

Белорусский государственный университет



Регистрационный № УД-11506 /уч.

Физическая химия

**Учебная программа учреждения высшего образования
по учебной дисциплине для специальности:**

1-31 05 01-05 Химия (радиационная, химическая и биологическая защита)

2022 г.

Учебная программа составлена на основе ОСВО 1-31 05 01- 2021, учебных планов № G31-1-023/уч. 2021 года и № G31-1-234/уч. 2022 года

СОСТАВИТЕЛИ:

Е.Н. Степурко, к.х.н., доцент кафедры физической химии химического факультета БГУ, кандидат химических наук.

Е.Г. Петрова, старший преподаватель кафедры физической химии химического факультета БГУ.

А.В. Блохин, д.х.н., профессор, заведующий кафедрой физической химии химического факультета БГУ.

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Ольга Викторовна Контява, к.х.н., доцент кафедры общей химии УО «Белорусский государственный медицинский университет»

Сергей Михайлович Рабчинский, к.х.н., доцент кафедры электрохимии БГУ

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой физической химии
(протокол № 5 от 07.12.2022);

Научно-методическим Советом БГУ
(протокол № 3 от 15.12.2022)

Заведующий кафедрой



А.В. Блохин

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Цели и задачи учебной дисциплины

Целью учебной дисциплины является изучение естественной взаимосвязи химических и физических явлений и установление соответствующих закономерностей

Задачи учебной дисциплины:

1. получение студентами фундаментальных физико-химических знаний, необходимых для последующего освоения общепрофессиональных дисциплин и дисциплин специализации;
2. формирование у студентов научного мировоззрения и химического мышления, которые позволят будущему специалисту выбирать или разрабатывать оптимальный, научно обоснованный способ решения конкретной научной или производственной задачи.

Место учебной дисциплины в системе подготовки специалиста с высшим образованием (магистра).

Учебная дисциплина относится к модулю «Физическая химия и электрохимия» (государственный компонент)

С целью предсказания хода физико-химических процессов и его конечных результатов физическая химия исследует строение и свойства индивидуальных веществ и их смесей, законы протекания химических и фазовых превращений, условия достижения состояний химического и фазового равновесия и энергетические эффекты, сопровождающие физико-химические превращения. Эта информация дает возможность планировать и целенаправленно управлять физико-химическими процессами, обеспечивать оптимальные условия их проведения, разрабатывать и внедрять современные энергоэффективные технологии на основе возобновляемых и экологически чистых источников энергии, получать продукцию с требуемыми свойствами, выполнять нормы и требования охраны окружающей среды от вредных промышленных загрязнений

Связи с другими учебными дисциплинами, включая учебные дисциплины компонента учреждения высшего образования, дисциплины специализации и др.

Успешное освоение учебной программы по физической химии предусматривает освоение студентами ряда предшествующих дисциплин учебного плана, таких как «Физика», «Высшая математика», «Неорганическая химия», «Аналитическая химия» и др. Необходимо также владение средствами вычислительной техники и основами информационных технологии.

Дисциплина «Физическая химия» создает теоретическую основу для изучения многих общепрофессиональных и специальных дисциплин химического цикла, таких как «Химическая экология», «Радиохимия»,

«Высокомолекулярные соединения», «Охрана труда с основами энергосбережения» и др

Требования к компетенциям

Освоение учебной дисциплины «Физическая химия» должно обеспечить формирование следующей компетенции:

БПК-7: Применять основные постулаты, положения и законы физической химии для планирования и проведения физико-химического и электрохимического эксперимента, определения физико-химических характеристик веществ, оптимальных условий протекания химических процессов.

В результате освоения учебной дисциплины студент должен:

знать:

– основные задачи, положения, постулаты и законы физической химии, их обоснование;

– границы применимости основных законов физической химии, идеализированных моделей и схем;

– условия, необходимые для протекания химических процессов, и факторы, определяющие их направление и скорость;

уметь:

– квалифицированно спланировать и провести физико-химический эксперимент;

– применять термодинамический принцип смещения равновесия для выбора оптимальных условий проведения химической реакции или фазового превращения;

– сопоставить результаты эксперимента с предсказаниями теории.

владеть:

– методологией обработки и анализа результатов физико-химического эксперимента

Структура учебной дисциплины

Дисциплина изучается в 4 и 5 семестре (разделы «Химическая термодинамика» и «Химическая кинетика и катализ» соответственно). Всего на изучение учебной дисциплины «Физическая химия» отведено:

– для изучения раздела «Химическая термодинамика» (4 семестр) -240 часов, в том числе 102 аудиторных часа, из них: лекции – 40 часов, лабораторные занятия – 30 часов, практические занятия – 24 часа, управляемая самостоятельная работа – 8 часов.

– для изучения раздела «Химическая кинетика и катализ» (5 семестр) - 102 часа, в том числе 64 аудиторных часа,

Трудоемкость учебной дисциплины составляет 6 и 5 зачетные единицы соответственно в 4 и 5 семестрах.

Форма текущей аттестации – зачет (в 4 и 5 семестре) и экзамен (в 4 и 5 семестре) .

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Раздел 1

«Химическая термодинамика»

Тема 1.1. Основные понятия, терминология и постулаты химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия.

Предмет и методы исследования термодинамики. Термодинамическая система и окружающая среда. Типы термодинамических систем: изолированные, закрытые, адиабатически изолированные, замкнутые, открытые. Равновесное состояние системы. Стационарное состояние системы. Параметры состояния системы, их классификация. Функции состояния и функции процесса. Термодинамические процессы, их классификация. Характеристики равновесных и обратимых процессов. Уравнения состояния. Термические уравнения состояния газов Менделеева-Клапейрона, Ван-дер-Ваальса, Бертелло и т. д. Уравнения состояния газов в вириальной форме. Исходные постулаты термодинамики. Внутренняя энергия системы, теплота, работа, их определение, единицы измерения. Правила выбора знаков теплоты и работы. Первый закон термодинамики, его формулировки. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Виды работы, потерянная работа. Работа расширения идеальных и реальных газов в различных обратимых и необратимых процессах. Энтальпия, определение. Средняя и истинная теплоемкость, их связь. Соотношения между C_p и C_v . Зависимость теплоемкости от температуры, различные степенные полиномы, температурные интервалы их применимости. Адиабатическое расширение газа. Уравнение политропы и адиабаты идеального газа, уравнение Пуассона. Термохимия. Теплота и тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики. Формулировки закона Гесса и следствий из него. Стандартное состояние и стандартные условия, базисные температуры. Выбор стандартного состояния газов и конденсированных фаз. Стандартные теплоты (энтальпии) образования химических соединений, нуль отсчета. Стандартные теплоты сгорания и их определения. Стандартные энтальпии химических реакций.

Тема 1.2. Второй и третий законы термодинамики и его приложения. Фундаментальные уравнения термодинамики.

Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Направление самопроизвольных процессов и диссипация энергии. Энтропия как мера необратимого рассеяния энергии. Формулировки второго закона термодинамики. Вечный двигатель второго рода. Энтропия и приведенная теплота. Неравенство Клаузиуса. Изменение энтропии системы и окружающей среды (энтропии «Вселенной») для неизолированных систем. Математическая запись второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Абсолютная температура. Термодинамическая (абсолютная) шкала температур, единица измерения абсолютной

температуры. Вычисление изменения энтропии в различных обратимых и необратимых процессах. Изменение энтропии при изобарно-изотермическом смешении идеальных газов, парадокс Гиббса.

Третий закон термодинамики, постулат Планка, остаточная энтропия. Абсолютные энтропии веществ. Значения энтропии веществ в стандартных условиях, их вычисления, эмпирические соотношения для оценки энтропии в стандартных условиях. Вычисление изменения энтропии в химических реакциях. Фундаментальные уравнения термодинамики. Характеристические функции. Фундаментальное уравнение термодинамики (уравнение Гиббса) для простых и сложных систем. Независимые переменные фундаментального уравнения термодинамики, их характеристики. Преобразование Лежандра, его использование в термодинамике. Функции состояния энтальпия (H), энергия Гельмгольца (A), энергия Гиббса (G). Характеристические функции и их свойства. Общие условия равновесия изолированных и закрытых систем и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции. Уравнения Максвелла, их использование при выводе термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса-Гельмгольца в дифференциальной и интегральной форме, его роль в химии. Работа и теплота обратимых и необратимых процессов. Условия равновесия в однокомпонентных гетерогенных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые переходы I и II рода. Плавление, испарение, сублимация. Зависимость температуры плавления от внешнего давления. Энтропия плавления. Зависимость давления насыщенного пара вещества от температуры. Уравнение Антуана. Правила Трウトона и Гильдебранда.

Тема 1.3. Термодинамика растворов и гетерогенных систем.

Фундаментальные уравнения термодинамики для открытых систем. Внутренняя энергия и другие термодинамические потенциалы открытых систем. Химический потенциал. Химический потенциал и энергия Гиббса индивидуальных веществ. Химический потенциал идеального газа. Уравнения Гиббса-Дюгема для различных термодинамических функций. Парциальные молярные величины и их определение. Соотношения между парциальными молярными и интегральными величинами. Закон Дальтона для смеси идеальных газов. Функции смешения. Функции смешения идеальных газов. Растворы. Определение понятия «раствор». Классификация растворов. Специфика растворов, роль межмолекулярного и химического взаимодействий, понятие о сольватации. Термодинамические условия образования растворов. Закон Рауля, идеальные растворы и их определение. Закон Генри. Общее давление насыщенного пара идеального раствора как функция состава раствора и состава насыщенного пара. Диаграммы равновесия «жидкость – пар», правило рычага. Температура кипения идеальных растворов, физико-химические основы перегонки растворов. Неидеальные растворы, виды отклонений от закона Рауля, энергия взаимного обмена и размерный фактор. Различные виды диаграмм равновесия. Законы Гиббса-Коновалова, азеотропные растворы. Коллигативные свойства

растворов. Криоскопия, криоскопическая константа растворителей, изотонический коэффициент Вант-Гоффа, практическое использование криоскопии. Эбулиоскопия, повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ. Осмотические явления. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния воды.

Тема 1.4. Химические равновесия.

Понятие о химическом сродстве. Условия химического равновесия. Закон действующих масс. Термодинамическая константа равновесия, другие виды констант равновесия и связь между ними. Энергия Гиббса химической реакции (уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа). Стандартная энергия Гиббса химической реакции и ее связь с термодинамической константой равновесия. Химические равновесия в гетерогенных системах и растворах. Принцип смещения равновесия ЛеШателье–Брауна. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции.

Раздел 2

«Химическая кинетика и катализ»

Тема 2.1. Основные понятия и постулаты химической кинетики. Кинетические закономерности протекания простых и сложных химических реакций. Приближенные методы химической кинетики.

Предмет химической кинетики. Особенности кинетического подхода к описанию химических реакций. Промежуточные вещества и понятие элементарной стадии химической реакции. Простые и сложные химические реакции. Механизм химической реакции и несоответствие механизмов реакций стехиометрическим уравнениям. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции, ее размерность. Истинная и средняя скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Экспериментальное определение скорости химической реакции. Кинетические кривые и кинетические уравнения. Порядок химической реакции. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции. Временной и концентрационный порядок реакции. Кинетическая классификация реакций по их порядку. Молекулярность элементарной химической реакции. Закон действия масс – основной постулат химической кинетики. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл и размерность для реакций различных порядков. Основные принципы химической кинетики: принцип независимости химических реакций и область его применения, принцип лимитирующей стадии химического процесса, принцип детального равновесия. Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени, время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Реакции первого порядка. Кинетические

особенности реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции. Реакции третьего порядка. Методы определения порядка реакции и константы скорости по экспериментальным данным. Метод избытка (метод Оствальда). Метод равных концентраций. Метод подбора уравнений в графическом и аналитическом вариантах. Метод определения порядка реакции по времени полупревращения (метод Оствальда–Нойеса). Дифференциальный метод Вант–Гоффа и особенности его применения для определения временного и концентрационного порядков реакции. Кинетические особенности протекания сложных необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени. Обратимые реакции. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка – анализ кинетических кривых для промежуточного и конечного продуктов реакции. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Приближенные методы химической кинетики: метод стационарных концентраций Боденштейна и условия его применимости, квазиравновесное приближение.

Тема 2.2. Зависимость скорости реакции от температуры. Теории химической кинетики.

Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант–Гоффа и область его применимости. Уравнение Аррениуса и его термодинамический вывод. Понятие об энергии активации химической реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации. Определение энергии активации химической реакции по экспериментальным данным. Теория активных соударений. Основы молекулярно-кинетической теории газов. Бимолекулярные реакции в теории активных соударений. Скорость реакции и число активных соударений. Стерический фактор. Расчет константы скорости бимолекулярной химической реакции (уравнение Траутца–Льюиса). Теория активированного комплекса. Основные положения теории. Активированный комплекс и его свойства. Статистический метод расчета константы скорости бимолекулярной реакции. Особенности применения теории активированного комплекса для расчета константы скорости химической реакции и сопоставление ее результатов с результатами теории активных соударений. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации.

Тема 2.3. Кинетические особенности отдельных типов химических реакций.

Реакции в растворах. Клеточный эффект. Диффузионный механизм реакций в растворе. Применение основного уравнения теории активированного комплекса к описанию кинетики реакций в растворе. Уравнение Бренстеда–Бьеррума. Реакции между ионами в растворах сильных электролитов. Влияние ионной силы раствора на скорость реакции. Первичный и

вторичные солевые эффекты. Кинетика цепных реакций. Цепные реакции, их открытие и особенности протекания. Элементарные процессы возникновения, продолжения, развития и обрыва цепи. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Длина цепи. Особенности кинетики неразветвленных цепных реакций на примере реакции образования HCl. Особенности кинетики разветвленных цепных реакций на примере реакции окисления водорода. Кинетика фотохимических реакций. Основные законы фотохимии: законы Гротгуса, Вант–Гоффа и Эйнштейна. Квантовый выход. Процессы, происходящие при поглощении света веществом. Кинетика фотохимических реакций. Фотосинтез. Основы кинетики гетерогенных процессов. Скорость гетерогенной химической реакции. Роль диффузии и адсорбции при протекании гетерогенного процесса. Диффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции. Топохимические реакции.

Тема 2.4. Катализ. Теории катализа.

Основные понятия и определения теории катализа. Каталитический процесс и особенности его протекания. Активаторы и ингибиторы. Основные механизмы катализа. Специфичность и селективность катализатора. Роль катализаторов в химии и биологии. Гомогенные каталитические реакции. Механизм и энергетический профиль каталитической реакции. Скорость каталитической реакции. Автокатализ и скорость автокаталитической реакции. Кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ и причины высокой каталитической активности ферментов. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса–Ментен. Константа Михаэлиса. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса–Ментен по экспериментальным данным. Влияние температуры и pH среды на скорость ферментативной реакции. Ингибирование ферментативных реакций. Гетерогенные каталитические реакции. Общие принципы гетерогенного катализа. Роль адсорбции в протекании гетерогенной каталитической реакции. Энергетический профиль гетерогенной каталитической реакции. Теория активных центров. Отравление катализатора. Мультиплетная теория Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. Теория активных ансамблей Кобозева. Электронная теория катализа Волькенштейна. Важнейшие классы промышленных катализаторов.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Дневная форма получения образования

Номер раздела, темы	Название раздела, темы	Количество аудиторных часов					Количество часов УСП	Форма контроля знаний
		Лекции	Практические занятия	Семинарские занятия	Лабораторные занятия	Иное		
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Химическая термодинамика	40	24		30		8	
1.1	Основные понятия, терминология и постулаты химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия.	12	8		8		2,5	Устный опрос. Тест, контрольная работа
1.2	Второй и третий законы термодинамики и его приложения. Фундаментальные уравнения термодинамики	12	8		8		2,5	Устный опрос. Тест, контрольная работа
1.3	Термодинамика растворов и гетерогенных систем.	10	4		7		3	Устный опрос. Тест, контрольная работа
1.4	Химические равновесия.	8	4		7			
2	Химическая кинетика	24	18		18		4	
2.1	Основные понятия и постулаты химической кинетики. Кинетические закономерности протекания простых и сложных химических реакций. Приближенные методы химической кинетики.	8	12		5		2	Устный опрос. Тест, контрольная работа
2.2	Зависимость скорости реакции от температуры. Теории химической кинетики	6	6		5		1	Устный опрос. Тест, контрольная работа
2.3	Кинетические особенности отдельных типов химических реакций	4			5		1	Устный опрос. Тест
2.4	Катализ. Теории катализа	6			3			

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Перечень литературы

1. Л.А. Мечковский, А.В. Блохин. Химическая термодинамика: Курс лекций в двух частях. Ч. 1. – Минск : БГУ, 2011.
2. Л.А. Мечковский, А.В. Блохин. Химическая термодинамика: Курс лекций в двух частях. Ч. 2. – Минск : БГУ, 2012.
3. Физическая химия. / Под ред. К.С. Краснова, т.1-2. – М.: Высшая школа. 2001.
4. Курс физической химии. / Под ред. Я.И. Герасимова, т.1-2. – М.: Химия. 1973.
5. Полтораки О.М. Термодинамика в физической химии. – М.: Высшая школа. 1991.
6. Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики. – М.: Высшая школа. 1974.
7. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лукин В.В. Основы физической химии. Теория и задачи: уч. пособие для вузов. – М.: Экзамен. 2005.
8. Еремин Е.Н. Основы химической кинетики. – М.: Высшая школа. 1976.
9. Романовский Б.В. Основы химической кинетики. – М.: Издательство «Экзамен». 2006.
10. Семиохин И. А., Страхов Б. В., Осипов А. И. Кинетика химических реакций: Учеб. пособие. — М.: Изд-во МГУ. 1995.
11. В. М. Байрамов. Основы химической кинетики и катализа. – М.: Издательский центр "Академия". 2003.

Перечень рекомендуемых средств диагностики и методика формирования итоговой отметки

Устный опрос в формате "вопрос-ответ".

Решение предложенных преподавателем задач на практических занятиях под контролем преподавателя.

Тестовые задания, контрольные работы, предполагаемые самостоятельное решение задач

Оценка за ответы на лекциях и практических занятиях, а также при защите лабораторных работ (устный опрос), включает в себя полноту ответа, наличие аргументов, примеров из практики и т.д. Оценка за контрольные работы формируется на основании верности и полноты проведенных студентом расчетов

Формой текущей аттестации по дисциплине «Физическая химия» раздел «Химическая термодинамика» учебным планом предусмотрен экзамен и зачет

¹При формировании итоговой отметки используется рейтинговая система оценки знаний студента, дающая возможность проследить и оценить динамику процесса достижения целей обучения. Рейтинговая система предусматривает использование весовых коэффициентов для текущего контроля знаний и текущей аттестации студентов по дисциплине.

Формирование отметки за текущую успеваемость:

- ответы на лекциях – 25 %;
- ответы на семинарских занятиях – 25 %;
- выполнение тестов – 25 %;
- написание контрольных работ – 25 %.

Итоговая отметка по разделу «Химическая термодинамика» рассчитывается на основе текущей успеваемости и экзаменационной с учетом их весовых коэффициентов.

Весовая отметки по текущей успеваемости составляет 40 %, экзаменационная отметки – 60 %.

Формой текущей аттестации по дисциплине «Физическая химия» раздел «Химическая кинетика и катализ» учебным планом предусмотрен экзамен.

²При формировании итоговой отметки используется рейтинговая система оценки знаний студента, дающая возможность проследить и оценить динамику процесса достижения целей обучения. Рейтинговая система предусматривает использование весовых коэффициентов для текущего контроля знаний и текущей аттестации студентов по дисциплине.

Формирование отметки за текущую успеваемость:

- выполнение тестовых коллоквиумов – 33 %;
- ответы на лабораторных занятиях – 33 %;
- написание контрольных работ – 33 %.

Итоговая отметка по разделу «Химическая кинетика и катализ» рассчитывается на основе текущей успеваемости и экзаменационной с учетом их весовых коэффициентов.

Весовая по текущей успеваемости составляет 40 %, экзаменационная – 60 %.

¹ Согласно ПОЛОЖЕНИЯ о рейтинговой системе оценки знаний обучающихся по учебной дисциплине в Белорусском государственном университете (приказ ректора БГУ от 31.03.2020 № 189-ОД) рейтинговая система вводится для дневной формы получения образования на I и II ступенях высшего образования на всех факультетах, а также во всех учреждениях образования комплекса БГУ по учебным дисциплинам, предусматривающим в качестве формы текущей аттестации экзамен или дифференцированный зачет.

По решению кафедры рейтинговая система **может быть** применена также в отношении учебной дисциплины, предусматривающей в качестве формы текущей аттестации **зачет**.

² Согласно ПОЛОЖЕНИЯ о рейтинговой системе оценки знаний обучающихся по учебной дисциплине в Белорусском государственном университете (приказ ректора БГУ от 31.03.2020 № 189-ОД) рейтинговая система вводится для дневной формы получения образования на I и II ступенях высшего образования на всех факультетах, а также во всех учреждениях образования комплекса БГУ по учебным дисциплинам, предусматривающим в качестве формы текущей аттестации экзамен или дифференцированный зачет.

По решению кафедры рейтинговая система **может быть** применена также в отношении учебной дисциплины, предусматривающей в качестве формы текущей аттестации **зачет**.

Примерный перечень заданий для управляемой самостоятельной работы студентов

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1.1

Задание 1.2 моль идеального одноатомного газа, первоначально занимающие объем $V = 16$ л при $T = 200$ К, обратимо совершают два последовательных процесса: а) изохорный нагрев до $T = 580$ К; б) изобарное сжатие до $V = 6,3$ л. Найти W , Q , ΔH , ΔU для суммарного процесса

Задание 2. Рассчитать теплоту сгорания оксида углерода (II) при 800 К, используя справочные данные по стандартным энтальпиям образования и температурным зависимостям теплоемкости участников реакции.

Форма контроля – Тест. Контрольная работа. Устный опрос на лекционном (практическом) занятии.

Тема 1.2

Задание 1. Рассчитать абсолютную энтропию 2 моль воздуха при температуре 500 К и давлении 100 атм, предполагая, что газы ведут себя как идеальные.

Задание 2. Температура и давление в тройной точке воды равны 273,16 К и 610 Па. Давление насыщенного пара надо льдом при -10 °С равно 259 Па. Чему равны давление насыщенного пара над переохлажденной водой при -10 °С и энтальпия плавления льда ?.

Форма контроля – Тест. Контрольная работа. Устный опрос на лекционном (практическом) занятии.

Тема 1.3 и Тема 1.4

Задание 1. Рассчитайте молекулярный вес некоторого органического вещества из следующих данных: когда смесь этого органического вещества и воды перегоняется под давлением 98000 Па при температуре 370.5 К, то весовое отношение органического вещества и воды в дистилляте составляет 0.182. Теплота испарения воды равна 40.6 кДж·моль⁻¹.

Задание 2. Для реакции $C_{гр} + 2H_{2(г)} = CH_{4(г)}$ при 1300 К константа равновесия $K_p = 0.263$ атм⁻¹. Рассчитайте общее давление после установления равновесия, если 0.1 моль CH_4 помещают в сосуд объемом 2 л при 1300 К.

Форма контроля – Тест. Контрольная работа. Устный опрос на лекционном (практическом) занятии.

Примерная тематика семинарских (практических) занятий

по разделу 1 «Химическая термодинамика»

Семинар № 1.

Уравнения состояния идеальных и реальных газов. Первый закон термодинамики

Семинар № 2.

Работа расширения идеального газа в различных процессах

Семинар № 3.

Энтальпия, теплоемкость, адиабатическое расширение газов

Семинар № 4.

Термохимические расчеты

Семинар № 5.

Термохимические расчеты. Следствия из закона Гиббса.

Семинар № 6.

Второй закон термодинамики. Изменение энтропии в обратимых процессах. Абсолютная энтропия.

Семинар № 7.

Изменение энтропии в необратимых процессах.

Семинар № 8.

Характеристические функции. Третий закон термодинамики. Расчет абсолютной энтропии

Семинар № 9.

Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.

Семинар № 10.

Термодинамика растворов. Активность и коэффициент активности

Семинар № 11.

Коллигативные свойства растворов.

Семинар № 12.

Химические равновесия. Расчет констант равновесия по таблицам стандартных значений термодинамических функций.

по разделу 2 «Химическая кинетика»

Семинар № 1.

Основные понятия химической кинетики. Вычисление скорости реакции по экспериментальным данным.

Семинар № 2.

Расчет константы скорости в элементарных реакциях различных порядков по экспериментальным данным.

Семинар № 3.

Методы определения порядка реакции.

Семинар № 4.

Кинетические особенности обратимых реакций.

Семинар № 5.

Кинетические особенности параллельных реакций.

Семинар № 6.

Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.

Семинар № 7.

Приближенные методы химической кинетики.

Семинар № 8.

Теория активных столкновений. Расчет константы скорости бимолекулярной реакции.

Семинар № 9.

Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации.

Перечень лабораторных работ, выполняемых в рамках практикума по физической химии

по разделу 1 «Химическая термодинамика»

1. Определение теплоты растворения соли.
2. Определение теплоты гидратообразования.
3. Определение константы равновесия реакции салициловой кислоты с хлорным железом.
4. Определение молекулярного веса вещества криоскопическим методом.
5. Определение давления насыщенного пара жидкости в зависимости от температуры.
6. Определение дифференциальной теплоты растворения соли.
7. Калибровка термопары (гетерогенные фазовые равновесия).
8. Изотерма взаимной растворимости трехкомпонентной системы

по разделу 2 «Химическая кинетика и катализ»

1. Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа.
2. Кинетика персульфатного окисления иодид-ионов.
3. Иодирование ацетона в кислой среде.
4. Изучение скорости разложения перекиси водорода газометрическим методом.
5. Изучение кинетики реакции омыления сложного эфира.
6. Кинетика разложения мурексида в кислой среде.

Описание инновационных подходов и методов к преподаванию учебной дисциплины

При организации образовательного процесса используются следующие инновационные подходы:

эвристический подход, который предполагает:

- осуществление студентами лично-значимых открытий окружающего мира;
- демонстрацию многообразия решений большинства профессиональных задач и жизненных проблем;
- творческую самореализацию обучающихся в процессе создания образовательных продуктов;
- индивидуализацию обучения через возможность самостоятельно ставить цели, осуществлять рефлексию собственной образовательной деятельности.

практико-ориентированный подход, который предполагает:

- освоение содержания образования через решения практических задач;
- приобретение навыков эффективного выполнения разных видов профессиональной деятельности;
- ориентацию на генерирование идей, реализацию групповых студенческих проектов, развитие предпринимательской культуры;
- использованию процедур, способов оценивания, фиксирующих сформированность профессиональных компетенций.

метод учебной дискуссии, который предполагает участие студентов в целенаправленном обмене мнениями, идеями для предъявления и/или согласования существующих позиций по определенной проблеме.

Использование метода обеспечивает появление нового уровня понимания изучаемой темы, применение знаний (теорий, концепций) при решении проблем, определение способов их решения.

методы и приемы развития критического мышления, которые представляют собой систему, формирующую навыки работы с информацией в процессе чтения и письма; понимании информации как отправного, а не конечного пункта критического мышления.

Методические рекомендации по организации самостоятельной работы обучающихся

Для организации самостоятельной работы студентов по дисциплине «Физическая химия» следует использовать современные информационные ресурсы: на образовательном портале educhem.bsu.by разместить комплекс учебных и учебно-методических материалов:

- план изучения дисциплины;
- презентации отдельных лекций;
- перечень типов задач, рассматриваемых на семинарских занятиях;
- список рекомендуемой литературы;
- вопросы для подготовки к зачету.

Примерный перечень вопросов к экзамену по разделу «Химическая термодинамика»

1. Предмет, задачи и разделы физической химии. Классификация термодинамических систем.
2. Параметры состояния системы и их классификация. Независимые параметры и функции. Функции состояния и функции процесса. Равновесное состояние системы, его описание.
3. Классификация термодинамических процессов: равновесные, неравновесные, обратимые, необратимые, циклические. Характеристики равновесных и обратимых процессов.

4. Постулат о существовании температуры (нулевой закон термодинамики.). Внутренняя энергия системы, теплота, работа, их определение, единицы измерения. Правила выбора знаков теплоты и работы.
5. Первый закон термодинамики. Аналитическое выражение первого закона термодинамики.
6. Работа расширения идеальных газов в различных обратимых процессах.
7. Энтальпия. Теплоемкость, средняя и истинная теплоемкость. Соотношения между C_p и C_v .
8. Термохимия. Теплота и тепловой эффект химической реакции.
9. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики. Формулировка закона Гесса и следствий из него.
10. Стандартное состояние и стандартные условия, базисные температуры. Выбор стандартного состояния газов и конденсированных фаз.
11. Стандартные энтальпии образования химических соединений. Стандартная энтальпия образования простых веществ.
12. Стандартные теплоты сгорания и их определение. Стандартные энтальпии химических реакций.
13. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы, их характеристика. Направление самопроизвольных процессов.
14. Формулировка второго закона в химической термодинамике. Обоснование существования энтропии как функции состояния системы. Математическая запись второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
15. Вычисление изменения энтропии в различных процессах.
16. Третий закон термодинамики, постулат Планка. Абсолютные энтропии. Вычисление изменения энтропии в химических реакциях.
17. Объединенное выражение первого и второго законов термодинамики.
18. Понятие о термодинамических потенциалах. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса. Изменения энергии Гельмгольца и энергии Гиббса как термодинамические критерии равновесия и направленности процессов.
19. Внутренняя энергия и другие термодинамические потенциалы открытых систем.
20. Парциальные молярные величины.
21. Химический потенциал, его определение через характеристические функции.
22. Закон Дальтона для смеси идеальных газов. Функции смешения идеальных газов.
23. Идеальные растворы, закон Рауля.
24. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.
25. Диаграммы равновесия жидкость – пар, правило рычага. Температура кипения идеальных растворов.

26. Физико-химические основы перегонки растворов. Законы Гиббса –Коновалова, азеотропные растворы.
27. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия, эбулиоскопия, осмотические явления
28. Фазовые переходы I-го рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
29. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем на примере диаграммы состояния воды.
30. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем.
31. Химические равновесия. Закон действия масс.
32. Термодинамическая константа равновесия, другие виды констант равновесия и связь между ними.
33. Стандартная энергия Гиббса химической реакции и ее связь с термодинамической константой равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
34. Принцип смещения равновесия Ле-Шателье – Брауна, его термодинамическая трактовка. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Влияние давления на химические равновесия.
35. Химические равновесия и тепловая теорема Нернста. Третий закон термодинамики.

по разделу «Химическая кинетика»

1. Предмет химической кинетики. Особенности кинетического подхода к описанию химических реакций. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Основной постулат химической кинетики. Область применения закона действия масс.
2. Основные понятия химической кинетики. Скорость реакции, константа скорости, порядок и молекулярность реакции – единицы измерения и физический смысл.
3. Истинная и средняя скорость химической реакции, экспериментальное определение скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
4. Общий и частный порядок химической реакции. Кинетическая классификация реакций по их порядку. Временной и концентрационный порядок реакции.
5. Кинетические кривые и кинетические уравнения для элементарных реакций различного порядка.
6. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл и размерность для реакций различных порядков.
7. Основные принципы химической кинетики: принцип независимости химических реакций, принцип лимитирующей стадии химического процесса, принцип детального равновесия.
8. Кинетические особенности протекания элементарных реакций нулевого порядка.
9. Кинетические особенности протекания элементарных реакций первого порядка.

10. Кинетические особенности элементарных реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции.
11. Понятие об интегральных и дифференциальных методах определения порядка реакции и константы скорости. Метод подбора уравнений в графическом и аналитическом вариантах. Метод определения порядка реакции по времени полупревращения (метод Оствальда – Нойеса). Дифференциальный метод Вант–Гоффа.
12. Кинетические особенности протекания обратимых реакций.
13. Кинетические особенности протекания параллельных реакций.
14. Кинетические особенности протекания последовательных реакций.
15. Приближенные методы химической кинетики: метод стационарных концентраций Боденштейна и условия его применимости, квазиравновесное приближение.
16. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант–Гоффа и область его применимости. Уравнение Аррениуса и различные формы его записи. Предэкспоненциальный множитель в уравнении Аррениуса – физический смысл, единицы измерения, зависимость от температуры.
17. Нахождение энергии активации химической реакции по экспериментальным данным. Истинная и кажущаяся энергия активации.
18. Теория активных столкновений. Расчет общего числа столкновений между одинаковыми частицами и частицами разных типов. Частота столкновений. Уравнение Траутца-Льюиса для бимолекулярной реакции.
19. Особенности кинетики мономолекулярных реакций в теории активных столкновений. Схема Линдемана. Зависимость порядка мономолекулярной реакции от давления в системе.
20. Основные положения теории активированного комплекса. Поверхность потенциальной энергии и энергетический профиль реакции. Уравнение Эйринга.
21. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Расчет энергии активации и предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса на основании термодинамических параметров процессов активации в реакциях разной молекулярности.
22. Кинетика реакций в растворах. Зависимость константы скорости реакций в растворах от ионной силы. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Первичный и вторичный солевой эффект.
23. Кинетика цепных реакций. Элементарные стадии возникновения, продолжения, развития и обрыва цепи. Особенности кинетики разветвленных и неразветвленных цепных реакций.
24. Кинетика фотохимических реакций. Основные законы фотохимии: законы Гротгуса, Вант–Гоффа и Эйнштейна. Квантовый выход. Процессы, происходящие при поглощении света веществом. Схема Штерна-Фольмера.
25. Скорость гетерогенной химической реакции. Роль диффузии и адсорбции при протекании гетерогенного процесса. Диффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции.

26. Кинетические особенности топохимических реакций. Уравнение Ерофеева-Колмогорова.
27. Основные понятия теории катализа. Особенности механизма и энергетический профиль гомогенных и гетерогенных каталитических процессов. Роль катализаторов в химии и биологии.
28. Кислотно-основный катализ. Классификация кислот и оснований по Бренстеду и Льюису. Специфический и общий кислотный катализ. Солевые эффекты в кислотно-основном катализе.
29. Ферментативный катализ. Влияние температуры и pH среды на скорость ферментативной реакции.
30. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса – Ментен. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса – Ментен по экспериментальным данным.
31. Механизмы ингибирования ферментативных реакций (конкурентное, неконкурентное, бесконкурентное ингибирование и ингибирование субстратом).
32. Гетерогенный катализ. Стадии гетерогенного каталитического процесса. Внешнедиффузионная, внутридиффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции.
33. Кинетика реакций на равнодоступной поверхности. Механизмы Лэнгмюра-Гиншельвуда и Риделя-Или.
34. Основные положения мультиплетной теории катализа и теории активных ансамблей.

ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ УВО

Название учебной дисциплины, с которой требуется согласование	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы учреждения высшего образования по учебной дисциплине	Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу ³ (с указанием даты и номера протокола ⁴)
1. Электрохимия	Кафедра электрохимии	Нет изменений	Изменений в содержании учебной программы не требуется, протокол № 5 от 07.12.2022
2. Химическая экология	Кафедра аналитической химии	Нет изменений	Изменений в содержании учебной программы не требуется, протокол № 5 от 07.12.2022

³ Примерные формулировки в графу протокола «Решение принятое кафедрой»

Предложения об изменениях в содержании учебной программы составителем учтены, протокол № __ от ____ 201__

Утвердить внесенные изменения в содержание учебной программы, протокол № __ от ____ 201__

Согласиться с поступившими предложениями по внесению изменений в содержание учебной программы, протокол № __ от ____ 201__

Изменений в содержании учебной программы не требуется, протокол № __ от ____ 201__

Предложений по изменению содержания учебной программы нет, протокол № __ от ____ 201__

Изменений не требуется, протокол № __ от ____ 201__

Иные формулировки, исходя из протокола кафедры по итогам обсуждения содержания учебной программы

⁴ При указании номера протокола согласования и даты необходимо проверить, чтобы они совпадали с датой и номером протокола, указанными на обратной стороне титульного листа при рекомендации программы

**ДОПОЛНЕНИЯ И ИЗМЕНЕНИЯ К УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЕ ПО
ИЗУЧАЕМОЙ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ**

на ____ / ____ учебный год

№ п/п	Дополнения и изменения	Основание

Учебная программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры
_____ (название кафедры) (протокол № ____ от _____ 201_ г.)

Заведующий кафедрой

_____ (ученая степень, ученое звание)

_____ (подпись)

_____ (И.О.Фамилия)

УТВЕРЖДАЮ
Декан факультета

_____ (ученая степень, ученое звание)

_____ (подпись)

_____ (И.О.Фамилия)