cdot \text{время}^{-1}$.

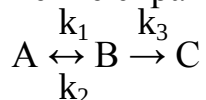
4. Как изменится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если давление монооксида углерода уменьшить в два раза, а давление кислорода увеличить в восемь раз?

- 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 будет изменяться скорость реакции при увеличении температуры от 298 до 338 К, если температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 2?

- 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.

Вопросы к экзамену по "Физической химии" (I семестр)

1. Основные положения и 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. Понятие пробега реакции. Тепловой эффект химической реакции. Связь тепловых эффектов при постоянном давлении и постоянном объеме. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса и расчет тепловых эффектов химических реакций.
4. Закон Гесса. Термодинамические циклы.
5. Теплоемкость веществ. Зависимость теплоемкости веществ от температуры. Связь средней и истинной теплоемкостей.
6. Методы расчета тепловых эффектов при температурах, отличных от 298 К: по средним теплоемкостям, по температурным рядам теплоемкостей и по высокотемпературным составляющим энтальпии.
7. Закон Кирхгофа. Его вывод и анализ. Расчет изменения теплоемкости в химической реакции.
8. Второй закон термодинамики и его формулировки. Энтропия и ее статистическое толкование.
9. Расчет изменения энтропии в различных процессах: при фазовых переходах, при нагревании 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. III закон термодинамики. Постулат Планка. Расчет абсолютного значения энтропии.
12. Энтропия как критерий равновесия и направленности процессов в изолированных системах.
13. Признаки равновесия. Термодинамические потенциалы как критерии направленности и равновесия процессов в закрытых системах с постоянным составом.
14. Критерии направленности процессов в закрытых системах.
15. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Их содержание, анализ и практическая значимость. Уравнение Темкина-Шварцмана.
16. Химический потенциал. Термодинамика идеальных растворов.
17. Критерии направленности протекания процесса и равновесия в системе с переменным составом.
18. Условия химического равновесия. Термодинамическое обоснование закона действующих масс. Стандартная константа равновесия для газофазных реакций.
19. Практические константы равновесия: K_C , K_P , K_X , их связь со стандартной константой K° .

20. Влияние давления на химическое равновесие.
21. Уравнение изотермы химической реакции. Его вывод и анализ. Влияние состава исходной смеси на химическое равновесие.
22. Уравнение нормального сродства. Его практическая значимость.
23. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции (вывод и анализ).
24. Приближенное интегрирование уравнения изобары. Расчет теплового эффекта реакции по температурной зависимости константы равновесия.
25. Расчет константы равновесия по методу Темкина-Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса.
26. Расчет равновесной степени превращения и равновесного состава для стехиометрических и нестехиометрических смесей.
27. Принцип Ле-Шателье. Влияние различных факторов на смещение равновесия.
28. Химическое равновесие в реальных растворах. Понятия фугитивности, активности, коэффициента активности. Системы стандартных состояний.
29. Гомогенные и гетерогенные системы. Понятия: фаза, составляющие вещества системы, компонент, степень свободы (вариантность). Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса.
30. Равновесие в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона–Клаузиуса и его анализ. Его применение к процессу плавления.
31. Растворы и их классификация. Сольватация. Теплоты растворения и разбавления, методы определения.
32. Равновесие жидкость–пар в идеальных и неидеальных двухкомпонентных системах. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля и их причины.
33. Диаграммы кипения идеальных и неидеальных двухкомпонентных систем.
34. 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 Гиббса–Коновалова.
35. Зависимости: $P=f(\text{состав})$, $T=f(\text{состав})$ и $(\text{состав пара})=f(\text{состав жидкости})$ для неидеальных растворов с положительным и отрицательным отклонениями от закона Рауля. Анализ диаграмм кипения неидеальных растворов с положительным отклонением и отрицательным отклонением от закона Рауля. Второй закон Гиббса–Коновалова.
36. Теоретические основы ректификации бинарных жидких смесей.
37. Равновесие жидкость–жидкость. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы фенол–вода.
38. Равновесие кристаллы–жидкий раствор в двухкомпонентных системах. Уравнение Шредера в дифференциальной и интегральной формах. Его анализ.
39. Анализ диаграмм состояния гетерогенных систем. Принцип непрерывности и принцип геометрического соответствия. Правило соединительной прямой, правило рычага.
40. Применение термического метода анализа для изучения равновесия кристаллы–расплав.

41. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом без образования химических соединений.
42. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом состоянии с образованием устойчивого химического соединения.
43. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в жидком состоянии и нерастворимостью в твердом состоянии с образованием неустойчивого химического соединения.
44. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с образованием твердых растворов с неограниченной растворимостью в жидком и твердом состояниях.
45. Анализ диаграмм плавления двухкомпонентной системы с образованием твердых растворов с неограниченной растворимостью в жидком и с ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
46. Основные понятия электрохимии: проводники I и II рода, электролиты, электроды, гальванические элементы.
47. Растворы электролитов. Средние ионные активности, коэффициенты активности моляльность. Их взаимосвязь. Ионная сила растворов.
48. Основы теории растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Пределный закон Дебая. Уравнение Дэвис.
49. Возникновение скачка потенциала на границе металл/раствор электролита.
50. Электродный потенциал. Водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста для электродов. Классификация обратимых электродов.
51. Электроды первого рода: металлические, металлоидные, амальгамные, газовые (водородный электрод). Уравнение Нернста для электродов I рода.
52. Электроды второго рода. Уравнение Нернста для электродов II рода. Электроды сравнения. Их практическое применение.
53. Электродвижущая сила гальванического элемента. Уравнение Нернста.
54. Электрохимические цепи (гальванические элементы), их классификация.
55. Термодинамика обратимых электрохимических систем. Расчет теплового эффекта по температурной зависимости электродвижущей силы гальванического элемента.
56. Концентрационные цепи. Определение с их помощью произведения растворимости труднорастворимой соли.
57. Применение теории электрохимических систем к изучению равновесия в растворах электролитов.
58. Потенциометрия как физико–химический метод исследования и контроля технологических процессов.
 - Определение стандартных потенциалов и констант равновесия электродных реакций;
 - Определение средних ионных коэффициентов активности электролитов в растворах;
 - Определение термодинамических характеристик химических реакций;
 - Определение pH растворов (водородный, стеклянный, хингидронный электроды).

Вопросы к экзамену по "Физической химии" (II семестр)

1. Материя: вещество и поле.
2. Электрические свойства молекул.
3. Молекулярные спектры испускания, поглощения и комбинационного рассеяния.
4. Вращательный спектр двухатомной молекулы.
5. Колебательно-вращательный спектр двухатомной молекулы: модель гармонического осциллятора.
6. Колебательно-вращательный спектр двухатомной молекулы: модель ангармонического осциллятора.
7. Вращательная структура колебательно-вращательного спектра.
8. Электронные спектры. Определение энергии диссоциации двухатомной молекулы.
9. Спектроскопия комбинационного рассеяния.
10. Резонансная спектроскопия. Спектроскопия ЭПР.
11. Резонансная спектроскопия. Спектроскопия ЯМР.
12. Колебательный спектр и строение многоатомной молекулы.
13. Основные понятия и определения кинетики. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
14. Классификация химических реакций.
15. Кинетический закон действующих масс. Принцип независимости протекания реакций.
16. Кинетика химических реакций в открытых системах.
17. Односторонние реакции n -го порядка.
18. Методы определения порядка реакции.
19. Сложные реакции. Понятие о лимитирующей стадии процесса и механизме реакции.
20. Кинетика двусторонних реакций первого порядка.
21. Кинетика параллельных реакций первого порядка.
22. Кинетика односторонних последовательных реакций первого порядка.
23. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна, границы его применимости.
24. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
25. Элементарный химический акт. Теория активных соударений химических реакций.
26. Элементарный химический акт. Теория активированного комплекса химических реакций.
27. Особенности кинетики гомогенных реакций в растворах. Влияние среды на константу скорости реакции.
28. Кинетика ионных реакций в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Первичный и вторичный солевые эффекты.
29. Особенности каталитических процессов и их виды.
30. Энергия активации каталитического процесса.
31. Гомогенно-каталитические реакции. Кислотно-основной катализ.
32. Гетерогенно-каталитические реакции. Стадии гетерогенных процессов.
33. Адсорбционный механизм Лэнгмюра-Хиншельвуда.

34. Ударный механизм Ридила-Или.

35. Макрокинетика гетерогенно-каталитических процессов.

Пример экзаменационного билета

**Министерство образования и науки
Российской Федерации**
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«ИВАНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ХИМИКО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра
физической и коллоидной химии
Дисциплина: физическая химия
Дневное отделение

Билет № 4

Вопросы:

1. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики, его формулировки. Энтальпия. Частные случаи первого закона термодинамики для идеального газа: изотермический, изобарный, изохорный, адиабатический процессы.
2. Теоретические основы ректификации бинарных жидких смесей.
3. Задача из раздела " Термодинамика электрохимических цепей "

Экзаменатор _____ /доц. Шаронов Н.Ю./

Зав. кафедрой _____ /проф. Улитин М.В./

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению 240100 Химическая технология и профилю подготовки Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов.

Автор (ы) _____ (Шаронов Н.Ю.)

_____ (Немцева М.П.)

Заведующий кафедрой _____ физической и коллоидной химии

_____ (Улитин М.В.)

Рецензент (ы) заведующий кафедрой Общей и физической химии Ярославского государственного технического университета д.х.н., проф.

_____ (Абрамов И.Г.)

Программа одобрена на заседании учебно-методического совета факультета Неорганической химии и технологии ИГХТУ № _____ от " ____ " _____ 201__ г.

_____ 33

РЕЦЕНЗИЯ НА РАБОЧУЮ УЧЕБНУЮ ПРОГРАММУ

Дисциплины: «Физическая химия»

Направление подготовки: 240100 Химическая технология

Профиль подготовки: «Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов»

Соответствие логической и содержательно-методической взаимосвязи данной дисциплины с другими частями ООП	Соответствует
Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (указать конкретно номера компетенций)	ПК-3, ПК-21, ПК-23
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)	Электронная презентация курса лекций; диалоговая форма ведения лекций, коллективная работа на лабораторных и практических занятиях, экспресс-тестирование.
Учебно-методическое и информационное обеспечение	Соответствует
Материально-техническое обеспечение данной дисциплины	Соответствует

Дополнения:

ЗАКЛЮЧЕНИЕ: Рабочая учебная программа _____ соответствует
(соответствует, не соответствует, требует доработки)

направлению 240100 «Химическая технология», профилю «Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов».

Рецензент: д.х.н., проф. Абрамов И.Г., зав. каф. Общей и физической химии Ярославского
(Ф.И.О., должность, место работы)

государственного технического университета

(подпись)

