

**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**



И подтверждаю: проректор по УР

В.В. Рыбкин

201\_ г.

**Рабочая учебная программа дисциплины**

**Физическая и коллоидная химия**

Направление подготовки **221700 Стандартизация и метрология**  
Профиль подготовки **Метрология, стандартизация и сертификация**

Квалификация (степень) **Бакалавр**

Форма обучения **очная**

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 и коллоидная химия Метрология, стандартизация и сертификация

Дополнения и изменения в рабочей программе на 2012/2013уч.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. Фридрихсберг Д. А. Курс коллоидной химии. – 4-е изд., испр. и доп. – СПб.: Лань, 2010. – 416 с.
2. Физическая и коллоидная химия. Курс лекций: электр. учебное пособие / сост.: А.А. Федорова, О.В. Лефедова; под ред. М.В. Улитина; ФГБОУВПО Иван.гос.хим.-технол.ун-т. - Иваново, 2012. - 203 с.

В список дополнительной литературы перенесены из списка основной литературы источники

1. Физическая химия. Учебник под ред. Краснова К.С. Т. I, II. - М. : ВШ. -2001.
2. Краткий справочник физико-химических величин. Под ред. Равделя А.А., Пономаревой Л.М. - СПб. : Иван Федоров. - 2003. – 238с.
3. И.В. Кудряшов, Г.С. Каретников. Сборник примеров и задач по физической химии. - М. : ВШ. -1991. - 527с.
4. Практикум по физической химии. Под ред.Буданова В.В., Воробьева Н.К.- М. : Химия. - 1986. – 352с.

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

Изменения внес Федорова Федорова А.А.

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

Заведующий кафедрой Лефедова Лефедова О.В.



## РЕЦЕНЗИЯ НА РАБОЧУЮ УЧЕБНУЮ ПРОГРАММУ

Дисциплины: Физическая и коллоидная химия

Направление подготовки: 221700 Стандартизация и метрология

Профиль подготовки: Метрология, стандартизация и сертификация

Соответствие логической и содержательно-методической взаимосвязи данной дисциплины с другими частями ООП	Соответствует
Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (указать конкретно номера компетенций)	ОК-10, ПК-1, ПК-2, ПК-5
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 221700 «Стандартизация и метрология», профилю «Метрология, стандартизация и сертификация».

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)



М.П.

### 1. Цели и задачи дисциплины:

1. Изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих направленность химических процессов, скорость их протекания, влияние на них различных факторов.
2. Установление связи между строением вещества и его реакционной способностью.
3. Формирование навыков применения законов теоретической химии к решению практических вопросов химической технологии.

### 2. Место дисциплины в структуре ООП: Математический и естественнонаучный цикл.

Требования к входным знаниям, умениям и компетенциям:

Для изучения дисциплины студент должен:

**знать:**

- Основные законы общей химии. Основные физические величины и константы, их определение и единицы измерения.
- Основы высшей математики, в частности, аналитическую геометрию и линейную алгебру; последовательности и ряды, дифференциальное и интегральное исчисления, дифференциальные уравнения и численные методы, теорию вероятностей и математическую статистику.
- Химию элементов и органическую химию.

**Уметь:** применять вероятностный и статистический подход к оценке точности измерений, применять математический аппарат для теоретических расчетов физико-химических величин.

**Владеть:** численными методами решения дифференциальных и алгебраических уравнений, методами аналитической геометрии, теорий вероятности и математической статистики.

Дисциплина является предшествующей для следующих дисциплин программ бакалавриата:

- Физико-химические основы нанотехнологий;
- Аналитическая химия и ФХМА;
- Физико-химические методы анализа - 2;
- Основы технологии производства.

### 3. Требования к результатам освоения дисциплины:

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

– Владеть культурой мышления, знание его общих законов, способность в устной и письменной речи логически правильно оформить его результаты (ОК - 3).

Способности применять знание процессов и явлений, происходящих в живой и неживой природе, понимание возможности современных научных методов познания природы и владения ими на уровне, необходимо для решения задач, имеющих естественнонаучное содержание и возникающих при выполнении профессиональных функций (ОК-12).

Способность применять математический аппарат, необходимый для осуществления профессиональной деятельности (ОК - 15)

В результате изучения дисциплины студент должен:

**Знать:** основные законы физической и коллоидной химии, теории количественного описания химических процессов, иметь представление о современных проблемах физической и коллоидной химии и способах их решения.

**Уметь:** использовать общие законы физической и коллоидной химии для решения конкретных задач, проводить теоретические расчеты термодинамических параметров процесса и расчеты скоростей химических реакций, владеть подходами к

теоретическому подбору оптимальных условий протекания реакции.

**Владеть:** 1) современными методами физико-химических исследований и обработки экспериментальных данных; 2) навыками теоретического обобщения наблюдаемых закономерностей и анализа факторов, влияющих на изучаемую физико-химическую и дисперсную систему.

#### 4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных единиц.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры			
		4			
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	85	85			
В том числе:	-	-	-	-	-
Лекции	34	34			
Практические занятия (ПЗ)	-	-	-	-	-
Семинары (С)	-	-			
Лабораторные работы (ЛР)	51	51			
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>	131	131			
В том числе:	-	-	-	-	-
Курсовой проект (работа)	-	-			
Расчетно-графические работы	-	-			
Реферат	-	-			
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	131	131			
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)	8	8			
Общая трудоемкость	час	216	216		
	зач. ед.	6	6		

#### 5. Содержание дисциплины

##### 5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1.	<b>Общие положения химической термодинамики</b>	1. Основные положения и понятия химической термодинамики. Первый закон термодинамики, его приложение к химическим реакциям. Понятие теплового эффекта химической реакции. Закон Гесса. Термодинамические циклы. Теплоемкость. Уравнение Кирхгоффа, его анализ. Методы расчета тепловых эффектов по температурным рядам теплоемкостей и

		<p>высокотемпературным составляющим энтальпий.</p> <p>2. Второй закон термодинамики. Энтропия, статистическое толкование. Постулат Планка, абсолютные значения энтропии. Расчет изменения энтропии в различных процессах.</p> <p>3. Объединенное выражение I и II законов термодинамики. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процесса в закрытых системах. Общая характеристика растворов. Общие понятия о теории парциальных мольных величин. Химический потенциал. Условия химического равновесия. Термодинамическое обоснование закона действующих масс.</p> <p>4. 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 по значениям приведенной энергии Гиббса. Расчет состава равновесной смеси.</p>
2.	<b>Термодинамика растворов и фазовых превращений</b>	<p>5. Основы теории расчетов химических равновесий в реальных растворах. Понятия фугитивности и активности. Системы стандартных состояний.</p> <p>6. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Равновесие в однокомпонентных системах.</p> <p>6. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его анализ. Давление насыщенного пара. Диаграмма состояния воды. Двухкомпонентные системы. Равновесие жидкость-пар в идеальных и неидеальных системах. Закон Рауля.</p>
3.	<b>Термодинамика гальванических элементов</b>	<p>7. Причины отклонения от закона Рауля. Диаграммы кипения идеальных и неидеальных двухкомпонентных систем. Теоретические основы процесса ректификации.</p> <p>8. Растворы электролитов. Средние ионные активности и коэффициенты активности. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор.</p> <p>9. Термодинамика обратимых электрохимических систем. Уравнение Нернста. Классификация обратимых электродов. Электрохимические цепи, их классификация</p>
4.	<b>Спектроскопия</b>	<p>10. Происхождение молекулярных спектров. Вероятность энергетических переходов, правила отбора. Краткие сведения о технике эксперимента. Элементы теории молекулярных спектров поглощения.</p> <p>11. Вращательные, колебательные, электронные спектры двухатомных молекул. Спектры КР. Применение спектроскопии для определения молекулярных постоянных и идентификации веществ.</p>

5.	<b>Кинетика и катализ</b>	<p>12. Химическая кинетика, основные понятия и определения. Факторы, оказывающие влияние на скорость химических реакций. Классификация химических реакций. Кинетический закон действующих масс. Принцип независимости. Реакции 0-го, 1-го, 2-го, n-го порядков. Методы определения порядка реакции.</p> <p>13. Основы теории кинетики сложных реакций</p> <p>14. Элементарный химический акт. Переходное состояние. Основы теорий активных столкновений и абсолютных скоростей химических реакций. Влияние температуры, среды и катализатора на скорость реакции. Особенности протекания каталитических процессов. Общие представления о Гомогенно– и гетерогенно–каталитических реакциях.</p>
6.	<b>Поверхностные явления. Адсорбция</b>	<p>15. Коллоидная химия как наука о поверхностных явлениях и дисперсных системах. Основные понятия. Классификация дисперсных систем и поверхностных явлений. Поверхностная энергия. Адсорбция. Основные понятия. Адсорбционное уравнение Гиббса. Теплоты адсорбции. Природа адсорбционных сил.</p> <p>Адсорбция на границе раздела твердое тело-газ. Адсорбенты, их классификация. Теория мономолекулярной адсорбции Лэнгмюра. Основы теории полимолекулярной адсорбции. Теория БЭТ. Теория капиллярной конденсации. Особенности адсорбции в микропорах. Основы теории Поляни.</p> <p>16. Адсорбция на границе раздела жидкость-газ. Обменная молекулярная адсорбция из растворов, ее особенности. Уравнение изотермы. Правило Траубе.</p>
7.	<b>Физико-химические свойства, Методы получения, устойчивость и коагуляция Дисперсных систем.</b>	<p>17. Дисперсные системы. Методы получения и стабилизации. Основные представители : золи, суспензии, пены, эмульсии, пасты. Двойной электрический слой. Механизмы образования, строения. Теория Штерна. Изменение потенциала в ДЭС. Строение и формула мицеллы лиофобного золя. Индифферентные и неиндифферентные электролиты, влияние на распределение потенциала в ДЭС. Перезарядки.</p> <p>18. Электрокинетические явления. Их природа, использование. Электрокинетический потенциал. Коагуляция. Основные закономерности коагуляции дисперсных систем.</p>

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

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ № разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин						
		1	2	3	4	5	6	7
1.	Физико-химические основы нанотехнологий	+					+	+
2.	Аналитическая химия и ФХМА	+	+		+			
3.	Физико-химические методы анализа -2	+	+		+			
4.	Основы технологии производства	+	+	+		+	+	+

**5.3. Разделы дисциплин и виды занятий**

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	Семина	СРС	Всего час.
1.	Общие положения химической термодинамики..	10	-	18	-	40	68
2.	Термодинамика растворов и фазовых превращений	4	-	6	-	20	30
3.	Термодинамика гальванических элементов.	2	-	3	-	10	15
4.	Спектроскопия.	2	-	6	-	10	18
5.	Кинетика и катализ.	8	-	9	-	31	48
6.	Поверхностные явления. Адсорбция.	6	-	6	-	10	22
7.	Физико-химические свойства, Методы получения, устойчивость и коагуляция дисперсных систем.	2	-	3	-	10	15

**6. Лабораторный практикум**

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость (час.)
1.	1	<u>1. Определение тепловых эффектов химических процессов:</u> Определение теплоты растворения хорошо растворимой соли.	3
		<u>2. Химическое равновесие:</u> Определение константы равновесия реакции дегидрирования 2–пропанола	3
2.	2.	<u>3. Физико-химические свойства растворов. Фазовые равновесия:</u> 3.1. Построение и анализ диаграмм кипения для бинарных систем.	3

		3.2. Построение и анализ диаграмм плавкости двухкомпонентных систем.	
3.	3.	4. <u>Физико-химические свойства растворов электролитов:</u> 4.1. Измерение ЭДС гальванических элементов. 4.2. Определение потенциала отдельного электрода. 4.3. Потенциометрическое определение произведения растворимости труднорастворимого соединения. 4.4 Потенциометрическое определение pH раствора с хингидронным и стеклянным электродами.	3
4.	4.	5. Расчет собственных частот колебаний, теплоемкости и энергии нулевых колебаний по данным КР-спектров газообразных молекул.	3
5.	5.	6. <u>Кинетика и катализ:</u> 6.1 Изучение скорости реакции разложения мурексида а) в присутствии слабой и сильной кислот. б) в кислой среде при нескольких температурах. 6.2. Определение порядка реакции и среднего значения константы скорости химической реакции. 7. Кинетика разложения пероксида водорода	2 2 2
6.	6,7	8. <u>Теория адсорбции и свойства дисперсных систем.</u> 8.1. Исследование адсорбции ПАВ на границе раздела раствор-газ. 8.2. Устойчивость и коагуляция лиофобных дисперсных систем (золей)	3 4

**Тематика лабораторно - практических занятий в рамках трудоемкости лабораторного практикума по соответствующим разделам.**

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика лабораторно-практических занятий	Трудоемкость (час.)
1.	1	Химическая термодинамика. I закон термодинамики, расчет тепловых эффектов	6
2.	1	Химическая термодинамика. II закон термодинамики, химическое равновесие	6
3.	2	Гетерогенное равновесие	3
4.	3	Термодинамика гальванических элементов	3
5.	4	Колебательные, вращательные, электронные спектры молекул	3
6.	5	Химическая кинетика: кинетика простых реакций	1.5
7.	5	Химическая кинетика: кинетика сложных реакции	1.5

**7. Практические занятия (семинары)** Не предусмотрены учебным планом

**8. Примерная тематика расчетных заданий** «Термодинамика химических реакций. Химическое равновесие», «Фазовое равновесие в системах: жидкость-жидкость и жидкость-пар», «Кинетика химических реакций», «Исследование адсорбции на границе раздела фаз твердое тело-газ»

**9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:**



#### **10. Материально-техническое обеспечение дисциплины:**

Измеритель сопротивления растворов Р 5030; Вольтметр цифровой Щ-304-1, Щ-300; Лабораторный фотометр ЛМФ-72М; Фотометр концентрационный КФК-2; Ионметр ЭВ-74; Стекланный, Хингидронный, Хлорсеребряный электроды; Термостаты; Оригинальная установка для "Изучения взаимной растворимости жидкостей в двухкомпонентной системе (фенол-вода)"; Универсальный монохроматор УМ-2; Ртутная лампа; Неоновая лампа; Рефрактометр 2шт. ; Установка "для изучения фазового равновесия пар-жидкость"; Оригинальная "установка для определения константы дегидрирования спиртов"; Оригинальная установка для "Измерения поверхностного натяжения границы раздела фаз жидкость/газ по методу Ребиндера"; Оригинальная установка для определения электрокинетического потенциала лиофобного золя методом движущейся границы".

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

**Чтение лекций** по данной дисциплине проводится в традиционной форме. Поскольку лекции читаются потоку студентов численностью 40-42 человека, то возможна проработка отдельных разделов с использованием мультимедийных презентаций или раздаточного материала, для более полного представления информации и увеличения объема излагаемого материала.

**При проведении лабораторно-практических занятий** преподавателю рекомендуется не менее 50% времени отводить на самостоятельное решение задач. Практические занятия целесообразно строить следующим образом:

1. Постановка целей занятия. Формулировка основные вопросов, которые должны быть рассмотрены.
2. Краткий опрос с целью определения готовности студента к лабораторно-практическому занятию (тестовые задания закрытой формы в течение 5- 10 минут).
3. Решение нескольких типовых задач у доски с проработкой основных теоретических положений темы.
4. Самостоятельное решение задач.
5. Разбор типовых ошибок при решении.

Для проведения занятий должен быть сформирован большой банк заданий и задач для самостоятельного решения. Задания могут быть дифференцированы по степени сложности. В зависимости от раздела дисциплины и способностей конкретного студента можно использовать два пути:

1. Давать определенное количество задач для самостоятельного решения, равных по трудности, а оценку ставить за количество решенных за определенное время задач.
2. Выдавать задания с задачами разной сложности и оценку выставлять исходя из степени сложности.

По результатам самостоятельного решения задач по каждому занятию рекомендуется выставлять оценку.

По материалам модуля или раздела целесообразно выдавать студенту домашнее задание и на последнем практическом занятии по разделу или модулю подвести итоги его изучения (провести коллоквиум или контрольную работу в целом по модулю), обсудить оценки каждого студента, выдать дополнительные задания тем студентам, которые хотят повысить оценку за текущую работу.

**При проведении лабораторного практикума** необходимо создать условия для максимально самостоятельного выполнения лабораторных работ. Поэтому при проведении лабораторного занятия рекомендуется придерживаться следующего плана:

1. Экспресс-опрос (в традиционной письменной или тестовой форме) по теоретическому материалу, необходимому для выполнения работы (с оценкой).
2. Проверка плана выполнения лабораторной работы, подготовленного студентом дома.
3. Проведение лабораторной работы студентом.
4. Оценка работы студента в лаборатории и полученных им данных (с оценкой).
5. Проверка и выставление оценки за отчет по лабораторной работе.

Любая лабораторная работа должна включать самостоятельную проработку теоретического материала, изучение методик проведения и планирование эксперимента, освоение измерительных средств, обработку и интерпретацию экспериментальных данных. При этом часть работ может выполняться в рамках самостоятельной работы по курсу. В ряд работ целесообразно включить разделы с дополнительными элементами научных исследований, которые потребуют углубленной самостоятельной проработки теоретического материала.

**При организации внеаудиторной самостоятельной работы** по дисциплине преподавателю рекомендуется использовать следующие ее формы:

- выполнение домашних заданий разнообразного характера: решение задач; подбор и изучение литературных источников по отдельным разделам курса; подбор иллюстративного и описательного материала по отдельным разделам курса в сети Интернет.
- выполнение индивидуальных заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы. Индивидуальное задание может получать как каждый студент, так и часть студентов группы;

**Разделы дисциплины рекомендуется группировать по следующим модулям:**

Модуль 1: Разделы 1, 2, 3

Модуль 2: Разделы 4, 5

Модуль 3: Раздел 6

Модуль 4: Раздел 7

В ходе самостоятельной работы прорабатываются следующие разделы курса:

*Модуль 1: 2 зачетных единицы*

1. Термохимия. Закон Гесса, следствия из закона Гесса. Расчет стандартного теплового эффекта реакции. Зависимость энтальпии от температуры. Уравнение Кирхгоффа. Высокотемпературные составляющие энтальпии, использование функций  $[H(T) - H(0)]$  для расчета тепловых эффектов реакций.
2. Условия термодинамического равновесия и его признаки. Расчет абсолютного значения энтропии и изменения энтропии в различных процессах.
3. Химическое равновесие. Расчеты констант равновесия по приведенным энергиям Гиббса и методу Темкина-Шварцмана. Расчеты равновесной степени превращения, числа пробегов и состава равновесной смеси.
4. Термодинамика растворов. Гетерогенное равновесие. Анализ диаграмм состояния двухкомпонентных систем. Расчеты по диаграммам состояния с применением правила фаз Гиббса, правила рычага и соединительной прямой.
5. Типы гальванических элементов и электродов. Расчеты ЭДС элементов и электродных потенциалов. Расчет термодинамических функций по значениям ЭДС элемента.

Формы отчетности :

А. Коллоквиум 3:

Темы: «Химическая термодинамика», «Термодинамика растворов и фазовых превращений», «Электрохимия».

Сроки сдачи, недели: 1 - 4-5; 2 - 6-7; 3 – 8-9.

Б. Домашние задания по разделам: 1-2

Сроки выполнения, недели: 1 – 3-4; 2 – 5-6;  
Срок сдачи, всех выполненных заданий, неделя: 8  
В. Отчеты по лабораторным работам - 5  
Срок сдачи, недели: 1,2 – 3-4; 4 –6; 3 -8.

Контроль успеваемости проводится по вопросам и/или с использованием методических указаний кафедры:

1. Методические указания для программированного опроса студентов на практических занятиях по физической химии. I закон термодинамики. Термохимия/ИГХТУ. Александрова А.Н., Терская И.Н., Чижова Е.А. -Иваново. - 2010
2. Методические указания для программированного опроса студентов на практических занятиях по физической химии. II закон термодинамики. Расчет химического равновесие.: Иван.хим.-технол. Ин-т; Сост. А. Н. Александрова, В. П. Гостикин, Л. Г. Нищенкова; под ред. В.В. Буданова. - Иваново. - 2008 (электронное издание)

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Химическая термодинамика»:

1. Физическая химия: определение науки. Задачи химической термодинамики.
2. Термодинамические системы: понятие, классификация, примеры.
3. Термодинамический процесс: самопроизвольный, несамопроизвольный, равновесный, неравновесный, квазистатический процесс.
4. Свойства термодинамических систем (экстенсивные, интенсивные), термодинамические параметры. Функции состояния: теплота, работа, внутренняя энергия.
5. I закон термодинамики. Основные формулировки. Математическое выражение для обратимого и необратимого равновесных процессов.
6. Применение I закона термодинамики к изохорным, изотермическим, изобарным и адиабатическим процессам.
7. Теплоемкость. Определение, виды: молярная, средняя, удельная, истинная.
8. Теплоемкость в процессах при постоянных давлении и объеме.
9. Зависимость теплоемкости от температуры. Расчет теплоемкости по температурным рядам.
10. Тепловой эффект химической реакции. Энтальпия как функция состояния.
11. Закон Гесса. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов.
12. Следствия из закона Гесса. Теплота сгорания и теплота образования.
13. Применение следствий закона Гесса для расчета теплового эффекта химической реакции.
14. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры.
15. Уравнение Кирхгоффа в интегральной и дифференциальной формах. Анализ уравнения Кирхгоффа.
16. Высокотемпературные составляющие внутренней энергии и энтальпии. Применение.
17. Второй закон термодинамики. Формулировка, математическая запись для самопроизвольных и несамопроизвольных процессов.
18. Цикл Карно. Энтропия: свойства, физический смысл.
19. Энтропия как критерий направленности процесса. Постулат Планка и абсолютная энтропия.
20. Методы расчета энтропии в процессах: нагревания, охлаждения, фазовых переходов и расширения.
21. Расчет изменения энтропии при смешении химически невзаимодействующих газов.
22. Обобщенное уравнение первого и второго законов термодинамики.
23. Теория термодинамических потенциалов. Т/д потенциалы как критерии направленности процесса в закрытой системе.
24. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

25. Тепловая теорема Нернста.
26. Общее понятие о ПМВ. Химический потенциал как парциальная мольная величина.
27. Условие равновесия в многокомпонентных системах в химических реакциях.
28. Формулировка термодинамического закона действующих масс. Термодинамическое обоснование и математическая запись.
29. Стандартная константа равновесия химической реакции.  $K_p^0$ ,  $K_c^0$ ,  $K_x^0$  и связь этих констант с  $K^0$  Свойства.
30. Стандартная константа химического равновесия. Свойства. Методы расчета.
31. Химическое равновесие. Расчет состава равновесной смеси равновесной степени превращения.
32. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции и его анализ.
33. Определение направленности химической реакции или хим. процесса. Уравнение изотермы и его анализ.
34. Уравнение нормального сродства.
35. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Влияние давления и температуры на состояние химического равновесия.

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Термодинамика растворов и фазовых превращений»:

1. Что такое гомогенная и гетерогенная системы.
2. Принципы расчета химических равновесий в реальных растворах. Понятия фугитивности и активности.
3. Системы стандартных состояний в термодинамике растворов.
4. Что такое фаза, компонент, термодинамическая степень свободы.
5. Правило фаз Гиббса. Поясните смысл входящих в него величин.
6. Правило рычага, его математическая формулировка и применение.
7. Вид простой диаграммы кипения. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы.
8. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля: причины, диаграммы кипения с положительным и отрицательным отклонениями от закона Рауля.
7. Вид диаграммы кипения с образованием азеотропной смеси. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы.
8. Вид диаграмм состояния двухкомпонентных систем температура-состав для жидкостей с ограниченной растворимостью. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы.
9. Сколько компонентов, фаз и степеней свободы находится в указанных точках на диаграмме.
10. Типы перегонки. Простая и фракционная перегонка.

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Электрохимия»:

1. Что такое гальванический элемент.
2. Запишите уравнение Нернста в общем виде.
3. Термодинамика гальванического элемента. Как связано изменение энергии Гиббса, реакции протекающей в гальваническом элементе и его ЭДС.
4. Электрод первого рода? Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала электрода первого рода в общем виде.
5. Что такое электрод второго рода? Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала электрода второго рода в общем виде.
6. Окислительно-восстановительные электроды. Примеры. Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала окислительно-восстановительного электрода в общем виде.
7. Что такое газовый электрод? Запишите уравнение Нернста для электродного

- потенциала газового электрода.
8. Классификация гальванических элементов.
  9. Что такое гальванический элемент с переносом заряда и без переноса заряда. Приведите примеры.
  10. Что такое диффузионный потенциал?
  11. Запишите схему (гальваническую цепь) и уравнение Нернста позволяющее рассчитать ЭДС гальванического элемента.

#### *Модуль 2: 2 зачетных единицы*

1. Виды молекулярных спектров. Расчеты моментов инерции и межъядерного расстояния по вращательным спектрам двухатомных молекул. Расчет собственных частот колебаний, энергий диссоциации и факторов ангармоничности из колебательных спектров.
2. Основные положения формальной кинетики. Методы определения порядка реакции. Расчеты усредненных значений констант скоростей, определение текущих концентраций. Принцип описания кинетики сложных реакций с использованием метода квазистационарных концентраций Боденштейна. Расчеты констант скоростей элементарных стадий.
3. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, энтропия активации, их расчет по экспериментальным данным.
4. Особенности каталитических процессов и их виды. Примеры кинетических уравнений. Расчеты эффективной и истинной энергии активации каталитических процессов. Оценка области протекания реакции.

#### Формы отчетности :

- А. Коллоквиумы 2. Темы: «Спектры», «Химическая кинетика»  
Сроки сдачи, недели: 1 - 10; 2 - 13.
- Б. Домашние задания по разделам: 4, 5  
Сроки выполнения, недели: 4 – 9; 5 – 12.  
Срок сдачи, всех выполненных заданий, неделя: 12
- В. Отчеты по лабораторным работам - 2  
Срок сдачи, недели: 1 – 9; 2 – 11-12.

Контроль успеваемости проводится по вопросам и/или с использованием методических указаний кафедры:

1. Строение и спектры молекул: методические указания кафедры для программированного обучения студентов при выполнении практикума по физической химии/ Иван. Гос. Хим.-технол. Академ.; Сост. И.Н. Базанова, К.С.Краснов, Л.С.Кудин. – Иваново, 2008. – 32с. (электронное издание)
2. Химическая кинетика: методические указания кафедры для программированного обучения студентов на практических занятиях по физической химии. Издание третье// Иван. Гос. Хим.-технол. Ин-т.; Сост. Л.Г. Нищенкова, О.К.Шебанова, Л.П. Райзман; под ред. В.В.Буданова, Л.Г. Нищенковой. – Иваново, 2009. – 48с. (электронное издание)

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Спектры»:

1. Общие положения молекулярной спектроскопии. Что такое спектр. Применение молекулярной спектроскопии.
2. Классификация спектров. Основные характеристики. Интенсивность спектральных линий, вероятность переходов в спектрах, правила отбора.
3. Спектроскопия КР. Вид спектра и область электромагнитного излучения спектра КР. Энергетический баланс упругого, неупругого и сверхупругого рассеяния.

4. Соотношения между частотами (волновыми числами) рэлеевской, стоксовой, антистоксовой линиями и собственной частотой (волновым числом) колебаний. Определение числа нормальных колебаний в многоатомной молекуле, молекулярных характеристик из спектров комбинационного рассеяния?
5. Вращательный спектр двухатомной молекулы. Модель жесткого ротатора. Спектральное уравнение, вид спектра, определение молекулярных параметров из вращательного спектра.
6. Колебательный спектр двухатомной молекулы. Модель гармонического осциллятора. Спектральное уравнение, вид спектра, определение молекулярных параметров из колебательного спектра.
7. Колебательный спектр двухатомной молекулы. Модель ангармонического осциллятора. Спектральное уравнение, вид спектра, определение молекулярных параметров из колебательного спектра.
8. Электронные спектры. Вид электронного спектра, области электромагнитного излучения он располагается. Принцип Франка-Кондона.
9. Колебательная и вращательная структура электронного спектра. Определение молекулярных характеристик из электронного спектра.
10. Колебательно-вращательный спектр двухатомной молекулы. Сравнительный анализ моделей гармонического и ангармонического осцилляторов. Определение молекулярных параметров из колебательного спектра.
11. Определение молекулярных параметров из ИК-спектров: ангармоничность, фактор ангармоничности, силовая постоянная, энергия диссоциации и пр. Вращательная структура колебательно-вращательного спектра.
12. Из данных каких спектров можно определить энергию диссоциации молекулы? Приведите необходимые соотношения.

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Химическая кинетика»:

1. Химическая кинетика: объекты изучения, прямая и обратная задача химической кинетики.
2. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Кинетический закон действующих масс.
4. Константа скорости простой и сложной химической реакции. Факторы, влияющие на константу скорости.
5. Классификация химических реакций (с примерами).
6. Порядок реакции, молекулярность, время полупревращения.
7. Подходы к определению общего порядка реакции и порядка реакции по компоненту.
8. Методы определения порядка реакции (с примерами): метод подстановки, графический метод; метод определения времени половинного превращения (Раковского)
9. Кинетическое уравнение мономолекулярной односторонней реакции нулевого порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
10. Кинетическое уравнение мономолекулярной односторонней реакции первого порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения
11. Кинетическое уравнение бимолекулярной односторонней реакции второго порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
12. Кинетическое уравнение односторонних реакций  $n$ -го порядка дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
13. Понятие о лимитирующей стадии процесса. Принцип независимости и принцип

- соответствия скоростей химических реакций протекающих в системе.
14. Параллельные односторонние реакции: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых.
  15. Двусторонняя (обратимая) реакция первого (второго) порядка: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых.
  16. Односторонняя последовательная реакция: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых. Анализ кинетического уравнения.
  17. Описание сложных химических реакций. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна: интермедиат боденштейна, суть метода, применение на примере реакции.
  18. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса в интегральной форме. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель. Анализ.
  19. Теория активных соударений. Основные положения, расчет константы химической реакции. Достоинства и недостатки теории.
  20. Обзор теорий химической кинетики. Их значение для определения условий протекания реакций.
  21. Теория активированного комплекса. Основные положения, расчет константы химической реакции. Достоинства и недостатки теории.
  22. Теория активированного комплекса. Использование для объяснения влияния растворителя и катализатора на скорость химической реакции.
  23. Катализ. Особенности каталитических процессов. Гомогенно- и гетерогенно-каталитические реакции.
  24. Особенности кинетического описания каталитических реакций.

### *Модуль 3: 1,5 зачетная единица*

1. Адсорбция. Причины, особенности и характеристика процесса адсорбции.
2. Основные положения теории адсорбции на границах раздела фаз жидкость/газ, жидкость/твердое, твердое/газ. Подходы к описанию адсорбционных равновесий на межфазных поверхностях различной химической природы.
3. Расчеты параметров поверхностных слоев и структуры адсорбента.

### Формы отчетности :

- А. Отчет по лабораторной работе - 1  
Срок сдачи, недели: 1 – 14-15.
- Б. Коллоквиум: 1. Тема: «адсорбция»  
Сроки сдачи, недели: 1 – 15.

Контроль успеваемости проводится по вопросам и/или с использованием методических указаний кафедры:

Адсорбция: методические указания кафедры для программированного обучения студентов при выполнении практикума по коллоидной химии/ Иван. Гос. Хим.-технол. академ.; Сост. И.Н.Базанова; под ред В.П.Гостикина. – Иваново, 2009. – 36с. (электронный вариант)  
Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Адсорбция»:

Приблизительный перечень контрольных вопросов по теме «Адсорбция»:

1. Явление адсорбции. Физическая и химическая адсорбция. Прикладное значение адсорбции.
2. Поверхностные явления. Силы взаимодействия с разделяющей поверхностью.

3. Полные и избыточные величины адсорбции. Их взаимосвязь и определение.
4. Метод избытков Гиббса и метод полного содержания.
5. Адсорбционное уравнение Гиббса, применимость уравнения для описания состояния гомогенных и гетерогенных систем. Анализ уравнения.
6. Изобары, изостеры, изотермы адсорбции, их взаимное перестроение и практическое назначение для описания процессов адсорбции.
7. Термодинамика адсорбции на поверхности жидкостей. Особенности адсорбции на границе раздела фаз жидкость–газ. ПАВ и ПИАВ, особенности их поведения при адсорбции, практическое использование.
8. Поверхностная активность. Правило Траубе
9. Закономерности мономолекулярной адсорбции. Адсорбция в идеальном адсорбционном слое.
10. Теория Лэнгмюра: основное уравнение, его применение для описания процесса мономолекулярной адсорбции, вывод и анализ уравнения.
11. Особенности адсорбции на границе раздела фаз твердое–газ.
12. Закономерности процессов полимолекулярной адсорбции. Уравнения БЭТ для описания процессов полимолекулярной адсорбции. Анализ уравнения.
13. Закономерности процессов полимолекулярной адсорбции. Уравнение Арановича, его использование для описания полимолекулярной адсорбции. Анализ уравнения.
14. Расчет характеристик адсорбции из экспериментальных данных.
15. Моно– и полимолекулярная адсорбция, закономерности, примеры, основные уравнения, используемые для их описания.

*Модуль 4: 0,5 зачетных единиц*

1. Дисперсные системы: свойства, получение. Строение двойного электрического слоя.
2. Строение мицеллы лиофобного золя. Влияние добавок электролитов на структуру лиофобного золя, распределение потенциала в двойном электрическом слое.
3. Устойчивость и коагуляция дисперсных систем. Закономерности коагуляции.
4. Электрокинетический потенциал и порог коагуляции, их расчет из экспериментальных данных.

Формы отчетности :

А. Отчет по лабораторной работе - 1

Срок сдачи, недели: 1 – 16-17.

Б. Зачет по всей курсу изучаемой дисциплины (выставляется на основании совокупного рейтинга по дисциплине, накопленного за семестр, исходя из отчетов по различным разделам курса):

Срок сдачи, недели: 17.

**12. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов** (Примеры заданий представлены в приложении 1)

Всего по текущей работе студент может набрать 50 баллов, в том числе:

- лабораторные работы - 24 баллов;
- коллоквиумы – 22 балла;
- расчетные домашние задания – 4 балл.

Зачет проставляется автоматически, если студент набрал по текущей работе не менее 26 баллов. Минимальное количество баллов по каждому из видов текущей работы составляет половину от максимального.

Для самостоятельной работы используются задания и задачи, приведенные в следующих учебных пособиях:

1. Ю.В. Поленов, Е.В.Егорова Кинетика химических реакций: учеб. пособие; Иван. гос. хим.-технол. ун-т. – Иваново, 2010.- 68 с.



Пример тестового задания для опроса по теме:  
«Химическая термодинамика I закон».  
Вариант № 1

ЧАСТЬ А

1. Какая из приведенных ниже формулировок первого закона термодинамики является наиболее точной ?

1. Внутренняя энергия изолированной системы постоянна, то есть

$$\int \partial U = 0, \quad U = \text{const}$$

2. Поглощенная системой теплота расходуется на увеличение внутренней энергии системы и на совершение ею внешней работы, то есть  $\delta Q = \partial U + \delta W$

3. В циклическом процессе, протекающем в любой термодинамической системе,  $\oint \partial U = 0$ , где  $\oint$  – интеграл по замкнутому пространству.

4. Приращение внутренней энергии системы при переходе ее из состояния 1 в состояние 2 по пути процесса (a) и (b) равны, то есть

$$\int_1^2 \partial U(a) = \int_1^2 \partial U(b), \text{ где } \delta Q = \partial U + \delta W$$

Правильными ответами являются:

А. 1 и 2;    Б. 1 и 3;    В. 2 и 4;    Г. все формулировки эквивалентны.

2. В изолированной системе протекает реакция окисления водорода  $H_2 + 1/2 O_2 = H_2O_{(г)}$ . Изменяются ли внутренняя энергия  $U$  и энтальпия системы  $H$ ?

А.  $H$  и  $U$  - постоянны.

Б.  $H$  - увеличивается,  $U$  - уменьшается.

В.  $H$  - уменьшается,  $U$  - увеличивается.

Г.  $H$  - уменьшается,  $U$  - постоянна.

3. По какому уравнению можно рассчитать работу изобарического расширения  $W$  одного моля идеального газа.

А.  $W = RT \ln \frac{V_2}{V_1}$ ;    Б.  $W = \int C_p dT$ ;    В.  $W = p(V_2 - V_1)$ ;    Г.  $W = C_v(T_2 - T_1)$ .

4. Каково соотношение между тепловым эффектом при  $p = \text{const}$  ( $\Delta_r H^0$ ) и при  $V = \text{const}$  ( $\Delta_r U^0$ ) для реакции, протекающей в газовой фазе:  $H_2 + Cl_2 = 2HCl_{(г)}$  ?

А. Возможны любые соотношения в зависимости от условий;

Б.  $\Delta_r H^0 > \Delta_r U^0$ ;

В.  $\Delta_r H^0 < \Delta_r U^0$ ;

Г.  $\Delta_r H^0 = \Delta_r U^0$ .

5. Укажите химическую реакцию, тепловой эффект которой следует рассматривать как теплоту образования твердого хлористого серебра:

А.  $Ag_{(т)} + Cl_{(г)} = AgCl_{(т)}$ ;

Б.  $Ag_{(т)} + 0,5Cl_{2(г)} = AgCl_{(т)}$ ;

В.  $Ag_2O_{(т)} + HCl_{(ж)} = H_2O_{(ж)} + AgCl_{(т)}$ ;

Г.  $Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} = AgCl_{(т)}$ .

6. Теплоемкость при постоянном давлении можно выразить:

А.  $C_p = aT^3$ ;

В.  $C_p = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_p$

Б.  $C_p = \frac{\delta Q_p}{\delta T} = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$

Г.  $C_p = a + bT^2 + cT^3$ .

7. Зависимость теплового эффекта от температуры при  $V = \text{const}$  описывается уравнением:

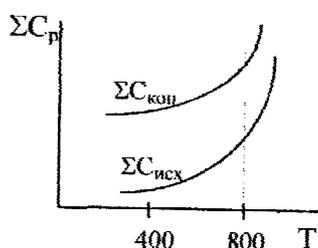
А.  $\left( \frac{\partial H}{\partial T} \right) = C_p$

В.  $\left( \frac{\partial \Delta_r H}{\partial T} \right)_p = \Delta C_p$

Б.  $\left( \frac{\partial \Delta_r U}{\partial T} \right)_V = \Delta C_V$

Г.  $C_p = aT^3$ .

8. Как изменится тепловой эффект реакции  $\Delta_r H^0$  при повышении температуры от 400 до 800 К, если зависимость суммарных теплоемкостей исходных и конечных веществ от температуры имеет вид:



А.  $\Delta_r H^0$  проходит через минимум;

Б.  $\Delta_r H^0$  возрастает;

В.  $\Delta_r H^0$  уменьшается;

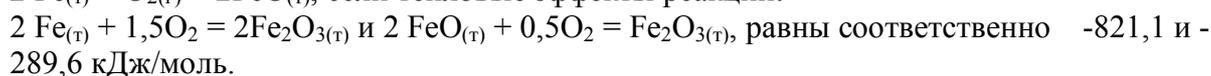
Г.  $\Delta_r H^0$  не изменяется.

9. Какой величине равна разность между  $\Delta_r H^0$  и  $\Delta_r U^0$  для реакции:



А. 3,591; Б. 10,775; В. 8,381; Г. -3,591 кДж/моль.

10. Какая из приведенных ниже величин равна тепловому эффекту реакции:



А. 1110,7; Б. -1110,7; В. 531,5; Г. -531,5 кДж/моль.

### ЧАСТЬ Б

- Докажите, что закон Гесса является частным случаем 1 закона термодинамики.
- Покажите расчет теплового эффекта химической реакции по средним теплоемкостям.
- Тепловой эффект реакции:  $2C_2H_5O(г) + H_2 = 2C_2H_5OH(г)$ , протекающей в газовой фазе при стандартном давлении и  $T = 298$  К,  $\Delta_r H^0(298) = -138,69$  кДж/моль. Стандартная теплота образования уксусного альдегида  $\Delta_f H^0(C_2H_5O(г), 298) = -166,02$  кДж/моль. Теплота испарения этилового спирта  $\Delta_v H^0(C_2H_5OH, 298) = -42,31$  кДж/моль. Рассчитайте стандартную теплоту образования жидкого этилового спирта в кДж/моль.  
А. -262,4; Б. -277,67; В. -347,02; Г. -193,05.  
При решении задачи составьте цикл Гесса.
- Интегральная теплота растворения  $CuSO_4$  в 500 моль  $H_2O$  равна (-68,37) кДж/моль, а теплота растворения кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  с образованием раствора той же концентрации составляет 10,5 кДж/моль. Определите тепловой эффект образования кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

**Пример тестового задания для опроса по теме:  
«Химическая термодинамика II закон».**

**Вариант № 1**

1. Какое значение имеет второй закон термодинамики для расчета химического равновесия ?

Второй закон позволяет :

А. Рассчитать  $\Delta_r H^0(T)$  ;

В. Рассчитать  $C_p$  (кр),  $C_p$  (ж),  $C_p$  (г) ;

Б. Рассчитать  $S^0(T)$  ;

Г. В общем виде решить задачу о направлении и пределах протекания химических реакций.

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

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

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

3. Какие данные необходимо иметь для расчета абсолютного значения энтропии оксида углерода при 500 К ?

А.  $\Delta_f H(298)$  и  $C_p^{кр} = f(T)$ ;

Б. Зависимости  $C_p = f(T)$  для трех агрегатных состояний окиси углерода.

В. Теплоты и температуры всех фазовых переходов, характерных для окиси углерода.

Г.  $S^0(298)$  и  $C_p^r = f(T)$ .

4. Укажите направление реакции  $C_2H_2(г) + 2 H_2(г) = C_2H_6(г)$  при стандартных условиях, если известны стандартные теплоты сгорания  $\Delta_c H(298)$  и стандартные энтропии веществ

Вещество	$\Delta_c H(298)$ кДж/моль	$S^0(298)$ Дж/моль К
$C_2H_2(г)$	- 1299,63	200,8
$H_2(г)$	- 285,84	69,96
$C_2H_6(г)$	- 1559,88	229,5

А. Данных для заключения о направлении процесса недостаточно.

Б. В системе установится химическое равновесие.

В. Реакция будет протекать в прямом направлении.

Г. Реакция может протекать лишь в обратном направлении.

5. Какие из приведенных ниже соотношений являются условием самопроизвольного протекания химической реакции при  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$ .

1.  $\Delta_r S^0 > 0$  ;    2.  $\Delta_r G^0 < 0$  ;    3.  $\Delta_r H^0 < 0$  ;    4.  $\sum \nu_i \mu_i < 0$ .

А. 1 ;

Б. 2, 3 ;

В. 2, 4 ;

Г. 1, 2, 3, 4.

6. Константа равновесия реакции  $H_2 + J_2 = 2 HJ$  при 717 К и  $P = 1$  равна 46,7. Определите количество разложившегося  $HJ$  при нагревании 1 кмоль  $HJ$  до 717 К при  $P = 1$ .

А. 0,93 ;

Б. 0,83 ;

В. 0,65 ;

Г. 0,74.

7. Каким уравнением связаны тепловой эффект реакции и количество тепла, поглощаемое или выделяемое в ходе этой реакции, при ее обратимом протекании.

$$\text{A. } \frac{d \ln K^0}{dT} = \frac{\Delta R H^0}{RT^2}; \quad \text{B. } \left( \frac{\partial \Delta r H^0}{\partial T} \right)_p = \Delta r C_p;$$

$$\text{Б. } \Delta r G^0 = \Delta r H^0 + T \left( \frac{\partial \Delta r G^0}{\partial T} \right)_p; \quad \text{Г. } \Delta r H^0(T) = \Delta r H^0(298) + \int_{298}^T \Delta r C_p d.$$

8. Для реакции  $C_6H_5C_2H_5 (r) + 3 H_2 (r) \rightarrow C_6H_{11}C_2H_5 (r)$  получено уравнение  $\ln K^0 = \frac{9620}{T} - 18,041$ . Найти температуру, при которой осуществима эта реакция, если  $P = 1$  и исходная газовая смесь содержит 10 мол. % этилбензола, 50 мол.% водорода и 40 мол. % этилциклогексана.

$$\text{A. } T \geq 223 \text{ K}; \quad \text{Б. } T \geq 447,4 \text{ K}; \quad \text{В. } T \leq 326 \text{ K}; \quad \text{Г. } T \leq 385,6 \text{ K}.$$

9. Рассчитать тепловой эффект реакции  $2 CO + O_2 = 2 CO_2$  в кДж/моль при  $T = 1000 \text{ K}$ , если  $\ln K^0 = \frac{68600}{T} + 0,391 \cdot 10^{-3} \cdot T - \frac{0,742 \cdot 10^5}{T^2} - 21,8$ .

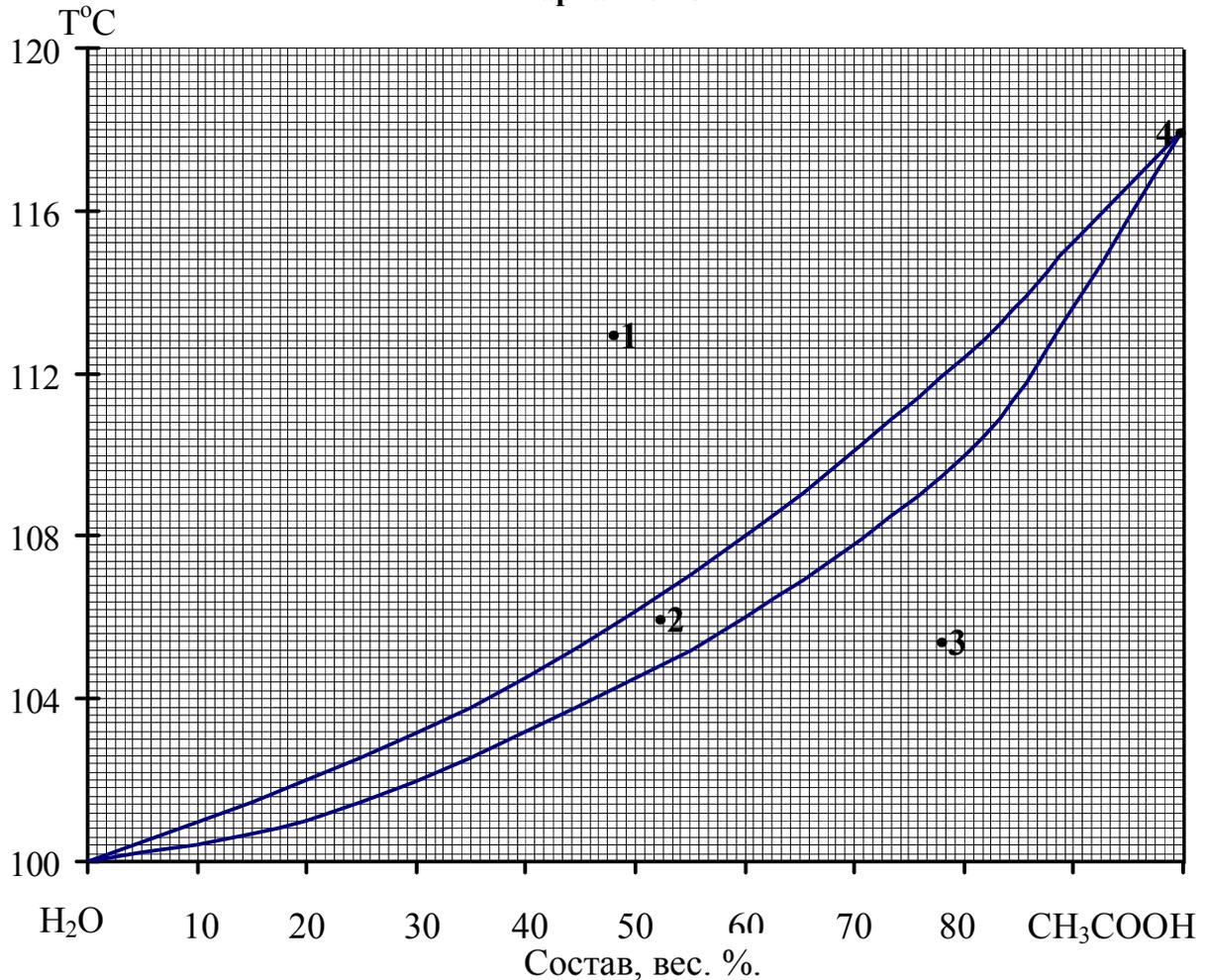
$$\begin{aligned} \text{A. } \Delta r H^0(1000) &= -596,5; & \text{В. } \Delta r H^0(1000) &= -566; \\ \text{Б. } \Delta r H^0(1000) &= -283; & \text{Г. } \Delta r H^0(1000) &= -572,5. \end{aligned}$$

10. Укажите правильное уравнение для расчета степени превращения  $\alpha$   $C_2H_4$  в реакции  $C_2H_4 + H_2O (r) = C_2H_5OH (r)$ , если исходные газы взяты в стехиометрическом количестве. Как изменяется выход водорода при увеличении давления?

$$\begin{aligned} \text{A. } K^0 &= \frac{\alpha}{(1-\alpha)^2 \cdot P} & \text{В. } K^0 &= \frac{\alpha(1-\alpha)}{(2-\alpha)^2 P}; \\ \alpha &\text{- увеличивается.} & \alpha &\text{- не изменяется.} \\ \text{Б. } K^0 &= \frac{\alpha \cdot P}{(1-\alpha)^2}; & \text{Г. } K^0 &= \frac{\alpha(2-\alpha)}{(1-\alpha)^2 P}. \\ \alpha &\text{- уменьшается.} & \alpha &\text{- увеличивается} \end{aligned}$$

**Пример тестового задания для опроса по теме:  
«Фазовые равновесия»**

**Вариант № 3**



- Какие фазы присутствуют в системах, обозначенных точками 1, 2, 3, 4?
 

т. 1.	т. 2.	т. 3.	т. 4.
А. Жидкость	Пар	Жидкость	Жидкость+пар
Б. Жидкость	Жидкость	Пар	Пар
В. Пар	Жидкость+пар	Жидкость	Жидкость+пар
Г. Пар	Жидкость+пар	Жидкость+пар	Жидкость
- Сколько термодинамических степеней свободы в системах, обозначенных т. 1, 2, 4?
 

	т. 1.	т. 2.	т. 4.		т. 1.	т. 2.	т. 4.
А.	2	1	1	В.	1	0	2
Б.	2	1	0	Г.	2	1	2
- Укажите температуру кипения жидкости, содержащей 80%  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в первом пузырьке пара и в последней капле жидкости?
 

А. $110^\circ\text{C}$ ; 70% ; 87% $\text{CH}_3\text{COOH}$	В. $110^\circ\text{C}$ ; 33% ; 13% $\text{CH}_3\text{COOH}$
Б. $113^\circ\text{C}$ ; 80% ; 87% $\text{CH}_3\text{COOH}$	Г. $113^\circ\text{C}$ ; 80% ; 87% $\text{CH}_3\text{COOH}$
- 390г. смеси, содержащей 45%  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , нагреты до  $104^\circ\text{C}$ . Определите вес жидкой фазы в системе и  $10^\circ\text{C}$  жание в ней  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
 

А. 260г.; 30% $\text{CH}_3\text{COOH}$	В. 130г.; 50% $\text{CH}_3\text{COOH}$
--	--

Б. 130г.; 30%  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Г. 260г.; 50%  $\text{CH}_3\text{COOH}$

5. Как меняется состав пара и жидкости, если систему, содержащую 60%  $\text{H}_2\text{O}$  нагреть от  $103^\circ\text{C}$  до  $104^\circ\text{C}$ ?
- А. Пар и жидкость обогащаются  $\text{H}_2\text{O}$ .
  - Б. Пар обогащается  $\text{H}_2\text{O}$ , жидкость -  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
  - В. Состав пара и жидкости не изменяется.
  - Г. Пар и жидкость обогащаются  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
6. Укажите точку, где в равновесии находятся две фазы одинакового состава.
- А. 1;
  - Б. 2.;
  - В. 3;
  - Г. 4.

**Пример тестового задания для опроса по теме:  
«Химическая кинетика»**

**Вариант №1**

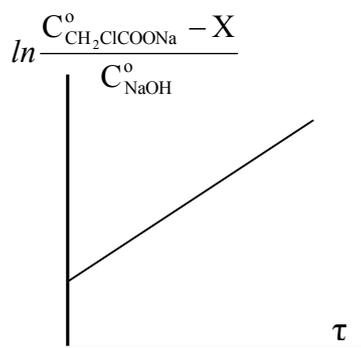
- Какие основные "задачи" решает химическая кинетика?
  - Изучение закономерностей протекания химических реакций во времени.
  - Выяснение механизма химического взаимодействия;
  - установление влияния различных факторов (природы и концентрации реагирующих веществ, природы среды, температуры и др.) на скорость химических реакций;
  - все ответы правильные.
- В разбавленном водном растворе гидролиз монохлоруксусной кислоты протекает по уравнению:  

$$\text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OHCOOH} + \text{HCl}$$
 Каков наблюдаемый порядок реакции в этих условиях? Какую величину включает в себя эффективная константа скорости реакции?
 

А. $n = 1, C_{\text{CH}_2\text{ClCOOH}}^0$	В. $n = 2, C_{\text{H}_2\text{O}}^0$
Б. $n = 1, C_{\text{H}_2\text{O}}^0$	Г. $n = 2, C_{\text{H}_2\text{O}}^0 \cdot C_{\text{CH}_2\text{ClCOOH}}^0$
- Как изменяется скорость  $\Gamma$ , константа скорости  $k$  и период полупревращения  $\tau_{1/2}$  реакции, приведенной в пункте 1, если увеличить начальную концентрацию монохлоруксусной кислоты?
  - $\Gamma$  увеличится,  $k$  и  $\tau_{1/2}$  не изменятся;
  - $\Gamma$  и  $k, \tau_{1/2}$  увеличатся;
  - $\Gamma$  увеличится,  $k$  не изменится,  $\tau_{1/2}$  уменьшится;
  - $\Gamma$  и  $k$  увеличатся,  $\tau_{1/2}$  не изменится.

- Для реакции  $\text{CH}_2\text{ClCOONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_2\text{OHCOONa} + \text{NaCl}$  зависимость

$\ln \frac{C_{\text{CH}_2\text{ClCOONa}}^0 - X}{C_{\text{NaOH}}^0} = f(\tau)$  представлена на рисунке. Укажите порядок реакции и размерность константы скорости.



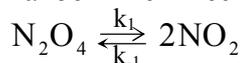
Порядок реакции

- первый
- второй
- нулевой
- третий

Размерность

- $\text{сек}^{-1}$
- $\text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{сек}^{-1}$
- $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{сек}^{-1}$
- $\text{л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{сек}^{-1}$

- Какое кинетическое уравнение описывает реакцию образования двуокиси азота:



А.  $\frac{dx}{d\tau} = k_1(C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 - x) - k_{-1}x$

В.  $\frac{dx}{d\tau} = k_1(C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 - x) - k_{-1}x^2$

$$\text{Б. } \frac{dx}{d\tau} = k_1(C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 - x) + k_{-1}x$$

$$\text{Г. } \frac{dx}{d\tau} = (k_1 + k_{-1})(C_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 - x) \cdot x$$

6. Для обратимой мономолекулярной реакции сумма констант скоростей рассчитывается по уравнению:

$$k_1 + k_{-1} = \frac{1}{\tau} \cdot \ln \frac{D}{D-x}$$

Имеет ли физический смысл величина D?

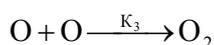
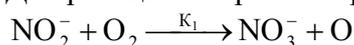
А. D – начальная концентрация исходного вещества.

Б. D – постоянная интегрирования.

В. D – это количество вещества, прореагировавшее к моменту равновесия.

Г. D – не имеет физического смысла.

7. Для реакции нитрита натрия с кислородом предложен следующий механизм:



Применяя принцип стационарных концентраций, запишите условие квазистационарности и уравнение для концентрации атомарного кислорода.

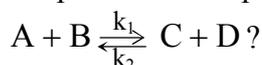
$$\text{А. } C_{\text{O}} = \frac{k_1 C_{\text{NO}_2^-} C_{\text{O}_2}}{k_3 + k_2 C_{\text{NO}_2^-}}$$

$$\text{В. } C_{\text{O}} = \frac{k_1 C_{\text{NO}_2^-} - C_{\text{O}_2}}{k_3 C_{\text{O}} + k_2 C_{\text{NO}_2^-}}$$

$$\text{Б. } C_{\text{O}} = \frac{k_1 C_{\text{NO}_2^-} C_{\text{O}_2}}{k_2 C_{\text{NO}_2^-}}$$

$$\text{Г. } C_{\text{O}} = \sqrt{\frac{k_1 C_{\text{NO}_2^-} C_{\text{O}_2}}{k_3 C_{\text{O}_2} + k_2 C_{\text{NO}_2^-}}}$$

8. Каково соотношение энергий активации прямой  $E_1$  и обратной  $E_2$  реакций в случае экзотермического процесса типа



$$\text{А. } E_1 = E_2$$

$$\text{Б. } E_1 - E_2 = 0$$

$$\text{В. } E_1 > E_2$$

$$\text{Г. } E_1 < E_2$$

9. Константы скорости двух реакций при температуре  $T_1$  имеют одинаковые значения  $k_1 = k_2$ . При увеличении температуры на десять градусов константа первой реакции стала больше константы второй реакции  $k_1 > k_2$ . Каково соотношение энергий активаций этих реакций?

$$\text{А. } E_1 > E_2$$

$$\text{Б. } E_1 = E_2$$

$$\text{В. } E_1 < E_2$$

Г. Ответ можно дать только при известных значениях констант и температур.

10. Для двух реакций, имеющих одинаковые предэкспоненты, энергии активации отличаются на 5 кДж/моль. Рассчитайте отношение констант при 300К.

$$\text{А. } 1,66$$

$$\text{Б. } 2,0$$

$$\text{В. } 7,43$$

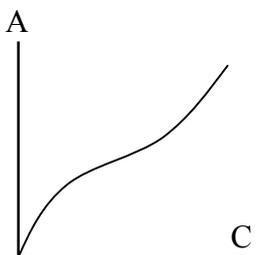
$$\text{Г. } 101,0$$

Пример тестового задания для опроса по теме:  
«Адсорбция»

Вариант №1

1. Может ли полная адсорбция на поверхности раздела фаз жидкость–газ  $A$  приблизительно совпадать с избыточной адсорбцией  $\Gamma$ ?
- А. Нет, не может.  
Б. Да, может в случае, если остаточная равновесная концентрация вещества в растворе  $C_0$  мала.  
В. Да, может, если остаточная равновесная концентрация в растворе  $C_0$  мала или сама адсорбция велика.  
Г. Да, может, если остаточная равновесная концентрация вещества в растворе мала или сама адсорбция  $A$  мала.

2. Как называется зависимость, график которой имеет вид:



- А. Характеристическая кривая адсорбции.  
Б. Изотерма адсорбции.  
В. Изобара адсорбции  
Г. Изопикна адсорбции

3. В каком из указанных случаев теория Лэнгмюра хорошо описывает процесс адсорбции?

1. Адсорбция на поверхности раздела фаз раствор - газ.  
2. Адсорбция на поверхности раздела фаз твердое тело – газ.  
3. Адсорбция на поверхности раздела фаз твердое тело – газ при малых давлениях, если поверхность энергетически однородна.  
4. Адсорбция на поверхности раздела фаз твердое – раствор.  
5. Адсорбция на поверхности раздела фаз твердое – раствор при высоких концентрациях.

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

4. Какое из веществ является поверхностно – активным для воды?

- А.  $\text{NaHCO}_3$               Б.  $\text{CH}_3\text{COOH}$               В.  $\text{NaCl}$                       Г.  $\text{NaOH}$

5. Какие из перечисленных явлений объясняются неоднородностью поверхности?

1. Зависимость предельной адсорбции от температуры  
2. зависимость дифференциальной теплоты адсорбции от адсорбции.  
3. Зависимость интегральной теплоты адсорбции от адсорбции.  
4. Способность очень малых количеств ядов прекращать адсорбцию.

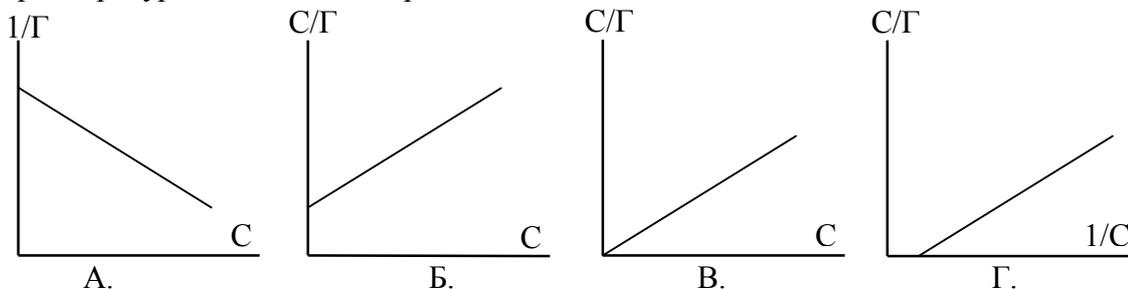
- А. 1, 2, 3                      Б. 2, 3, 4                      В. 1, 3, 4                      Г. 1, 2, 4

6. Поверхностная активность масляной кислоты на поверхности раздела фаз раствор – газ равна  $208 \text{ мДж} \cdot \text{л} / \text{м}^2 \cdot \text{моль}$ . Какова приблизительно поверхностная активность пропионовой и уксусной кислот в этой системе.

	Уксусная	Пропионовая
А.	738	312
Б.	208	208
В.	17	59
Г.	85	128

7. Как расположены молекулы ПАВ на границе раздела двух фаз различной полярности?
- Полярная группа ориентирована к более полярной фазе.
  - Полярная группа ориентирована к менее полярной фазе.
  - Вся молекула расположена в более полярной фазе.
  - Вся молекула расположена в менее полярной фазе.

8. Как выглядит зависимость, с помощью которой можно графически определить параметры уравнения Лэнгмюра.



9. Расположите ионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{J}^-$ ,  $\text{F}^-$  в ряд по мере увеличения их адсорбционной способности. Поясните ответ.

А.  $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{J}^- < \text{Br}^-$     Б.  $\text{J}^- < \text{Br}^- < \text{Cl}^- < \text{F}^-$     В.  $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{J}^-$     Г.  $\text{J}^- < \text{Br}^- < \text{Cl}^- < \text{F}^-$

10. Предельная адсорбция бензола на углеродистом адсорбенте равна  $7,56 \cdot 10^{-2}$  моль/кг. Определите удельную поверхность адсорбента, если площадка занимаемая молекулой бензола в плотном монослое  $S_0 = 49 \cdot 10^{-20} \text{ м}^2$ .

А.  $3,7 \cdot 10^{-16} \text{ м}^2/\text{кг}$     Б.  $22226 \text{ см}^2/\text{кг}$     В.  $2,22 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2/\text{кг}$     Г.  $3,7 \cdot 10^{-20} \text{ м}^2/\text{кг}$

## Вопросы к экзамену по курсу «Физическая и коллоидная химия»

1. Физическая химия: определение науки. Задачи химической термодинамики.
2. Термодинамические системы: понятие, классификация, примеры.
3. Термодинамический процесс: самопроизвольный, несамопроизвольный, равновесный, неравновесный, квазистатический процесс.
4. Свойства термодинамических систем (экстенсивные, интенсивные), термодинамические параметры.
5. Функции состояния: теплота, работа, внутренняя энергия.
6. I закон термодинамики. Основные формулировки. Математическое выражение для обратимого и необратимого равновесных процессов. Применение I закона термодинамики к изохорным, изотермическим, изобарным и адиабатическим процессам.
7. Теплоемкость. Определение, виды: молярная, средняя, удельная, истинная.
8. Теплоемкость в процессах при постоянных давлении и объеме. Зависимость теплоемкости от температуры. Расчет теплоемкости по температурным рядам.
9. Тепловой эффект химической реакции. Энтальпия как функция состояния.
10. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Теплота сгорания и теплота образования. Применение закона Гесса и его следствий к расчету тепловых эффектов
11. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгоффа в интегральной и дифференциальной формах. Анализ уравнения Кирхгоффа.
12. Высокотемпературные составляющие внутренней энергии и энтальпии. Применение.
13. Второй закон термодинамики. Формулировка, математическая запись для самопроизвольных и несамопроизвольных процессов. Цикл Карно. Энтропия: свойства, физический смысл.
14. Энтропия как критерий направленности процесса. Постулат Планка и абсолютная энтропия.
15. Методы расчета энтропии в процессах: нагревания, охлаждения, фазовых переходов и расширения.
16. Расчет изменения энтропии при смешении химически невзаимодействующих газов.
17. Обобщенное уравнение первого и второго законов термодинамики.
18. Теория термодинамических потенциалов. Т/д потенциалы как критерии направленности процесса в закрытой системе.
19. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
20. Тепловая теорема Нернста.
21. Общее понятие о ПМВ. Химический потенциал как парциальная мольная величина.
22. Условие равновесия в многокомпонентных системах в химических реакциях. Формулировка термодинамического закона действующих масс. Термодинамическое обоснование и математическая запись.
23. Стандартная константа равновесия химической реакции. Свойства. Методы расчета.
24.  $K_p^0$ ,  $K_c^0$ ,  $K_x^0$  и связь этих констант с  $K^0$  Свойства.
25. Расчет состава равновесной смеси равновесной степени превращения.
26. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции и его анализ. Уравнение нормального сродства.
27. Определение направленности химической реакции или хим. процесса. Уравнение изотермы и его анализ.
28. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Влияние давления и температуры на состояние химического равновесия.
29. Идеальные и реальные растворы. Принципы расчета химических равновесий в реальных растворах. Понятия фугитивности и активности. Расчет коэффициентов активности и фугитивности.

30. Системы стандартных состояний в термодинамике растворов.
31. Что такое гомогенная и гетерогенная системы. Что такое фаза, компонент, термодинамическая степень свободы. Правило фаз Гиббса. Поясните смысл входящих в него величин.
32. Вид простой диаграммы кипения. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы. Правило рычага, его математическая формулировка и применение.
33. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля: причины, диаграммы кипения с положительным и отрицательным отклонениями от закона Рауля.
34. Вид диаграммы кипения с образованием азеотропной смеси. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы.
35. Вид диаграмм состояния двухкомпонентных систем температура-состав для жидкостей с ограниченной растворимостью. Поясните, что находится в каждой из областей этой диаграммы.
36. Типы перегонки. Простая и фракционная перегонка.
  
37. Что такое гальванический элемент. Вывод и запись уравнение Нернста.
38. Термодинамика гальванического элемента. Как связано изменение энергии Гиббса, реакции протекающей в гальваническом элементе и его ЭДС.
39. Электрод первого рода? Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала электрода первого рода в общем виде.
40. Что такое электрод второго рода? Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала электрода второго рода в общем виде.
41. Окислительно-восстановительные электроды. Примеры. Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала окислительно-восстановительного электрода в общем виде.
42. Что такое газовый электрод? Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала газового электрода.
43. Классификация гальванических элементов. Что такое гальванический элемент с переносом заряда и без переноса заряда. Приведите примеры. Что такое диффузионный потенциал?
  
44. Общие положения молекулярной спектроскопии. Что такое спектр. Классификация спектров. Основные характеристики. Применение молекулярной спектроскопии.
45. Спектроскопия КР. Вид спектра и область электромагнитного излучения спектра КР. Энергетический баланс упругого, неупругого и сверхупругого рассеяния. Соотношения между частотами (волновыми числами) рэлеевской, стоксовой, антистоксовой линиями и собственной частотой (волновым числом) колебаний. Определение числа нормальных колебаний в многоатомной молекуле, молекулярных характеристик из спектров комбинационного рассеяния?
46. Вращательный спектр двухатомной молекулы. Модель жесткого ротатора. Спектральное уравнение, вид спектра, определение молекулярных параметров из вращательного спектра.
47. Колебательный спектр двухатомной молекулы. Модели гармонического и ангармонического осциллятора. Спектральное уравнение, вид спектра, определение молекулярных параметров из колебательного спектра.
48. Вращательная структура колебательно-вращательного спектра.
49. Электронные спектры. Вид электронного спектра, области электромагнитного излучения он располагается. Принцип Франка-Кондона. Колебательная и вращательная структура электронного спектра. Определение молекулярных характеристик из электронного спектра.

50. Химическая кинетика: объекты изучения, прямая и обратная задача химической кинетики.
51. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Кинетический закон действующих масс. Константа скорости простой и сложной химической реакции. Факторы, влияющие на константу скорости.
52. Классификация химических реакций (с примерами).
53. Порядок реакции, молекулярность, время полупревращения. Подходы к определению общего порядка реакции и порядка реакции по компоненту. Методы определения порядка реакции (с примерами): метод подстановки, графический метод; метод определения времени половинного превращения (Раковского)
54. Кинетическое уравнение мономолекулярной односторонней реакции нулевого порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
55. Кинетическое уравнение мономолекулярной односторонней реакции первого порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения
56. Кинетическое уравнение бимолекулярной односторонней реакции второго порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
57. Кинетическое уравнение односторонних реакций  $n$ -го порядка дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
58. Понятие о лимитирующей стадии процесса. Принцип независимости и принцип соответствия скоростей химических реакций протекающих в системе.
59. Параллельные односторонние реакции: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых.
60. Двусторонняя (обратимая) реакция первого (второго) порядка: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых.
61. Односторонняя последовательная реакция: кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах, вид кинетических кривых, определение кинетических констант из кинетических кривых. Анализ кинетического уравнения.
62. Описание сложных химических реакций. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна: интермедиат боденштейна, суть метода, применение на примере реакции.
63. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса в интегральной форме. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель. Анализ.
64. Теория активных соударений. Основные положения, расчет константы химической реакции. Достоинства и недостатки теории.
65. Теория активированного комплекса. Основные положения, расчет константы химической реакции. Достоинства и недостатки теории. Использование для объяснения влияния растворителя и катализатора на скорость химической реакции.
66. Катализ. Особенности каталитических процессов. Гомогенно– и гетерогенно– каталитические реакции. Особенности кинетического описания каталитических реакций.
67. Явление адсорбции. Физическая и химическая адсорбция. Прикладное значение адсорбции.
68. Поверхностные явления. Силы взаимодействия с разделяющей поверхностью.
69. Полные и избыточные величины адсорбции. Их взаимосвязь, определение. Метод избытков Гиббса и метод полного содержания.

70. Адсорбционное уравнение Гиббса, применимость уравнения для описания состояния гомогенных и гетерогенных систем. Анализ уравнения.
71. Изобары, изостеры, изотермы адсорбции, их взаимное перестроение и практическое назначение для описания процессов адсорбции.
72. Термодинамика адсорбции на поверхности жидкостей. Особенности адсорбции на границе раздела фаз жидкость–газ. ПАВ и ПИАВ, особенности их поведения при адсорбции, практическое использование. Поверхностная активность. Правило Траубе
73. Закономерности мономолекулярной адсорбции. Адсорбция в идеальном адсорбционном слое.
74. Теория Лэнгмюра: основное уравнение, его применение для описания процесса мономолекулярной адсорбции, вывод и анализ уравнения.
75. Особенности адсорбции на границе раздела фаз твердое–газ. Закономерности процессов полимолекулярной адсорбции. Уравнения БЭТ для описания процессов полимолекулярной адсорбции. Анализ уравнения.
76. Закономерности процессов полимолекулярной адсорбции. Уравнение Арановича, его использование для описания полимолекулярной адсорбции. Анализ уравнения.
77. Моно– и полимолекулярная адсорбция, закономерности, примеры, основные уравнения, используемые для их описания.
78. Дисперсные системы: свойства, получение. Строение двойного электрического слоя. Теории строения ДЭС
79. Строение мицеллы лиофобного золя.
80. Влияние добавок электролитов на структуру лиофобного золя, распределение потенциала в двойном электрическом слое.
81. Устойчивость и коагуляция дисперсных систем. Закономерности коагуляции.
82. Электрокинетический потенциал и порог коагуляции, их расчет из экспериментальных данных.

## Примеры экзаменационных билетов по курсу «Физическая и коллоидная химия»

### Билет №1

Вопросы:

1. Расчет тепловых эффектов химических реакций при температурах отличных от 298 К.
2. Теория активированного комплекса. Использование теории для объяснения влияния растворителя и катализатора на скорость химической реакции.
3. Изобразите строение мицеллы гидрозоля AgBr, полученного по реакции:  $\text{AgNO}_3 + \text{KBr}$  в избытке KBr. Выберите из предложенных электролитов неиндифферентные по отношению к золю AgBr:  $\text{KNO}_3$ , KJ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Ответ поясните.

### Билет №2

Вопросы:

1. I закон термодинамики. Основные формулировки, применение I закона термодинамики к изохорным и изобарным процессам.
2. Кинетическое уравнение мономолекулярной односторонней реакции первого порядка в дифференциальной и интегральной формах, определение константы реакции из экспериментальных данных, время полупревращения.
3. Явление адсорбции. Физическая и химическая адсорбция. Силы взаимодействия и значения их энергий. Прикладное значение адсорбции.