

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Белгородский Валерий Савельевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 24.06.2024 17:42:59
Уникальный программный ключ:
8df276ee93e17c18e7bee9e7cad2d0ed9a082473

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Российский государственный университет им. А.Н. Косыгина
(Технологии. Дизайн. Искусство)»

Институт Химических технологий и промышленной экологии
Кафедра Химии и технологии полимерных материалов и нанокomпозитов

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
для проведения текущей и промежуточной аттестации
по учебной дисциплине

Физическая химия

Уровень образования	бакалавриат
Направление подготовки	18.03.01 Химическая технология
Профиль	Технология полимерных пленочных материалов и искусственных кож
Срок освоения образовательной программы по очной форме обучения	4 года
Форма(-ы) обучения	очная

Оценочные материалы учебной дисциплины **элективной основной профессиональной образовательной программы высшего образования**, рассмотрены и одобрены на заседании кафедры, протокол № 9 от 18.03.2024 г.

Составитель оценочных материалов учебной дисциплины:
Профессор Н.Р. Кильдеева
Заведующий кафедрой: Н.Р. Кильдеева

1. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Учебная дисциплина «Физическая химия» изучается в четвертом и пятом семестре.

Форма промежуточной аттестации:

экзамены 4 и 5 семестры

Курсовая работа.

2. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ, ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

Оценочные средства являются частью рабочей программы учебной дисциплины и предназначены для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших компетенции, предусмотренные программой.

Целью оценочных средств является установление соответствия фактически достигнутых обучающимся результатов освоения дисциплины, планируемому результату обучения по дисциплине, определение уровня освоения компетенций.

Для достижения поставленной цели решаются следующие задачи:

- оценка уровня освоения универсальных, компетенций, предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины;
- обеспечение текущего и промежуточного контроля успеваемости;
- оперативного и регулярного управления учебной, в том числе самостоятельной деятельностью обучающегося;
- соответствие планируемых результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс.

Оценочные материалы по учебной дисциплине включают в себя:

- перечень формируемых компетенций, соотнесённых с планируемыми результатами обучения по учебной дисциплине;
- типовые контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения;

Оценочные материалы сформированы на основе ключевых принципов оценивания:

- валидности: объекты оценки соответствуют поставленным целям обучения;
- надежности: используются единообразные стандарты и критерии для оценивания достижений;
- объективности: разные обучающиеся имеют равные возможности для достижения успеха.

3. ФОРМИРУЕМЫЕ КОМПЕТЕНЦИИ, ИНДИКАТОРЫ ДОСТИЖЕНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ, СООТНЕСЁННЫЕ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ И ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

Код компетенции, код индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине	Наименование оценочного средства	
		текущий контроль (включая контроль самостоятельной работы обучающегося)	промежуточная аттестация
ОПК-2: ИД-ОПК-2.1 ИД-ОПК-2.2 ИД-ОПК-2.3	<ul style="list-style-type: none"> – Применяет терминологический инструментарий в области физической химии для решения поставленной цели в своей предметной области. – Имеет представление и использует приложение законов термодинамики к химическим процессам, химическим и фазовым равновесиям, процессам в растворах и электрохимических системах. – Рассматривает свойства химических соединений основываясь на современных представлениях о строении вещества, химической термодинамики и кинетике химических процессов. – Обладает способностью проводить расчеты зависимостей свойств материалов от их физико-химических параметров – Использует новейшие физико-химические методами исследования материалов. – Использует базы данных, содержащие информацию, используемую для теоретических физико-химических расчетов при решении профессио-нальных задач – Использует основы методов физической химии как теоретического фундамента химической технологии. – Применяет методы, которые используются при проведении теоретических физико-химических расчетов. 	Коллоквиум (устные ответы на вопросы), Тестирование (письменные ответы), Защита лабораторной работы (отчет, устные ответы на вопросы)	Четвертый семестр экзамен Пятый семестр - Экзамен Защита лабораторной работы
ОПК-5 ИД-ОПК-5.2	<ul style="list-style-type: none"> – Имеет навыки проведения наблюдений и измерений физико-химических свойств при использовании современного лабораторного оборудования. – Применяет основные информационные ресурсы, компьютерные программы для обработки массивов экспериментальных данных. 	Защита лабораторной работы (отчет, устные ответы на вопросы)	Четвертый семестр экзамен

Код компетенции, код индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине	Наименование оценочного средства	
		текущий контроль (включая контроль самостоятельной работы обучающегося)	промежуточная аттестация
	– Обладает способностью осуществлять экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, проводить наблюдения и измерения с учетом требований техники безопасности, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные.		Пятый семестр - Экзамен Защита курсовой работы

4. ТИПОВЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ И ДРУГИЕ МАТЕРИАЛЫ, НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ ОЦЕНКИ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ И УРОВНЯ СФОРМИРОВАННОСТИ КОМПЕТЕНЦИЙ

4.1. Оценочные материалы **текущего контроля** успеваемости по учебной дисциплине, в том числе самостоятельной работы обучающегося, типовые задания

4-й семестр, разделы I – IV

3.1.1. Коллоквиумы

Коллоквиум № 1 по теме: «Строение вещества».

Коллоквиум № 2 по теме: «Химическая термодинамика».

Коллоквиум № 3 по теме «Химическое равновесие»

Коллоквиум № 4 по теме: «Фазовое равновесие»

Вопросы для подготовки к коллоквиумам:

Строение вещества

1. Предмет физической химии. Цель, задачи, структура курса. Методы теоретического обобщения.
2. Возникновение и становление теории строения атома. Модели атомов по Томсону и Резерфорду.
3. Современная теория строения атомов.
4. Основные принципы и постулаты квантовой механики. Волновое уравнение Шредингера. Волновая функция. Квантовые числа, их связь с характеристиками электронного облака.
5. Уравнение Шредингера для молекулярных систем. Квантово-механический расчет молекул. Основные приближения при квантово-механическом расчете молекул. Электронная конфигурация молекулы, атомный базис.
6. Кривая потенциальной энергии молекулы. Длина и энергия химической связи.
7. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Ион-молекулярные и ион-дипольные взаимодействия. Специфические межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
8. Электрические свойства молекул. Заряды и дипольные моменты. Поляризуемость. Молярная поляризация и ее составляющие.
9. Методы определения дипольного момента и структурной формулы органических жидкостей по экспериментальным данным. Рефракция и парахор.
10. Взаимодействие излучения с веществом. Этапы становления спектроскопии как метода структурного анализа. Излучение и спектр. Возможности спектроскопии.
11. Связь энергии излучения с энергией молекулярного движения. Механизм возникновения и общая характеристика молекулярных спектров.
12. Вращательные спектры поглощения. Вращательная постоянная. Определение момента инерции и межатомных расстояний в различных молекулах..
13. Колебательно-вращательные спектры поглощения. Решение уравнения Шредингера для уровней колебательной энергии молекулы. Гармоничный и ангармоничный осцилляторы. Колебания и спектры многоатомных молекул. Валентные и деформационные колебания.
14. Электронные колебательно-вращательные спектры. Хромофоры. Закон Бугера-Ламберта-Бера.

Химическая термодинамика

1. Химическая термодинамика. Основные понятия и определения. Термодинамическая система. Термодинамический процесс. Параметры и функции состояния.
2. Первый закон термодинамики. Взаимные превращения энергии в изолированных системах. Внутренняя энергия, работа, теплота. Функции состояния. Энтальпия. Расчет теплоты и работы в различных процессах.
3. Теплоемкость. Истинная и средняя теплоемкости. Теплоемкость в изохорном и изобарном процессах.. Формула Майера. Расчет ΔU и ΔH . Молекулярно-кинетическая теория теплоемкости.
4. Квантовые теории теплоемкости. Зависимость теплоемкости от температуры. Интерполяционные формулы теплоемкости. Зависимость внутренней энергии и энтальпии от температуры.
5. Термохимия. Основные понятия термохимии. Стандартное состояние. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствия. Методы определения тепловых эффектов. Определение теплоты гидратации.
6. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Расчет тепловых эффектов реакций при заданных температурах.
7. Второй закон термодинамики. Самопроизвольные, не самопроизвольные и равновесные процессы. Энтропия как функция состояния и критерий равновесия в изолированных системах. Свойства энтропии.
8. Объединенное выражение 1 и 2-го законов термодинамики для обратимого и необратимого процессов. Расчет энтропии в обратимых процессах. Расчет энтропии в необратимом процессе. Кристаллизация переохлажденной жидкости.
9. Термодинамические потенциалы как критерии равновесия в закрытых системах..
10. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Связь ΔG и ΔF с теплотой процесса.
11. Методы расчета потенциала Гиббса. Метод абсолютных энтропий. Формула Темкина-Шварцмана.
12. Химический потенциал идеальных и реальных газов. Фугитивность, коэффициент фугитивности.
13. Химический потенциал в идеальных и реальных растворах. Активность, и коэффициент активности. Первое и второе стандартные состояния.

Химическое равновесие

1. Химическое равновесие. Закон действующих масс для реакций, протекающих в газовой и жидкой фазах. Константы равновесия.
2. Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Нормальное сродство химической реакции.
3. Определение направления химической реакции, термодинамического сродства и константы равновесия с использованием уравнения Вант-Гоффа.
4. Связь между K_p и K_c . Методы расчета константы равновесия.
5. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изохоры и изобары Вант-Гоффа.
6. Принцип подвижного равновесия Ле Шателье-Брауна. Расчет выхода продукта и состава равновесной смеси.
7. Условие и критерии химического равновесия. Анализ изменения ΔG в ходе химической реакции.

Фазовое равновесие

1. Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы и фазовые равновесия.
2. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах.
3. Понятие степень свободы. Правило фаз Гиббса

4. Фазовые равновесия и фазовые переходы в однокомпонентных системах. Фазовые переходы первого и второго рода.
5. Уравнение Клайперона-Клаузиуса. Зависимость температуры плавления от давления.
6. Уравнение Клайперона-Клаузиуса для равновесия пар - жидкость. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
7. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды.
8. Энантиотропные и монотропные фазовые переходы. Диаграмма состояния серы.
9. Физико-химический анализ многокомпонентных систем. Диаграммы состояния. Принципы исследования диаграмм состояния. Примеры.
10. Термический анализ. Кривые охлаждения и диаграммы плавкости.
11. Диаграмма состояния системы с эвтектикой. Правило рычага.
12. Диаграмма состояния системы с конгруентно плавящимися химическими соединениями. Характер кривых охлаждения для систем разного состава.
13. Диаграмма состояния системы с инконгруентно плавящимися химическими соединениями. Эвтектика и перитектика. Путь кристаллизации.
14. Применение правила рычага для определения массы и состава равновесных фаз. Примеры расчета с использованием различных диаграмм состояния.
15. Построение кривых плавкости из диаграмм состояния. Расчет вариантности системы в различных фигуративных точках.
16. Системы с твердыми растворами, компоненты которых неограниченно растворимы. Типы твердых растворов. Диаграммы состояния.
17. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Изменение потенциала Гиббса при смешении жидкостей.
18. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Анализ диаграмм состояния.
19. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Правило прямолинейного диаметра. Использование правила рычага для определения состава сопряженных растворов.
20. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольник Гиббса. Расчет состава системы в фигуративной точке.
21. Анализ диаграммы состояния системы трех жидкостей, две из которых смешиваются между собой ограниченно, а с третьей образуют гомогенный раствор. Правило Тарасенкова. Типы диаграмм состояния трехкомпонентных систем

Тесты для коллоквиумов

1. Водородные связи возникают между
 1. двумя атомами водорода различных молекул;
 2. только между молекулами воды;
 3. между атомом водорода, ковалентно связанным с электроотрицательным атомом, и электроотрицательным атомом другой молекулы.
2. Единицей измерения дипольного момента химической связи и молекулы является
 1. см^2 ;
 2. дебай (Д);
 3. $\text{см}^3/\text{мол}$
3. В какой области спектра возникают переходы для растворов веществ, имеющих окраску
 1. ультрафиолетовая область;
 2. инфракрасная область;
 3. видимый свет
4. Выберите соотношение между общей молярной поляризацией (P_M) и рефракцией (R_M) для веществ, молекулы которых неполярны
 1. $P_M > R_M$
 2. $P_M = R_M$

3. $R_M > P_M$

5. Минимум на кривой потенциальной энергии двухатомной молекулы (r_0) соответствует

1. равновесному расстоянию между молекулами;
2. равновесному расстоянию между ядрами атомов в невозбужденной молекуле;
3. энергии отталкивания между молекулами

6. Функция, изменение которой не зависит от пути процесса, а зависит от исходного и конечного состояния системы, называется

1. термодинамической функцией;
2. функцией системы;
3. функцией состояния.

7. Реакция является экзотермической при условиях

1. $Q_p > 0$; $\Delta H < 0$;
2. $Q_p < 0$; $\Delta H > 0$;
3. $Q_p > 0$; $\Delta H > 0$;
4. $Q_p < 0$; $\Delta H < 0$.

8. Выберите верное соотношение молярных энтропий трёх агрегатных состояний одного вещества;

1. $\Delta S_{\text{газ.}} < \Delta S_{\text{ж.}} < \Delta S_{\text{тв.}}$;
2. $\Delta S_{\text{газ.}} > \Delta S_{\text{ж.}} > \Delta S_{\text{тв.}}$;
3. $\Delta S_{\text{газ.}} = \Delta S_{\text{ж.}} = \Delta S_{\text{тв.}}$

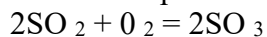
9. Понятие о термодинамических потенциалах вводится с целью

1. расчёта изменения энтропии в ходе процесса;
2. расчёта энергетического баланса системы;
3. решения вопроса о направлении процессов в неизолированных системах.

10. Критерием протекания самопроизвольного процесса при $T = \text{const}$ и $P = \text{const}$ является

1. энергия Гиббса G ;
2. энергия Гельмгольца F ;
3. энтропия S ;
4. внутренняя энергия U .

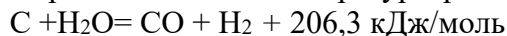
11. Константа равновесия K_p реакции



через равновесные парциальные давления реагирующих веществ выражается

1. $K_p = P_{\text{SO}_3} / (P_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{O}_2})$
2. $K_p = (P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}) / P_{\text{SO}_3}^2$
3. $K_p = P_{\text{SO}_3}^2 / (P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2})$.

12. При повышении температуры равновесие реакции



1. смещается в сторону прямой реакции;
2. смещается в сторону обратной реакции;
3. не изменяется.

13. Мерой стандартного сродства химической реакции при постоянных давлении (P) и температуре (T) является

1. убыль энергии Гиббса;
2. убыль энергии Гельмгольца;
3. убыль энтальпии.

14. Математическим соотношением между величинами K_p и K_c для химической реакции является

1. $K_p = (K_c)^2$;
2. $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$;
3. $K_p = 2K_c$.

15. Гетерогенной системой является
1. смесь газов;
 2. ненасыщенный раствор двух солей;
 3. насыщенный раствор соли в воде в равновесии с осадком.
16. Число термодинамических степеней свободы, соответствующих тройной точке воды, равно
1. 5;
 2. 3;
 3. 0
17. Конденсированными называются фазы:
1. Жидкая и твердая;
 2. Две газообразные фазы;
 3. Жидкая и газообразная фазы
18. Гомогенной системой является
1. смесь двух кристаллических веществ;
 2. вода в равновесии с водяным паром;
 3. раствор трех солей
19. Для определения верхней и нижней критических температур смешения ограниченно смешивающихся жидкостей используют
1. правило прямолинейного диаметра Алексева;
 2. уравнение Клаузиуса-Моссоти;
 3. правило Вант-Гоффа

Вопросы для подготовки к защите лабораторных работ:

1. Цель работы.
2. Основные приборы и методика выполнения работы.
3. Формулы, используемые для расчета.
4. Вопрос по теоретическому материалу по выполненной работе.
5. Полученные зависимости и их графическое выражение.

Экзамен 4 семестра

Устный опрос по билетам:

Время на подготовку 20 – 40 мин

Структура билета:

Задание 1 – теоретический вопрос из раздела Строение вещества

Задание 2 – теоретический вопрос из раздела Химическая термодинамика

Задание 3 – Задача

Способ формирования экзаменационных билетов: ручной

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

по дисциплине “Физическая химия”

1. Предмет физической химии. Цель, задачи, структура курса. Методы теоретического обобщения.
2. Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы и фазовые равновесия. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах.
3. Задача.

Рассчитать $\Delta_r G_T$ при $T=400\text{K}$ для реакции $1/2 \text{N}_{2(g)} + 3/2 \text{H}_{2(g)} = \text{NH}_{3(g)}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

по дисциплине “Физическая химия”

1. Энергия химической связи, длина химической связи. Кривая изменения потенциальной энергии молекулы.
2. Условие и критерии химического равновесия. Анализ изменения ΔG в ходе химической реакции.
3. Задача.

Рассчитать $\Delta_r G_T$ при $T=700\text{K}$ для реакции $\text{C}_{\text{гр}} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3

по дисциплине “Физическая химия”

1. Современная теория строения атомов. Принцип неопределенности Гейнсберга, Электронное облако вероятности.
2. Фазовые равновесия. Основные понятия и определения. Правило фаз Гиббса
3. Задача. Для реакции $2\text{CO} + \text{SO}_2 = \frac{1}{2}\text{S}_{2(\text{газ})} + 2\text{CO}_2$ константа равновесия $K_p = 10^{-10}$. Определить направление реакции при $T=700\text{K}$ и следующих парциальных давлениях компонентов, Н/м²:

$$P_{\text{CO}} = 10^6, \quad P_{\text{SO}_2} = 4 \cdot 10^6, \quad P_{\text{S}_{2(\text{газ})}} = 10^4, \quad P_{\text{CO}_2} = 2 \cdot 10^3$$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

по дисциплине “Физическая химия”

1. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изохоры и изобары Вант-Гоффа.
2. Фазовые равновесия и фазовые переходы в однокомпонентных системах. Фазовые переходы первого и второго рода.
3. Задача. Рассчитайте значения опытной и теоретических молекулярных рефракций, молярную поляризацию. Установить структурную формулу соединения $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. $\rho = 0,917 \text{ г/см}^3$, $n_D = 1,3598$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 5

по дисциплине “Физическая химия”

1. Уравнение Клайперона-Клаузиуса. Зависимость температуры плавления от давления.
2. Связь между K_p и K_c . Методы расчета константы равновесия.
3. Задача. Рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ при 25°C для химической реакции:
 $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
 Стандартные значения энтальпии образования и абсолютной энтропии при 25°C равны: $\Delta_f H^\circ(\text{HCl}) = -22.1 \text{ ккал/моль}$, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -68.3 \text{ ккал/моль}$; $S^\circ(\text{HCl}) = 44.6 \text{ кал/(моль} \cdot \text{K)}$, $S^\circ(\text{O}_2) = 49.0 \text{ кал/(моль} \cdot \text{K)}$, $S^\circ(\text{Cl}_2) = 53.3 \text{ кал/(моль} \cdot \text{K)}$, $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 16.7 \text{ кал/(моль} \cdot \text{K)}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

по дисциплине “Физическая химия”

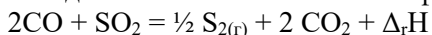
1. Уравнение Клайперона-Клаузиуса для равновесия пар - жидкость. Зависимость давления насыщенного пара от температуры
2. Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Нормальное сродство химической реакции.
3. Задача. Рассчитайте значения опытной и теоретических молекулярных рефракций, молярную поляризацию. Установить структурную формулу соединения $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. $\rho = 0,917 \text{ г/см}^3$, $n_D = 1,3598$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 8

по дисциплине “Физическая химия”

1. Свойства энтропии. Методы расчета изменения энтропии в различных процессах.
2. Химическое равновесие. Закон действующих масс для реакций, протекающих в газовой и жидкой фазах.

3. Задача. Рассчитать тепловой эффект ($\Delta_r H$) для реакции:



А) при стандартных условиях; Б) при $T=900 \text{ K}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 10

по дисциплине “Физическая химия”

1. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды.
2. Химический потенциал идеальных и реальных газов фугитивность, коэффициент фугитивности.
3. Задача. Определить изменение энтропии ΔS_{298}^0 при стандартных условиях в случае протекания реакции:
 $2\text{CO} + \text{SO}_2 = \frac{1}{2}\text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{CO}_2$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 12

по дисциплине “Физическая химия”

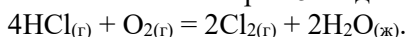
1. Кривая потенциальной энергии молекулы. Химическая связь. Длина и энергия химической связи. Донорно-акцепторная связь.
2. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Связь ΔG и ΔF с теплотой процесса.
3. Задача.

Рассчитать $\Delta_r G_T$ при $T=700\text{K}$ для реакции $\text{C}_{\text{гр}} + 2\text{H}_{2(\text{r})} = \text{CH}_{4(\text{r})}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 13

по дисциплине “Физическая химия”

1. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса.
2. Термодинамические потенциалы как критерии равновесия в закрытых системах..
3. Задача.

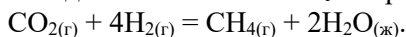
Рассчитайте ΔG° при 25°C для химической реакции:

Стандартные значения энтальпии образования и абсолютной энтропии при 25°C равны: $\Delta_f H^\circ(\text{HCl}) = -22.1$ ккал/моль, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -68.3$ ккал/моль; $S^\circ(\text{HCl}) = 44.6$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{O}_2) = 49.0$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{Cl}_2) = 53.3$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 16.7$ кал/(моль · К).

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 14

по дисциплине “Физическая химия”

1. Специфические межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
2. Применение правила рычага для определения массы и состава равновесных фаз. Примеры расчета с использованием диаграмм состояния.
3. Задача. Рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ при 25°C для химической реакции:



Стандартные значения энтальпии образования и абсолютной энтропии при 25°C равны: $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -94.1$ ккал/моль, $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) = -17.9$ ккал/моль, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -68.3$ ккал/моль; $S^\circ(\text{CO}_2) = 51.1$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{H}_2) = 31.2$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{CH}_4) = 44.5$ кал/(моль · К), $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 16.7$ кал/(моль · К).

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 15

по дисциплине “Физическая химия”

1. Излучение и спектр. Спектр электромагнитного излучения.
2. Объединенное выражение 1 и 2-го законов термодинамики для обратимого и необратимого процессов. Расчет энтропии в различных обратимых процессах.

3. Задача. Вычислите стандартную энергию Гиббса образования ($\Delta_f G_{298}^\circ$) жидкой и газообразной воды, если известны следующие данные: $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}) = -241.8$ кДж/моль, $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285.6$ кДж/моль, $S_{298}^\circ(\text{H}_2) = 130.6$ Дж/(моль · К), $S_{298}^\circ(\text{O}_2) = 205.0$ Дж/(моль · К), $S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}) = 188.5$ Дж/(моль · К), $S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 69.8$ Дж/(моль · К).

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 17

по дисциплине “Физическая химия”

1. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Изменение потенциала Гиббса при смешении жидкостей.
2. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
3. Задача

Для реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ $K_C=50$ при 444°C . Определить направление процесса, если исходная смесь имеет следующий состав:

$C_{\text{H}_2}=2$ моль/л; $C_{\text{I}_2}=5$ моль/л; $C_{\text{HI}}=10$ моль/л

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 18

по дисциплине “Физическая химия”

1. Взаимодействие излучения с веществом. Механизм возникновения спектров.
2. Закон Гесса и его следствия. Методы определения тепловых эффектов. Определение теплоты гидратации.

3. Задача. Для реакции $2CO + SO_2 = \frac{1}{2}S_{2(г)} + 2CO_2$ константа равновесия $K_p = 10^{-10}$. Определить направление реакции при $T=700K$ и следующих парциальных давлениях компонентов, Н/м²:
 $P_{CO} = 10^6$, $P_{SO_2} = 4 \cdot 10^6$, $P_{S_{2(г)}} = 10^4$, $P_{CO_2} = 2 \cdot 10^3$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 19
по дисциплине “Физическая химия”

1. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Правило прямолинейного диаметра. Использование правила рычага для определения состава сопряженных растворов.

2. Термохимия. Основные понятия термохимии. Стандартное состояние Тепловой эффект химической реакции.

3. Задача

Для реакции $H_2 + I_2 = 2HI$ $K_c=50$ при $444^\circ C$. Определить направление процесса, если исходная смесь имеет следующий состав:

$C_{H_2}=2$ моль/л; $C_{I_2}=1$ моль/л; $C_{HI}=10$ моль/л

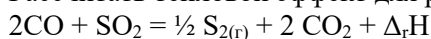
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 20
по дисциплине “Физическая химия”

1. Связь энергии излучения с энергией молекулярного движения. Механизм возникновения и общая характеристика молекулярных спектров.

2. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Треугольник Гиббса. Расчет состава системы в фигуративной точке.

3. Задача

Рассчитать тепловой эффект для реакции



А) при стандартных условиях; Б) при $T=900$ К.

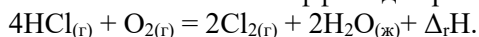
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 21
по дисциплине “Физическая химия”

1. Вращательные спектры поглощения. Механизм возникновения, характер спектров.

2. Квантовые теории теплоемкости. Зависимость теплоемкости от температуры. Интерполяционные формулы теплоемкости.

3. Задача

Рассчитать тепловой эффект для реакции



А) при стандартных условиях; Б) при $T=900$ К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 22
по дисциплине “Физическая химия”

1. Колебательно-вращательные спектры поглощения. ИК-спектроскопия.

2. Молекулярно-кинетическая и квантовая теории теплоемкости.

3. Задача

Рассчитать тепловой эффект для реакции



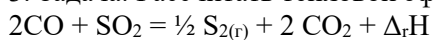
А) при стандартных условиях; Б) при $T=700$ К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 23
по дисциплине “Физическая химия”

1. Колебания и спектры многоатомных молекул. Валентные и деформационные колебания.

2. Теплоемкость. Истинная и средняя теплоемкости. Теплоемкость в изохорном и изобарном процессах.. Формула Майера. Расчет ΔU и ΔH .

3. Задача. Рассчитать тепловой эффект (Δ_rH) для реакции:



А) при стандартных условиях; Б) при $T=900$ К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 24
по дисциплине “Физическая химия”

1. Электронные колебательно-вращательные спектры. Хромофоры. Закон Бугера-Ламберта-Беера.

2. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изохоры и изобары Вант-Гоффа.

3. Задача. Определить изменение энтропии ΔS_{298}^0 при стандартных условиях в случае протекания реакции: $2\text{CO} + \text{SO}_2 = \frac{1}{2} \text{S}_{2(\text{г})} + 2\text{CO}_2$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 25
по дисциплине “Физическая химия”

1. Связь энергии излучения с энергией молекулярного движения. Механизм возникновения и общая характеристика молекулярных спектров

2. Основные понятия термодинамики. Термодинамические параметры. Функции состояния и функции перехода. Теплота, работа, внутренняя энергия. 1 закон термодинамики для изохорного и изобарного процессов.

3. Задача

Для реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ $K_c=50$ при 444°C . Определить направление процесса, если исходная смесь имеет следующий состав: $C_{\text{H}_2}=2$ моль/л; $C_{\text{I}_2}=5$ моль/л; $C_{\text{HI}}=10$ моль/л

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 26
по дисциплине “Физическая химия”

1. Химическая термодинамика. Основные понятия и определения. Термодинамическая система. Термодинамический процесс. Параметры и функции состояния.

2. Термохимия. Основные понятия термохимии. Стандартное состояние. Тепловой эффект химической реакции.

3. Задача

Вычислите стандартную энергию Гиббса образования ($\Delta_f G_{298}^0$) жидкой и газообразной воды, если известны следующие данные: $\Delta_f H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -241.8$ кДж/моль, $\Delta_f H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285.6$ кДж/моль, $S_{298}^0(\text{H}_2) = 130.6$ Дж/(моль·К), $S_{298}^0(\text{O}_2) = 205.0$ Дж/(моль·К), $S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = 188.5$ Дж/(моль·К), $S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 69.8$ Дж/(моль·К).

Семестр № 5

3.2. Для текущей аттестации:

Коллоквиумы

Коллоквиум № 1 по теме: «Растворы».

Коллоквиум № 2 по теме: «Растворы электролитов». «Электрохимия»

Коллоквиум № 3 по теме «Формальная кинетика и механизм химических реакций»

Коллоквиум №4 по теме «Катализ»

Вопросы для подготовки к коллоквиумам:

Коллоквиум 1. Растворы

1. Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
2. Идеальные, реальные и предельно разбавленные растворы.
3. Термодинамика растворов. Парциальные мольные величины и их значения в термодинамике растворов. Уравнения Гиббса-Дюгема и Дюгема-Маргулиса. Графический метод расчета парциальных мольных величин.
4. Химический потенциал компонента а растворе. Первое и второе стандартные состояния. Идеальные и реальные растворы. Активность и коэффициент активности. Методы определения коэффициента активности.
5. Коллигативные свойства растворов. Повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания, осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа.
6. Криоскопический, эбулиоскопический и осмометрический методы. Уравнение Шредера.
7. Растворимость газов в жидкости, уравнение Генри. Давление насыщенного пара над раствором, закон Рауля для летучих и нелетучих смесей.

8. Перегонка жидких летучих смесей. Первый и второй законы Коновалова.
9. Электролитическая диссоциация, сольватация. Электролиты, классификация электролитов Слабые электролиты.
10. Степень диссоциации и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
11. Термодинамика растворов электролитов. Средняя ионная активность и средний ионный коэффициент активности. Первое и второе стандартные состояния. Ионная сила раствора.
12. Основные понятия электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля.. 1-е, 2-е и 3-е приближения.
13. Подвижность ионов в растворе. Понятие «бесконечное или предельное разведение». Закон Кольрауша.

Коллоквиум 2. Растворы электролитов

1. Электропроводность. Проводники 1-го и 2-го рода. Электропроводность растворов электролитов. Удельная и молярная электропроводности.
2. Зависимость электрической проводимости растворов электролитов от концентрации. Природа торможения ионов, электрофоретический и релаксационный эффекты. Уравнение Онзагера.
3. Подвижность и числа переноса ионов. Коэффициент электрической проводимости. Кондуктометрия.
4. Единая теория диссоциации электролитов. Ионогены и ионофоры. Правило Каблукова-Томпсона.
5. Влияние электролитической диссоциации на коллигативные свойства растворов. Изотонический коэффициент.
6. Ионные равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей. Произведение растворимости малорастворимой соли.

Коллоквиум 3 Электрохимия

7. Термодинамика электрохимического элемента. ЭДС гальванического элемента. Стандартная ЭДС.
8. Элемент Даниэля-Якоби. Схема элемента. Уравнение Нернста.
9. Электродные потенциалы. Гальвани-потенциал. Условный электродный потенциал. Стандартные электродные потенциалы.
10. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные реакции на положительном и отрицательном полюсах гальванического элемента.
11. Классификация обратимых электродов. Электроды первого рода. Газовые и амальгамные электроды.
12. Электроды второго рода. Каломельный и хлорсеребряный электроды.
13. Окислительно-восстановительные электроды.
14. Гальванические элементы. Химические цепи с одним и двумя электродами. Методы расчета ЭДС гальванического элемента.
15. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов.
16. Потенциометрия. Вопросы, решаемые с использованием потенциометрии. Определение pH с использованием различных индикаторных электродов и электрода сравнения. Определение стандартных термодинамических функций с использованием потенциометрии.
17. Строение двойного электрического слоя на границе раздела фаз.

Коллоквиум 4. Химическая кинетика

1. Основные понятия химической кинетики. Типы реакций в химической кинетике.
2. Скорость элементарной химической реакции. Зависимость концентрации реагентов и продуктов реакции от времени. Кинетическая кривая.
3. Формальная кинетика простых реакций. Закон действующих масс.
4. Общий и частный порядок реакции. Основной постулат химической кинетики.

5. Порядок и молекулярность реакции. Причины несовпадения молекулярности и порядка реакции.
6. Кинетические уравнения реакций разных порядков и их решения. Анализ кинетического уравнения реакции первого порядка. Кинетика элементарных реакций второго и третьего порядка.
7. Способы определения порядка и константы скорости химической реакции.
8. Формальная кинетика сложных гомогенных реакций. Типы сложных реакций. Двусторонние и параллельные и последовательные реакции. Сопряженные реакции. Автокаталитические реакции.
9. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Температурный коэффициент Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции. Экспериментальное определение энергии активации и предэкспоненциального множителя.
10. Теория активных столкновений. Физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя. Мономолекулярные реакции.
11. Теория активированного комплекса. Путь реакции. Время жизни активированного комплекса. Энергетическая карта химической реакции.
12. Цепные и фотохимические реакции. Горение и взрыв.
13. Особенности гомогенных реакции в растворах.
14. Кинетика гетерогенных реакций Влияние диффузии на скорость гетерогенной химической реакции. Способы определения лимитирующей стадии гетерогенной реакции. Диффузия и коэффициент диффузии. 1и 2 законы Фика.

Тесты для коллоквиумов

1. Зависит ли степень диссоциации слабого электролита от концентрации раствора?
 1. зависит;
 2. не зависит.
2. Функция концентрации, подстановка которой вместо концентрации в термодинамические уравнения для идеальных растворов делает эти уравнения применимыми для реальных, называется.....
 1. фугитивность;
 2. коэффициент фугитивности;
 3. активность
3. Как соотносятся между собой температуры кипения растворов веществ ($T_{\text{кип. р-ра}}$) и чистых растворителей ($T_{\text{кип. р-ля}}$)
 1. $T_{\text{кип. р-ра}} = T_{\text{кип. р-ля}}$;
 2. $T_{\text{кип. р-ра}} > T_{\text{кип. р-ля}}$
 3. $T_{\text{кип. р-ля}} > T_{\text{кип. р-ра}}$
4. Как соотносятся между собой температуры замерзания растворов веществ ($T_{\text{зам. р-ра}}$) и чистых растворителей ($T_{\text{зам. р-ля}}$)
 1. $T_{\text{зам. р-ра}} = T_{\text{зам. р-ля}}$;
 2. $T_{\text{зам. р-ра}} > T_{\text{зам. р-ля}}$
 3. $T_{\text{зам. р-ля}} > T_{\text{зам. р-ра}}$
5. Вещества, которые в растворе или расплаве диссоциируют с образованием ионов, называются
 1. электролитами;
 2. неэлектролитами;
 3. независимыми компонентами
6. Ионная сила раствора электролита рассчитывается по формуле
 1. $I = 0,5 \cdot m \cdot z$
 2. $I = 0,5 \cdot \sum(m \cdot z)^2$
 3. $I = 0,5 \cdot \sum(m_i \cdot z_i^2)$

7. Совокупность энергетических и структурных изменений, происходящих в растворе неэлектролита при взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами растворителя, называется
1. электролитической диссоциацией;
 2. сольватацией;
 3. гидролизом
8. Электродный потенциал является стандартным при
1. температуре 295К и активности компонентов, участвующих в электродной реакции, равной единице;
 2. температуре 295К и давлении 1атм;
 3. постоянных температуре и давлении.
9. К слабым электролитам при растворении в воде относится
1. C_2H_5COOH
 2. HNO_3
 3. K_2SO_4
10. Стандартный потенциал водородного электрода
1. принят за единицу;
 2. принят равным нулю;
 3. принимает разные значения в зависимости от парциального давления водорода.
11. Медный электрод (медная пластинка или стержень, погруженные в водный раствор $CuSO_4$) относится к электродам
1. первого рода;
 2. мембранным;
 3. газовым
12. Стекланный электрод является электродом
1. окислительно - восстановительным;
 2. мембранным;
 3. газовым
13. Электродом второго рода является
1. $H^+/H_2/Pt$;
 2. $Cl^-/AgCl/Ag$;
 3. $Fe^{2+}/Fe^{3+}/Pt$
14. Уравнение Нернста позволяет рассчитывать
1. ЭДС гальванического элемента;
 2. константу равновесия окислительно-восстановительной реакции;
 3. оптическую плотность растворов окислителя и восстановителя
15. Порядок реакции по веществу равен:
1. показателю степени при концентрации этого вещества в кинетическом уравнении реакции;
 2. стехиометрическому коэффициенту перед формулой этого вещества в уравнении реакции;
 3. молекулярности реакции.
16. Факторами, влияющими на константу скорости химической реакции являются
1. концентрация, температура, катализатор, механизм реакции;
 2. температура, катализатор, механизм реакции;
 3. концентрация, катализатор, механизм реакции.
17. Экспериментально энергию активации химической реакции определяют по тангенсу угла наклона прямой, выражающей
1. зависимость константы скорости реакции от температуры;
 2. зависимость константы равновесия реакции от температуры;
 3. зависимость логарифма константы скорости реакции от обратной температуры.
18. Энергию активации химической реакции определяют по уравнению

1. Гесса;
 2. Клаузиуса-Клайперона;
 3. Аррениуса;
 4. Гиббса.
19. Ингибиторами называют вещества, которые приводят к
1. увеличению скорости химической реакции;
 2. снижению скорости химической реакции;
 3. увеличению константы равновесия обратимой химической реакции
20. Молекулярность химической реакции может принимать значения
1. дробные и целочисленные;
 2. только дробные;
 3. только целочисленные
21. Скорость химической реакции между веществами А и В с образованием продукта реакции С ($A+B=C$) рассчитывают по уравнению
1. $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
 2. $v = 1/(k \cdot [A] \cdot [B])$
 3. $v = k \cdot [A] \cdot [B] \cdot [C]$

Коллоквиум по теме **Катализ**

1. Катализаторы – это вещества, которые:
 1. ускоряют химическую реакцию, но сами в ней не расходуются;
 2. ускоряют химическую реакцию и расходуются в результате ее протекания;
 3. замедляют химическую реакцию и сами в ней не расходуются;
 4. замедляют химическую реакцию и расходуются при ее протекании.
2. Катализатор в случае обратимой реакции:
 1. изменяет скорость только прямой реакции;
 2. изменяет скорость только обратной реакции;
 3. в одинаковой мере изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции;
 4. не влияет на скорость прямой и обратной реакции.
3. Скорость реакции в случае гомогенного катализа:
 1. не зависит от концентрации катализатора;
 2. уменьшается при повышении концентрации катализатора;
 3. возрастает при повышении концентрации катализатора;
 4. зависит от концентрации активных центров на поверхности катализатора.
4. Скорость реакции в случае гетерогенного катализа:
 1. зависит от площади катализатора;
 2. зависит от концентрации катализатора;
 3. зависит от числа активных центров на поверхности катализатора;
 4. зависит от цвета катализатора.
5. Каталитической не может быть реакция:
 1. разложения;
 2. соединения;
 3. ионного обмена, протекающая в водном растворе между сильными электролитами;
 4. окислительно-восстановительная.
6. Укажите схемы каталитических реакций:
 1. $\text{NaOH}_{(p-p)} + \text{HCl}_{(p-p)} \rightarrow$;
 2. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$;
 3. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$;
 4. $\text{CH}_3\text{-C(O)-O-CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
7. Скорость реакции при гетерогенном катализе зависит от:

1. площади поверхности твердого катализатора;
 2. количества активных центров на поверхности катализатора;
 3. цвета и формы катализатора;
 4. концентрации твердого катализатора.
8. При гомогенном катализе:
1. исходные вещества адсорбируются на поверхности катализатора;
 2. молекулы катализатора взаимодействуют с молекулами одного из исходных веществ, образуя нестойкое промежуточное соединение;
 3. скорость реакции зависит от концентрации катализатора в реакционной системе;
 4. катализатор расходуется ко времени окончания реакции.
9. Ингибиторы – это:
1. вещества, уменьшающие скорость химической реакции;
 2. каталитические яды;
 3. вещества, не влияющие на скорость химической реакции;
 4. вещества, увеличивающие время протекания химической реакции до наступления равновесия.
10. Вещества, усиливающие действие катализаторов, называются:
1. ингибиторами;
 2. активаторами;
 3. стабилизаторами;
 4. промоторами.
11. Антиоксидантами называются:
1. вещества, уменьшающие скорость процесса окисления;
 2. вещества, способствующие интенсификации процессов окисления;
 3. ингибиторы, влияющие на протекание процессов окисления;
 4. вещества, не способные взаимодействовать с кислородом.
12. Автокаталитическими называются такие реакции, в которых:
1. в роли катализатора выступает один из реагентов;
 2. в роли катализатора выступает один из продуктов реакции;
 3. скорость реакции возрастает за счет действия какого – нибудь внешнего фактора;
 4. скорость реакции все время находится на высоком уровне и не зависит от действия внешних и внутренних факторов.
13. Соответствующим образом подобраный катализатор может ускорить:
1. любую химическую реакцию;
 2. как прямую, так и обратную реакцию, способную протекать при данных условиях;
 3. только термодинамически возможные, при данных условиях, реакции, которые сопровождаются уменьшением свободной энергии Гиббса ($\Delta G < 0$);
 4. только те реакции которые сопровождаются возрастанием при данных условиях свободной энергии Гиббса ($\Delta G > 0$).
14. Характерной особенностью катализа является то, что:
1. содержание катализатора в реакционной смеси по сравнению с количествами исходных веществ должно быть во много раз больше;
 2. химическое количество катализатора в реакционной смеси должно быть примерно одинаковыми с химическим количеством исходных веществ;
 3. содержание катализатора в реакционной смеси должно быть значительно меньше, чем химические количества исходных веществ;
 4. скорость каталитической реакции всегда не зависит от количества катализатора, присутствующего в реакционной смеси.

15. Селективные катализаторы, в отличие от обычных:
 1. могут изменять скорость реакции только при строго определённых условиях;
 2. могут изменять скорость реакции только в том случае, если их содержание в системе становится больше строго определённой величины;
 3. могут изменять не только скорость реакции, но и направление её протекания;
 4. действуют на сложную реакцию, увеличивают скорость только одной из нескольких параллельно протекающих реакций.
16. Из нескольких возможных реакций катализатор обычно:
 1. всегда ускоряет только ту, которая сопровождается наибольшей убылью свободной энергии Гиббса;
 2. ускоряет только какую то определённую реакцию, протекающую между строго конкретными веществами;
 3. в одинаковой мере ускоряет все реакции;
 4. всегда ускоряет только ту реакцию, которая сопровождается наименьшей убылью свободной энергии Гиббса.
17. Катализатор:
 1. участвует в элементарном акте реакции;
 2. не участвует в образовании промежуточного соединения с каким - либо участником реакции в случае протекания многостадийного процесса;
 3. образует активированный комплекс со всеми реагирующими веществами в случае протекания одностадийного процесса;
 4. постепенно расходуется в ходе химической реакции.
18. В результате протекания каталитической реакции катализатор:
 1. претерпевает химическое превращения;
 2. остаётся химически неизменным;
 3. сохраняет своё количество постоянным (если не учитывать механического уноса и возможности протекания побочных процессов, в которых он выступает в роли реагента);
 4. всегда уменьшает своё изначальное химическое количество.
19. Природные катализаторы, имеющие белковую природу и ускоряющие протекание биохимических реакций в животных и растительных клетках называются:
 1. ферментами;
 2. антиоксидантами;
 3. витаминами;
 4. антиглобулинами.
20. Отличительной особенностью ферментов от других катализаторов является то, что они:
 1. способны ускорять любую биохимическую реакцию;
 2. обладают более высокой каталитической активностью;
 3. являются строго специфичными;
 4. проявляют свою максимальную активность в строго определённых внешних условиях.
21. Субстратной специфичностью фермента является:
 1. его способность ускорять только прямую реакцию до наступления в системе химического равновесия;
 2. его способность проявлять каталитическую активность только по отношению к какому-нибудь одному исходному веществу (субстрату);
 3. его способность проявлять каталитическую активность по отношению в разным субстратам, имеющим определённые структурные фрагменты;
 4. его способность ускорять как прямую, так и обратную реакцию до наступления в системе химического равновесия

22. Способность фрагмента проявлять каталитическую активность только по отношению к одному из стереоизомеров исходного вещества называется его:
1. стереоспецифичностью;
 2. субстратной специфичностью;
 3. групповой специфичностью;
 4. селективностью.
23. В пищевой промышленности антиоксиданты используются для:
1. увеличения сроков хранения жиров и жиросодержащих продуктов;
 2. уменьшения скорости протекания процессов окисления;
 3. увеличения скорости протекания процессов окисления;
 4. подавления действия ферментов на продукты при их употреблении в пищу.
24. Ферментом с групповой специфичностью является:
1. пепсин;
 2. амилаза;
 3. алкогольдегидрогеназа;
 4. трипсин.
25. Ферментом с субстратной специфичностью является:
1. пепсин;
 2. амилаза;
 3. уреазы;
 4. трипсин.

Вопросы для подготовки к защите лабораторных работ:

6. Цель работы.
7. Основные приборы и методика выполнения работы.
8. Формулы, используемые для расчета.
9. Вопрос по теоретическому материалу по выполненной работе.
10. Полученные зависимости и их графическое выражение.

3.2 Для промежуточной аттестации:

3.2.1. Перечень билетов к устному экзамену:

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1
по дисциплине “Физическая химия”

1. Слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
2. Катализ. Классификация. Общие особенности.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и pH 0,2M раствора бензойной кислоты при 298K.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2
по дисциплине “Физическая химия”

1. Термодинамика растворов электролитов. Средняя ионная активность и средний ионный коэффициент активности. Первое и второе стандартные состояния. Ионная сила раствора.
2. Общий и частный порядок реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетический закон действующих масс.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и pH 0,2M раствора муравьиной кислоты при 298K.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3
по дисциплине “Физическая химия”

1. Основные понятия электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля.. 1-е, 2-е и 3-е приближения.

2. Порядок и молекулярность реакции. Причины несовпадения молекулярности и порядка реакции.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и pH 0,1M раствора пропионовой кислоты при 298K.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

по дисциплине “Физическая химия”

1. Классификация обратимых электродов. Электроды первого и второго рода. Каломельный и хлорсеребряный электроды.
2. Теория активных столкновений. Физический смысл и экспериментальное определение энергии активации и предэкспоненциального множителя.
3. Омыление уксусноэтилового эфира едким натром при 282,6K в течение 10 мин протекает на 20%, а при 320K в течение 15 мин – на 30%. Вычислите константу скорости и энергию активации реакции. Порядок реакции соответствует молекулярности.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 5

по дисциплине “Физическая химия”

1. Коллигативные свойства растворов. Повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания, осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа.
2. Теория активированного комплекса. Путь реакции. Время жизни активированного комплекса. Энергетическая карта химической реакции..
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и pH 0,2M раствора бензойной кислоты при 298K.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 6

по дисциплине “Физическая химия”

1. Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы и фазовые равновесия. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Анализ диаграмм состояния.
2. Криоскопический, эбулиоскопический и осмометрический методы определения молекулярной массы.
3. Установлено, что реакция $2\text{HI}_{(г)} \rightarrow \text{I}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$ протекает по второму порядку. При равенстве начальной концентрации HI 0,2M период полураспада равен 30 с. Определите период полураспада при $[\text{HI}]_{\text{нач}} = 0,02\text{M}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

по дисциплине “Физическая химия”

1. Растворимость газов в жидкости, уравнение Генри. Давление насыщенного пара над раствором, закон Рауля для летучих и нелетучих смесей
2. Механизм каталитических реакций. Энергия активации и катализ.
3. В 60 г бензола растворено 2,09 г вещества. Раствор кристаллизуется при 4,25°C, чистый бензол кристаллизуется при 5,5°C. Определить молекулярную массу вещества, растворенного в бензоле. $K_{\text{зам. бенз.}} = 5,12 \text{ K} \cdot \text{кг/моль}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 8

по дисциплине “Физическая химия”

1. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствия. Определение тепловых эффектов.
2. Перегонка жидких летучих смесей. Первый и второй законы Коновалова.
3. Константа скорости реакции разложения ацетодикарбоновой кислоты (реакция 1 порядка) при $T_1 = 272,2\text{K}$ равна $k_1 = 2,46 \cdot 10^{-5} \text{ мин}^{-1}$, при $T_2 = 313,2\text{K}$ $k_2 = 5,76 \cdot 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$. Вычислите время, в течение которого реакция пройдет на 70% при $T = 323,2\text{K}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 9

по дисциплине “Физическая химия”

1. Растворимость газов в жидкости, уравнение Генри. Давление насыщенного пара над раствором, закон Рауля для летучих и нелетучих смесей.
2. Кинетика гетерогенных реакций. Диффузия и коэффициент диффузии. 1 и 2 законы Фика.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и рН 0,2М раствора бензойной кислоты при 298К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 10
по дисциплине “Физическая химия”

1. Основные понятия электрохимии. Электролитическая диссоциация, сольватация. Электролиты, классификация электролитов.
2. Влияние диффузии на скорость гетерогенной химической реакции. Способы определения лимитирующей стадии гетерогенной реакции.
3. Омыление уксусноэтилового эфира едким натром при 282,6К в течение 10 мин протекает на 20%, а при 320К в течение 15 мин – на 30%. Вычислите константу скорости и энергию активации реакции. Порядок реакции соответствует молекулярности.

Заведующий кафедрой _____ проф. Кильдеева Н.Р.
«25» декабря 2018 г.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 11
по дисциплине “Физическая химия”

1. Слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
2. Катализ. Классификация. Общие особенности.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и рН 0,2М раствора бензойной кислоты при 298К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 12
по дисциплине “Физическая химия”

1. Термодинамика растворов электролитов. Средняя ионная активность и средний ионный коэффициент активности. Первое и второе стандартные состояния. Ионная сила раствора
2. Общий и частный порядок реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетический закон действующих масс.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и рН 0,2М раствора муравьиной кислоты при 298К.
1. Основные понятия электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля.. 1-е, 2-е и 3-е приближения.
2. Порядок и молекулярность реакции. Причины несовпадения молекулярности и порядка реакции.
3. Используя справочные данные, рассчитать удельную электропроводность и рН 0,1М раствора пропионовой кислоты при 298К.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 14
по дисциплине “Физическая химия”

1. Определение рН с использованием индикаторных электродов и электрода сравнения.
2. Кинетика гомогенного катализа. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
3. Рассчитать энергию активации, температурный коэффициент γ и константу скорости химической реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при температуре 303К, если при температуре $T_1=288\text{K}$ $k_1=0,00031 \text{ л}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{с}^{-1}$, а при температуре $T_2=313\text{K}$ $k_2=0,00815 \text{ л}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{с}^{-1}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 15
по дисциплине “Физическая химия”

1. Подвижность ионов в растворе. Понятие «бесконечное или предельное разведение». Закон Кольрауша.

- Анализ кинетического уравнения реакции первого порядка.
- Рассчитать энергию активации, температурный коэффициент γ и константу скорости химической реакции $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 1/2\text{O}_2$ при температуре 303К, если при температуре $T_1=298\text{K}$ $k_1=0,00203 \cdot \text{c}^{-1}$, а при температуре $T_2=288\text{K}$ $k_2=0,475 \cdot 10^{-3} \text{c}^{-1}$

БИЛЕТ № 16

по дисциплине “Физическая химия”

- Зависимость электрической проводимости растворов электролитов от концентрации. Природа торможения ионов, электрофоретический и релаксационный эффекты. Уравнение Онзагера.
- Способы определения порядка и константы скорости химической реакции.
- Рассчитать энергию активации, температурный коэффициент γ и константу скорости химической реакции $2\text{HJ} \rightarrow \text{H}_2 + \text{J}_2$ при температуре 456К, если при температуре $T_1=288\text{K}$ $k_1=0,942 \cdot 10^{-6} \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{c}^{-1}$, а при температуре $T_2=700\text{K}$ $k_2=0,0031 \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{c}^{-1}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 17

по дисциплине “Физическая химия”

- Подвижность и числа переноса ионов. Коэффициент электрической проводимости. Кондуктометрия.
- Формальная кинетика сложных гомогенных реакций. Двусторонние, параллельные и последовательные реакции. Лимитирующая стадия реакции. Типы сложных реакций.
- Рассчитать энергию активации, температурный коэффициент γ и константу скорости химической реакции $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$ при температуре 648К, если при температуре $T_1=599\text{K}$ $k_1=0,00146 \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{c}^{-1}$, а при температуре $T_2=672\text{K}$ $k_2=0,0568 \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{c}^{-1}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 18

по дисциплине “Физическая химия”

- Единая теория диссоциации электролитов. Ионогены и ионофоры. Правило Каблукова-Томпсона.
- Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков и их решения.
- Температура замерзания водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равна $-0,216^\circ\text{C}$. Вычислить осмотическое давление раствора при этой температуре, $K_{\text{зам. воды}}=1,86 \text{К} \cdot \text{кг}/\text{моль}$, а плотность раствора равна $1,01 \text{г}/\text{см}^3$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 19

по дисциплине “Физическая химия”

- Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды. Расчет вариантности системы.
- Влияние электролитической диссоциации на коллигативные свойства растворов. Изотонический коэффициент.
- Установлено, что реакция $2\text{HJ}(\text{г}) \rightarrow \text{J}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ протекает по второму порядку. При равенстве начальной концентрации HJ $0,2\text{M}$ период полураспада равен 30 с. Определите период полураспада при $[\text{HJ}]_{\text{нач}}=0,02\text{M}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 20

по дисциплине “Физическая химия”

- Системы с ограниченной растворимостью в жидкой фазе. Анализ диаграмм состояния.
- Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков и их решения.
- Температура замерзания 2%-го водного раствора исследуемого вещества на $1,395\text{K}$ ниже $T_{\text{зам. воды}}$. $K_{\text{зам. воды}}=1,86 \text{К} \cdot \text{кг}/\text{моль}$; определить молекулярную массу этого вещества.

7.2.2 Примерная тематика курсовых проектов:

Рассчитать теплоемкости газообразных соединений и термодинамические параметры заданной химической реакции при трех температурах и определенном давлении.

№	Реакция		Температура, К	

пп		В-во, для расчёта C_p по квантовым формулам	T_1	T_2	T_3	Давление, Н/м ² или атм.
1	2	3	4	5	6	7
1.	$N_2+3H_2=2NH_3$	N_2, H_2	298	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
1.1.	– " –	NH_3	298	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
1.2.	– " –	NH_3	298	800	1200	1 атм
1.3.	$1/2N_2+3/2H_2=NH_3$	N_2, H_2	298	800	1200	$1,0133 \cdot 10^5$
2.	$NH_3+2O_2=HNO_3+H_2O$	O_2, H_2O	298	700	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
2.1.	– " –	O_2, H_2O	298	600	900	1 атм
3.	$NH_3+5/4O_2=NO+3/2H_2O$	O	298	700	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
3.1.	– " –	NH_3, O_2	298	700	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
4.	$NH_3+3/4O_2=1/2N_2+3/2H_2O$	O_2, N_2	298	600	900	$1,0133 \cdot 10^5$
4.1.	– " –	N_2, O_2	300	800	1200	1 атм
5.	$NH_3+O_2=1/2N_2+3/2H_2O$	N_2O	298	600	900	$1,0133 \cdot 10^5$
5.1.	– " –	N_2O	298	500	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
6.	$4NH_4+O_2=4NO_2+6H_2O$	NO_2	298	500	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
7.	$N_2+1/2O_2=N_2O$	N_2O	298	400	800	1 атм
7.1.	$N_2O=N_2+1/2O_2$	N_2O	300	650	1000	1 атм
8.	$N_2+O_2=2NO$	NO	298	600	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
8.1.	$1/2N_2+1/2O_2=NO$	N_2, O_2	298	700	1500	$1,0133 \cdot 10^5$
8.2.	$NO=1/2N_2+1/2O_2$	NO	400	800	1500	$1,0133 \cdot 10^5$
8.3.	$2NO=N_2+O_2$	NO	298	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
9.	$NO+1/2O_2=NO_2$	NO_2	298	400	500	1 атм
9.1.	– " –	NO_2	298	600	900	$1,0133 \cdot 10^5$
9.2.	– " –	NO_2	300	700	1100	$1,0133 \cdot 10^5$
10.	$NO_2=NO+1/2O_2$	O_2, NO	298	500	800	$1,0133 \cdot 10^5$
10.1.	– " –	NO_2, O_2	300	600	1200	$1,0133 \cdot 10^5$
11.	$H_2+I_2=2HI$	H_2	298	600	800	1 атм
12.	$2H_2+O_2=2H_2O$	H_2O	298	600	900	$1,0133 \cdot 10^5$
12.1.	– " –	H_2O	300	400	500	$1,0133 \cdot 10^5$
12.2.	$H_2+1/2O_2=H_2O$	O_2, H_2	298	550	750	1 атм
12.3.	$H_2O=H_2+1/2O_2$	H_2O	300	650	1000	1 атм
13.	$CO+Cl_2=COCl_2$	CO	300	650	1000	$1,0133 \cdot 10^5$
14.	$2CO+2H_2=CH_4+CO_2$	CH_4	300	750	1100	$1,0133 \cdot 10^5$
15.	$CO+CH_3OH=HCOOCH_3$	CO	298	750	1150	$1,0133 \cdot 10^5$
16.	$CO+2H_2O=CH_3OH+2CO_2$	CH_3OH	298	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
16.1.	$CO+2H_2O=CH_3OH+2CO_2$	CO_2	298	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
17.	$CO_2+3H_2=CH_3OH+H_2O$	CO_2	298	600	900	1 атм
18.	$CO_2+4H_2=CH_4+2H_2O$	CH_4	298	750	1500	$1,0133 \cdot 10^5$
19.	$CH_3OH+H_2=CH_4+H_2O$	CH_3OH	298	600	900	$1,0133 \cdot 10^5$
20.	$H_2+CH_2O=CH_3OH$	CH_3OH	300	800	1200	$1,0133 \cdot 10^5$
21.	$CH_2O+H_2=CH_3OH$	H_2	300	650	950	1 атм
22.	$CO+H_2=CH_2O$	CO, H_2	300	650	950	1 атм
23.	$CO_2+H_2=CO+H_2O$	H_2, H_2O	300	450	600	1 атм

23.1	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$	$\text{H}_2, \text{H}_2\text{O}$	298	600	1100	1 атм
24.	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	CH_4	298	600	1100	$1,0133 \cdot 10^5$
24.1.	– " –	CH_4	300	800	1200	$1,0133 \cdot 10^5$
24.2.	– " –	CH_4	350	950	1350	1 атм
24.3.	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$	$\text{H}_2\text{O}, \text{CO}$	300	550	800	$1,0133 \cdot 10^5$
25.	$\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$	CO, H_2	300	650	100	$1,0133 \cdot 10^5$
25.1.	$\text{CH}_3\text{OH} = \text{CO} + 2\text{H}_2$	CO, H_2	450	750	1050	$1,0133 \cdot 10^5$
26.	$3\text{CO} + 2\text{H}_2\text{O} =$ $\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{CO}_2$	CO, CO_2	300	900	1500	$1,0133 \cdot 10^5$
27.	$2\text{O}_2\text{Cl} = 2\text{O}_2 + \text{Cl}_2$	O_2	300	500	700	$1,0133 \cdot 10^5$
28.	$\text{O}_2 + 2\text{Cl}_2 = 2\text{OCl}_2$	O_2	298	600	800	1 атм
29.	$\text{O}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{O}_3$	O_2	550	750	950	$1,0133 \cdot 10^5$
30.	$\text{CH}_3\text{Cl} + 2\text{Cl}_2 =$ $\text{CHCl}_3 + 2\text{HCl}$	CHCl_3	298	500	700	1 атм

ЛИСТ УЧЕТА ОБНОВЛЕНИЙ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

В оценочные средства учебной дисциплины внесены изменения/обновления, утверждены на заседании кафедры:

№ пп	год обновления оценочных средств	номер протокола и дата заседания кафедры
1.		