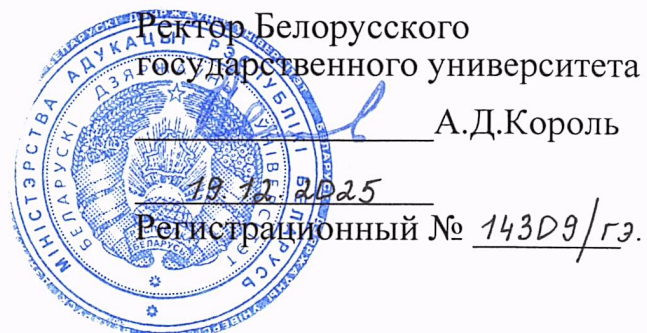


БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

УТВЕРЖДАЮ



ПРОГРАММА ГОСУДАРСТВЕННОГО ЭКЗАМЕНА

для специальности

1-31 05 04 Фундаментальная химия

2025 г.

Программа государственного экзамена для специальности 1-31 05 04 «Фундаментальная химия» разработана на основе образовательного стандарта высшего образования 1-31 05 04-2021 для специальности 1-31 05 04 «Фундаментальная химия», учебных программ по учебным дисциплинам: «Неорганическая химия» (от 30.06.2021 №УД-10430/уч.), «Физическая химия» (от 01.12.2022 №УД-12360/уч.), «Тонкий органический синтез» (от 30.06.2023 № УД-14221/уч.).

СОСТАВИТЕЛИ:

Т.Н.Воробьева, профессор кафедры неорганической химии химического факультета Белорусского государственного университета, доктор химических наук, профессор;

И.П.Антоневич, заведующий кафедрой органической химии химического факультета Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент;

Д.В.Свиридов, заведующий кафедрой неорганической химии химического факультета Белорусского государственного университета, член-корр. НАН Беларуси, доктор химических наук, профессор;

Е.А.Стрельцов, заведующий кафедрой физической химии и электрохимии химического факультета Белорусского государственного университета, доктор химических наук, профессор;

Н.Е.Боборико, доцент кафедры неорганической химии химического факультета Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент;

К.М.Вербило, старший преподаватель кафедры общей химии и методики преподавания химии химического факультета Белорусского государственного университета

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Советом химического факультета БГУ
(протокол № 4 от 09.12.2025);

Председатель Совета  А.В.Зураев

Научно-методическим советом БГУ

(протокол № 5 от 18.12.2025)

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Государственный экзамен является одной из обязательных составляющих итоговой аттестации студентов. Программа государственного экзамена по специальности 1-31 05 04 «Фундаментальная химия» разработана в соответствии с требованиями государственного образовательного стандарта I ступени высшего образования и действующими Правилами проведения аттестации студентов, курсантов, слушателей при освоении содержания образовательных программ высшего образования.

Программа государственного экзамена определяет и регламентирует структуру и содержание государственного экзамена по специальности 1-31 05 04 «Фундаментальная химия».

В программу государственного экзамена включаются следующие учебные дисциплины: «Неорганическая химия», «Физическая химия», «Тонкий органический синтез».

Государственный экзамен проводится на заседании государственной экзаменационной комиссии.

Цель проведения государственного экзамена по специальности – выявление компетенций специалиста, т. е. теоретических знаний и практических умений, необходимых для решения теоретических и практических задач специалиста с высшим образованием.

Программа государственного экзамена носит системный, междисциплинарный характер и ориентирована на выявление у выпускника общепрофессиональных и специальных знаний и умений. Выпускник должен:

знать:

- основные понятия, законы и теории химии при характеристике состава, строения, химических свойств веществ;
- классификацию, источники и методы синтеза веществ, основные принципы направленного поиска и разработки лекарственных средств, а также выбора методов физико-химического анализа;
- планировать и осуществлять эксперимент по синтезу веществ с использованием методических указаний и литературных источников;
- теоретические основы и тенденции развития современной химии;

уметь:

- применять основные постулаты, положения и законы химии для планирования и проведения химического эксперимента, определения физико-химических характеристик веществ, оптимальных условий протекания химических процессов;

- планировать химический эксперимент;

владеть:

- базовыми знаниями в области фундаментальной химии;
- методиками проведения химического эксперимента, касающимися синтеза веществ и исследования их физико-химических свойств;
- практическими навыками исследования механизмов процессов и верификации полученных данных;

– методами моделирования комплекса физико-химических свойств.

Освоение образовательной программы 1-31 05 04 «Фундаментальная химия» должно обеспечить формирование следующих профессиональных компетенций:

Универсальные компетенции:

Владеть основами исследовательской деятельности, осуществлять поиск, анализ и синтез информации;

Решать стандартные задачи профессиональной деятельности на основе применения информационно-коммуникационных технологий;

Быть способным к саморазвитию и совершенствованию в профессиональной деятельности;

Проявлять инициативу и адаптироваться к изменениям в профессиональной деятельности;

Базовые профессиональные компетенции:

Применять основные понятия, законы и теории неорганической химии при характеристике состава, строения, химических свойств простых веществ и неорганических соединений, планировать и осуществлять эксперимент по синтезу неорганических веществ с использованием методических указаний и литературных источников;

Характеризовать состав, строение и свойства представителей основных классов органических соединений, механизмы важнейших органических реакций, планировать и осуществлять эксперимент по синтезу органических веществ с использованием методических указаний и литературных источников;

Осуществлять направленный синтез органических соединений на основании знаний механизмов основных органических реакций, современных теорий строения и реакционной способности органических соединений, закономерностей протекания органических реакций;

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;

Анализировать коллоидно-химические закономерности образования и устойчивости дисперсных систем, механизмы и роль поверхностных явлений, возникающих на границе раздела фаз;

ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ ГОСУДАРСТВЕННОГО ЭКЗАМЕНА

Экзамен (ответы студентов и беседа с экзаменуемым) проводится на русском или белорусском языке.

В ходе подготовки, экзаменуемые имеют право использовать учебные программы соответствующих дисциплин. Также в процессе подготовки может быть использован 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.

На подготовку ответа обучающемуся отводится не менее 30 минут (но не более 1 астрономического часа). Время, которое отводится на ответ одного экзаменуемого, – до 30 минут.

СТРУКТУРА ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

Вопросы экзаменационного билета по учебным дисциплинам: «Неорганическая химия», «Физическая химия», «Тонкий органический синтез» отражают содержание образовательной программы высшего образования по специальности 1-31 05 04 «Фундаментальная химия».

Экзаменационный билет состоит из двух частей: теоретической (2 вопроса) и практической (1 ситуационная задача), позволяющих оценить полученные в процессе обучения знания и практические навыки.

Характеристика теоретической части:

В теоретической части представлены вопросы, относящиеся к основным положениям химических теорий, процессов, описанию свойств веществ и физико-химическим закономерностям их превращения, анализу веществ.

Содержание практической части экзаменационного билета отвечает содержанию учебных программ учебных дисциплин: «Неорганическая химия», «Физическая химия», «Тонкий органический синтез». Примеры заданий представлены в виде ситуационных задач.

Для уточнения экзаменационной отметки члены ГЭК могут задавать обучающемуся дополнительные вопросы в соответствии с программой государственного экзамена. Количество дополнительных вопросов не должно превышать трех.

СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ ГОСУДАРСТВЕННОГО ЭКЗАМЕНА

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Раздел 1. Учебная дисциплина «Неорганическая химия»

Тема 1. Строение атомов химических элементов

Волновая теория строения атома. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме. Понятие об энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали. Принцип Паули. Правило Хунда. Двойственная природа электрона. Волновая функция электрона в атоме. Принцип неопределенности Гейзенберга. Стационарные и возбужденные состояния атома. Понятие об эффективном заряде ядра атома.

Тема 2. Периодичность свойств атомов химических элементов

Радиусы атомов. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Энергия ионизации атомов. Энергия сродства к электрону. Факторы, их определяющие. Электроотрицательность элементов. Различные подходы для определения электроотрицательности.

Тема 3. Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие

Природа химической связи, ее типы, количественные характеристики: порядок, энергия, длина, степень ионности, дипольный момент. Кратность связи. Сигма (σ)- и пи (π)-связи. Направленность химических связей. Угол связи. Полярность и поляризуемость химических связей. Трактовка полярных связей в рамках концепции поляризации ионов. Пространственная конфигурация молекул и ионов в рамках представления об отталкивании электронных пар (метод Гиллеспи) и в рамках концепции гибридизации атомных орбиталей. Силы Ван-дер-Ваальса. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Влияние водородной связи на физические свойства веществ.

Тема 4. Комплексные соединения

Особенности химической связи в комплексных соединениях и механизм ее образования. Типичные комплексообразователи и лиганды. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Особенности диссоциации комплексных соединений в растворе. Основные положения теории кристаллического поля применительно к комплексным соединениям. Энергия расщепления d -орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Спектрохимический ряд лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Комплексообразование с точки зрения теории кислот и оснований Льюиса и концепции жестких и мягких кислот и оснований. Изомерия комплексных соединений.

Тема 5. Химические процессы и реакции

Оценка направления и полноты протекания реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса реакции. Зависимость между величинами окислительно-восстановительных потенциалов систем с изменением энергии Гиббса. Использование стандартных электродных потенциалов для оценки

возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Тема 6. Основные классы неорганических соединений

Простые вещества: металлы и неметаллы. Общие методы получения простых веществ. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов: изменение по периодам и группам, влияние степени окисления элемента. Гидроксиды. Типы гидроксидов: гидроксиды с ионной, молекулярной, полимерной структурой. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов: изменение по периодам и группам, влияние степени окисления элемента. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа и степень диссоциации кислот и оснований. Простые, двойные и комплексные соли. Особенности диссоциации различных типов солей. Кристаллогидраты. Гидролиз солей. Условия подавления гидролиза.

Тема 7. Химические свойства водорода и его соединений

Водород. Типы химических связей в соединениях: ионные, ковалентные полярные и ковалентные неполярные. Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, нестехиометрические (соединения внедрения).

Тема 8. Химические свойства *p*-элементов 13-18 групп и их соединений

Изменение атомных радиусов, энергии ионизации и энергии сродства к электрону, электроотрицательности по периодам и группам для *p*-элементов 13-18 групп. Наиболее устойчивые степени окисления в химических соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам. Характер изменения энергии связи Э–Э по группе. Склонность образовывать одинарные и кратные связи Э–Э, соединения с гомоцепями –Э–Э–. Химические свойства простых веществ. Соединения элементов с кислородом; химические свойства. Характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группе. Гидроксиды в высших степенях окисления; строение молекул, сила кислот, окислительно-восстановительные свойства. Особенности химии фтора. Галогениды металлов и неметаллов. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Полимерные галогениды. Галогенокомплексы. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Кислородсодержащие кислоты серы и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

Тема 9. Химические свойства *s*-элементов 1 и 2 групп и их соединений

Типы химических связей в соединениях *s*-элементы 1 и 2 групп. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Характер изменения кислотно-основных свойств

оксидов и гидроксидов по группе. Особенности химии лития. Особенности химии бериллия.

Тема 10. Химические свойства d-элементов и их соединений

Общая характеристика d-элементов. Изменение атомных радиусов и энергий ионизации по группам, периодам. Типы химических связей в соединениях. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группам и периодам

Примерный перечень вопросов по разделу 1. для подготовки к государственному экзамену.

1. Волновая теория строения атома. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме.

2. Понятие об энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали. Принцип Паули. Правило Хунда. Двойственная природа электрона. Волновая функция электрона в атоме. Принцип неопределенности Гейзенберга.

3. Стационарные и возбужденные состояния атома. Понятие об эффективном заряде ядра атома

4. Радиусы атомов. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Энергия ионизации атомов. Энергия сродства к электрону. Факторы, их определяющие.

5. Электроотрицательность элементов. Различные подходы для определения электроотрицательности.

6. Природа химической связи, ее типы, количественные характеристики: порядок, энергия, длина, степень ионности, дипольный момент. Кратность связи.

7. Трактровка полярных связей в рамках концепции поляризации ионов. Пространственная конфигурация молекул и ионов в рамках представления об отталкивании электронных пар (метод Гиллеспи) и в рамках концепции гибридизации атомных орбиталей.

8. Силы Ван-дер-Ваальса. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Влияние водородной связи на физические свойства веществ.

9. Особенности химической связи в комплексных соединениях и механизм ее образования. Типичные комплексообразователи и лиганды. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Особенности диссоциации комплексных соединений в растворе.

10. Основные положения теории кристаллического поля применительно к комплексным соединениям. Энергия расщепления d-орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Спектрохимический ряд лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах.

11. Комплексообразование с точки зрения теории кислот и оснований Льюиса и концепции жестких и мягких кислот и оснований. Изомерия комплексных соединений.

12. Оценка направления и полноты протекания реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса реакции. Зависимость между величинами окислительно-восстановительных потенциалов систем с изменением энергии Гиббса.

13. Использование стандартных электродных потенциалов для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

14. Простые вещества: металлы и неметаллы. Общие методы получения простых веществ.

15. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов: изменение по периодам и группам, влияние степени окисления элемента.

16. Гидроксиды. Типы гидроксидов: гидроксиды с ионной, молекулярной, полимерной структурой. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов: изменение по периодам и группам, влияние степени окисления элемента.

17. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов.

18. Особенности диссоциации различных типов солей. Кристаллогидраты. Гидролиз солей. Условия подавления гидролиза.

19. Водород. Типы химических связей в соединениях: ионные, ковалентные полярные и ковалентные неполярные.

20. Изменение атомных радиусов, энергии ионизации и энергии сродства к электрону, электроотрицательности по периодам и группам для *p*-элементов 13-18 групп. Наиболее устойчивые степени окисления в химических соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию.

21. Химические свойства простых веществ. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам.

22. Соединения элементов с кислородом; химические свойства. Характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группе.

23. Гидроксиды в высших степенях окисления; строение молекул, сила кислот, окислительно-восстановительные свойства.

24. Особенности химии фтора. Галогениды металлов и неметаллов. Особенности гидролиза галогенидов разных типов.

25. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

26. Кислородсодержащие кислоты серы и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

27. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли: пространственное строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

28. Типы химических связей в соединениях *s*-элементы 1 и 2 групп. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию.

29. Характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группе.

30. Особенности химии лития.

31. Особенности химии бериллия.

32. Общая характеристика *d*-элементов. Изменение атомных радиусов и энергий ионизации по группам, периодам. Типы химических связей в соединениях.

33. Характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов *d*-элементов по группам и периодам.

Раздел 2. Учебная дисциплина «Физическая химия»

Тема 1. Основные понятия, терминология и постулаты химической термодинамики. Первый закон термодинамики

Предмет и методы исследования термодинамики. Основные понятия и определения химической термодинамики. Уравнения состояния. Термические уравнения состояния идеальных и реальных газов. Особенности изотермы газа Ван-дер-Ваальса. Критическое состояние газа. Постулат о существовании температуры (нулевой закон термодинамики). Внутренняя энергия системы, теплота, работа, их определение, единицы измерения. Правила выбора знаков теплоты и работы. Первый закон термодинамики, его формулировки и аналитическое выражение. Виды работы, потерянная работа. Работа расширения идеальных и реальных газов в различных обратимых и необратимых процессах. Закон Джоуля.

Энтальпия и ее определение. Средняя и истинная теплоемкость, их связь. Соотношения между C_p и C_v .

Стандартные теплоты (энтальпии) образования химических соединений, нуль отсчета. Стандартные теплоты сгорания и их определения. Стандартные энтальпии химических реакций. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры, уравнение Кирхгофа

Тема 2. Второй закон термодинамики и его приложения

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. Энтропия как функции состояния системы. Статистический характер второго закона термодинамики, формула Больцмана.

Тема 3. Фундаментальные уравнения термодинамики.

Фундаментальное уравнение термодинамики (уравнение Гиббса) для простых и сложных систем. Независимые переменные фундаментального уравнения термодинамики, их характеристики. Преобразование Лежандра.

Функции состояния: энтальпия (H), энергия Гельмгольца (A), энергия Гиббса (G). Характеристические функции (термодинамические потенциалы) U, H, A, G – их свойства, зависимость от естественных переменных, вычисление и использование в химической термодинамике. Определение направления самопроизвольного процесса по изменению характеристических функций. Характеристические функции идеального газа. Общие условия равновесия изолированных и закрытых систем. Уравнения Максвелла, их использование при выводе термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса– Гельмгольца, его роль в химии. 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. Методы измерения давления насыщенного пара веществ. Уравнение Антуана и другие эмпирические уравнения. Правила Трウトна и Гильдебранда.

Тема 4. Термодинамика растворов.

Фундаментальные уравнения термодинамики для открытых систем. Термодинамические потенциалы (характеристические функции) открытых систем. Химический потенциал. Химический потенциал и энергия Гиббса индивидуальных веществ. Химический потенциал идеального газа. Однородные функции состава. Теорема Эйлера об однородных функциях. Уравнения Гиббса–Дюгема. Парциальные молярные величины, их определение и методы вычисления. Химический потенциал компонента в смеси идеальных газов. Функции смешения. Растворы. Классификация и термодинамические условия образования растворов. Законы Рауля и Генри, идеальные растворы. Растворимость газов в жидкостях, высаливание, правило Сеченова. Состав и общее давление насыщенного пара над идеальным раствором. Диаграммы равновесия «жидкость – пар», правило рычага. Температура кипения идеальных растворов, физико-химические основы перегонки растворов. Неидеальные растворы, энергия взаимнообмена и размерный фактор. Законы Гиббса–Коновалова, азеотропные растворы. Влияние температуры и давления на состав азеотропа. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Равновесие «пар – жидкий раствор» в системах с ограниченной растворимостью и полной взаимной нерастворимостью жидкостей. Химический потенциал компонента в идеальном, предельно разбавленном и реальном растворах. Активность, методы определения активностей и коэффициентов активностей. Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонентов. Функции смешения неидеальных растворов. Избыточные термодинамические функции. Растворимость в идеальных и предельно разбавленных растворах, уравнение Шредера, влияние давления на растворимость твердых тел в жидкостях. Интегральные и парциальные теплоты растворения, теплоты разбавления. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия, эбуллиоскопия, криоскопическая и эбуллиоскопическая константы растворителей, изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Практическое использование

криоскопии и эбулиоскопии. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа, его вывод и область применимости.

Тема 5. Термодинамика гетерогенных систем. Гетерогенные фазовые равновесия.

Условия равновесия в многокомпонентных гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем: воды, серы, фосфора, углерода. Двухкомпонентные системы с одной фазой переменного состава: с химическими соединениями, плавящимися конгруэнтно и инконгруэнтно, и их анализ на основе правила фаз. Эвтектические и перитектические точки. Твердые растворы, условия их образования. Фазы переменного состава, бертоллиды и дальтониды. Трехкомпонентные системы. Графическое изображение состава трехкомпонентной системы, треугольник Гиббса–Розебума.

Тема 6. Химические равновесия в гомогенных и гетерогенных системах.

Понятие о химическом средстве. Химическая переменная. 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 Ле Шателье–Брауна. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции. Влияние давления на химические равновесия. Тема 1.8. Методы вычисления стандартной энергии Гиббса и константы равновесия химических реакций. Расчет константы равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций – вычисление по методу Темкина–Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса. Расчеты выхода продуктов химических реакций. Тепловая теорема Нернста, следствия. Третий закон термодинамики. Химические равновесия в реальных газовых системах. Фугитивность (летучесть), методы ее вычисления. Расчет химических равновесий с реальными газами при высоких давлениях.

Тема 7. Элементы статистической термодинамики

Макроскопическое и микроскопическое описание состояния системы. Микроскопическое описание состояния системы методами классической и квантовой механики. Основные постулаты статистической термодинамики. Статистический вес (термодинамическая вероятность) и энтропия, формула Больцмана. Закон распределения Больцмана. Молекулярная сумма по состояниям. Сумма по состояниям системы и ее связь с термодинамическими функциями. Поступательная сумма по состояниям. Вращательная сумма по состояниям жесткого ротатора. Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора. «Замороженные» колебательные степени свободы.

Тема 8. Основные понятия и постулаты химической кинетики.

Химическая кинетика – наука о скоростях и механизмах химических реакций. Термодинамические и кинетические критерии возможности протекания химического процесса и его практическая реализация.

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 на примере реакций окисления водорода, синтеза H_2g и HI . Основные понятия химической кинетики. Истинная и средняя скорость химической реакции, скорость по отдельному реагенту. Особенности определения скорости химической реакции, протекающей в потоке. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Экспериментальное определение скорости химической реакции (графический и аналитический методы). Кинетические кривые и кинетические уравнения. Порядок химической реакции. Общий и частный порядок. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции. Временной и концентрационный порядок реакции. Кинетическая классификация реакций по их порядку. Реакции псевдо n -го порядка. Молекулярность элементарной химической реакции. Закон действующих масс – основной постулат химической кинетики. Область применения закона действия масс. Составление кинетических уравнений для известного механизма реакции. 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.

Тема 9. Кинетика химических реакций в статических и динамических условиях.

Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени, время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Реакции первого порядка, средняя продолжительность жизни молекулы в реакции первого порядка. Кинетические особенности реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции. Реакции третьего порядка. Общее выражение для константы скорости реакции n -го порядка. Методы определения порядка реакции и константы скорости по экспериментальным данным. Понятие об интегральных и дифференциальных методах определения порядка реакции и константы скорости. Определение частного порядка реакции, 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. Особенности применения метода Вант-Гоффа 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 первого порядка, нахождение константы скорости прямой и обратной реакций по экспериментальным данным. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна и условия его применения. Лимитирующая стадия сложного процесса. Квазиравновесное приближение. Кинетика реакций в динамических условиях. Режимы идеального смешения и идеального вытеснения. Кинетика реакций в потоке на примере необратимой и обратимой реакций первого порядка.

Зависимость скорости реакции от температуры. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа и область его применения. Температурный коэффициент скорости реакции. Уравнение Аррениуса и его термодинамический вывод. Понятие об энергии активации химической реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации. Нахождение энергии активации химической реакции по экспериментальным данным. Эмпирические правила оценки энергии активации. Тепловой взрыв.

Тема 10. Теории химической кинетики.

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. Формула Траутца–Льюиса. Истинная энергия активации. Мономолекулярные реакции в теории активных соударений. Схема Линдемана, ее значение. Причины неточности схемы Линдемана и возможные пути ее уточнения (поправки Гиншельвуда и Касселя, понятие о теории РРКМ). Тримолекулярные реакции в теории активных соударений. Достоинства и недостатки теории активных соударений. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Основные положения теории активированного комплекса, адиабатическое приближение. Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов и способы ее описания. Активированный комплекс и его свойства. Статистический расчет константы скорости бимолекулярной реакции. Трансмиссионный коэффициент. Особенности применение теории активированного комплекса для расчета константы скорости моно-, би- и тримолекулярных реакций и сопоставление ее результатов с результатами теории активных соударений. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации, их вычисление на основании экспериментальных данных. Достоинства и недостатки теории активированного комплекса.

Тема 11. Основы кинетики отдельных типов химических реакций.

Основы кинетики реакций в растворах. Число соударений частиц в жидкости и обоснование возможности применения к реакциям в растворе уравнений формальной кинетики. 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. Особенности взаимодействия ионов с молекулами. Влияние ионной силы раствора на скорость реакции. Первичный и вторичные солевые эффекты. Основы кинетики цепных реакций. Цепные реакции, их открытие и особенности протекания. Элементарные процессы возникновения, продолжения, развития и обрыва цепи. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Особенности кинетики неразветвленных цепных реакций на примере реакции образования HCl. Особенности кинетики разветвленных цепных реакций на примере реакции окисления водорода. Предельные явления – первый, второй и третий пределы воспламенения и их природа. Полуостров воспламенения. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Уравнение Семенова и его анализ для различных режимов протекания цепного процесса. Метод квазистационарных концентраций Семенова и его применение для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения. Основы кинетики фотохимических реакций. Основные законы фотохимии: законы Гротгуса, Вант-Гоффа и Эйнштейна. Квантовый выход. Элементарные фотохимические процессы, происходящие при поглощении света веществом. Флуоресценция и фосфоресценция. Кинетика фотохимических реакций на примере флуоресценции. Механизм Штерна- Фольмера. Определение кинетических параметров фотохимических реакций по экспериментальным данным. Фотохимические реакции в природе. Основы кинетики гетерогенных процессов. Роль диффузии при протекании гетерогенной химической реакции. Диффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции. Роль адсорбции при протекании поверхностной реакции. Адсорбционный коэффициент. Топохимические реакции, их механизм и особенности протекания. Скорость топохимической реакции. Уравнение Ерофеева-Колмогорова.

Тема 12. Катализ

Определение и общие принципы катализа. Роль катализаторов в химии. Активность катализатора. Активаторы и ингибиторы. Специфичность и селективность катализатора. Промоторы. Основные механизмы катализа. Общая характеристика и классификация каталитических реакций. Гомогенные каталитические реакции. Механизм и энергетический профиль каталитической реакции. Скорость каталитической реакции. Автокатализ – возможные механизмы и скорость автокаталитической реакции. Колебательные реакции и их особенности. Реакция Белоусова- Жаботинского. Кислотно-основной катализ. Классификация и механизмы реакций кислотно-основного типа. Кинетические особенности реакций специфического кислотного катализа. Функция кислотности Гамета и ее использование для вычисления скорости каталитического процесса. Кинетические особенности реакций общего кислотного катализа. Солевые эффекты в кислотно-основном катализе. Ферментативный катализ. Причины высокой каталитической активности ферментов. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение

Михаэлиса-Ментен. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса-Ментен по экспериментальным данным. Влияние температуры и рН среды на скорость ферментативной реакции. Ингибирование ферментативных реакций и экспериментальное установление механизма ингибирования. Гетерогенные каталитические реакции. Общие принципы гетерогенного катализа. Активационный процесс и роль адсорбции в гетерогенном катализе. Энергетический профиль каталитической реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации гетерогенного каталитического процесса. Кинетика гетерогенной каталитической реакции на равнодоступной поверхности. Учет массопереноса в гетерогенном катализе. Внешнедиффузионная, внутридиффузионная и кинетическая области протекания процесса. Отравление катализатора. Неоднородность поверхности катализатора. Теория активных центров. Мультиплетная теория Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. «Вулканообразные» кривые Баландина и основы прогнозирования каталитической активности. Теория активных ансамблей Кобозева. Важнейшие классы промышленных катализаторов. Основные промышленные каталитические процессы.

Примерный перечень вопросов по разделу 2. для подготовки к государственному экзамену.

1. Термодинамическая система и окружающая среда. Типы термодинамических систем. Равновесное состояние системы, его описание. Параметры состояния системы, их классификация: внешние и внутренние, интенсивные и экстенсивные, независимые параметры и функции, основные параметры.

2. Функции процесса и состояния, их математическое описание. Термодинамические процессы: равновесные, неравновесные, обратимые, необратимые. Характеристики равновесных и обратимых процессов. Уравнения состояния (реальных газов).

3. Исходные постулаты (положения) термодинамики. Постулат о термодинамическом равновесии и его значение для термодинамики. Постулат о существовании температуры. Понятие о температуре, температурные шкалы. Постулат о внутренних параметрах.

4. Внутренняя энергия системы, работа и теплота, их определение, единицы измерения. Первый закон термодинамики, его формулировки. Виды работы, потерянная работа.

5. Теплоемкость. Теплоемкость различных процессов. Соотношения между изобарной и изохорной теплоемкостями. Зависимость теплоемкости от температуры. Теплоемкость газов (классическая и квантовая теории).

6. Калорические коэффициенты. Энтальпия, ее определение. Тепловой эффект реакции. Связь Q_p и Q_v . Закон Гесса. Термохимические уравнения.

7. Следствия из закона Гесса. Стандартное состояние и стандартные условия. Выбор стандартного состояния газов и конденсированных фаз. Стандартные теплоты образования и сгорания химических соединений.

8. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа, приближения при практическом применении уравнения Кирхгофа. Расчет теплового эффекта реакции на основе стандартных энтальпий образования при 0 К и приращений энтальпии.

9. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния. Аналитическое выражение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Второй закон термодинамики для изолированных систем

10. Вычисление изменения энтропии в различных обратимых процессах: изотермических, при нагревании, процессах с участием идеальных газов. Энтропийная постоянная идеального газа

11. Изменение энтропии при смешении идеальных газов в изобарно-изотермическом процессе. Парадокс Гиббса. Вычисление изменения энтропии при необратимых процессах.

12. Внутреннее давление, закон Джоуля. Внутреннее давление газа Ван-дер-Ваальса.

13. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Расчет абсолютной энтропии вещества при заданной температуре. Стандартные энтропии веществ и их сопоставление между собой.

14. Общие условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Условия равновесия в однокомпонентных гетерогенных системах. Фаза, компонент, фазовый переход, их определения

15. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Фазовые переходы первого и второго рода. Плавление.

16. Условия равновесия в многокомпонентных гетерогенных системах. Газообразные растворы. Химический потенциал идеального газа.

17. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Давление насыщенного пара растворенного вещества над раствором. Уравнение Дюгема – Маргулеса. Закон Генри.

18. Состав насыщенного пара идеального жидкого раствора. Относительная летучесть. Диаграммы равновесия «жидкость – пар» идеальных бинарных систем

19. Температура кипения идеального раствора. Диаграммы состояния «температура кипения – состав» идеальных бинарных систем. Термодинамическое обоснование условий эффективного разделения компонентов раствора путем перегонки.

20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Законы Гиббса – Коновалова, их обоснование. Азеотропы.

21. Равновесия «жидкость – жидкость» и «пар – жидкий раствор» в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей. Верхняя и

нижняя критические температуры растворимости. Парциальные давления насыщенного пара компонентов и общее давление в области ограниченной растворимости.

22. Равновесие «пар – жидкость» в системах с взаимно нерастворимыми жидкостями. Растворимость газов в жидкостях: зависимость от температуры, давления, природы газов и растворителей.

23. Растворимость твердых веществ в жидкостях, зависимость от температуры и давления. Интегральные и дифференциальные теплоты растворения.

24. Коллигативные свойства растворов. Понижение температуры замерзания растворов, криоскопия. Криоскопическая постоянная.

25. Коллигативные свойства растворов. Повышение температуры кипения растворов, эбулиоскопия. Эбулиоскопическая постоянная.

26. Осмотические явления в растворах, причины. Уравнение зависимости осмотического давления от состава раствора Вант-Гоффа. Границы применимости уравнения Вант-Гоффа. Осмотический коэффициент.

27. Термодинамика систем с химическими реакциями. Химическое равновесие. Общие условия химического равновесия.

28. Химическое равновесие в смесях идеальных газов. Закон действующих масс, термодинамический вывод. Термодинамическая константа равновесия, другие виды констант равновесия и связь между ними.

29. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса) химической реакции. Уравнение изотермы химической реакции. Стандартная энергия Гиббса реакции и ее связь с константой равновесия.

30. Химические равновесия в жидких растворах. Гетерогенные химические равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье – Брауна, его термодинамическая трактовка.

31. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Влияние давления на химическое равновесие.

32. 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.

33. Основные понятия химической кинетики. Скорость реакции, константа скорости, порядок и молекулярность реакции – единицы измерения и физический смысл.

34. Истинная и средняя скорость химической реакции, экспериментальное определение скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

35. Общий и частный порядок химической реакции. Кинетическая классификация реакций по их порядку. Временной и концентрационный порядок реакции.

36. Кинетические кривые и кинетические уравнения для элементарных реакций различного порядка.

37. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл и размерность для реакций различных порядков.

38. Основные принципы химической кинетики: принцип независимости химических реакций, принцип лимитирующей стадии химического процесса, принцип детального равновесия.

39. Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций нулевого порядка.

40. Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций первого порядка.

41. Кинетические особенности простых необратимых реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции.

42. 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.

43. Кинетические особенности протекания обратимых реакций.

44. Кинетические особенности протекания параллельных реакций.

45. Кинетические особенности протекания последовательных реакций.

46. Приближенные методы химической кинетики: метод стационарных концентраций Боденштейна и условия его применимости, квазиравновесное приближение.

47. 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.

48. Нахождение энергии активации химической реакции по экспериментальным данным. Истинная и кажущаяся энергия активации.

49. Теория активных столкновений. Расчет общего числа столкновений между одинаковыми частицами и частицами разных типов. Частота столкновений. Уравнение Траутца-Льюиса для бимолекулярной реакции.

50. Особенности кинетики мономолекулярных реакций в теории активных столкновений. Схема Линдемана. Зависимость порядка мономолекулярной реакции от давления в системе.

51. Основные положения теории активированного комплекса. Поверхность потенциальной энергии и энергетический профиль реакции. Уравнение Эйринга.

52. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Расчет энергии активации и предэкспоненциального множителя в уравнении

Аррениуса на основании термодинамических параметров процессов активации в реакциях разной молекулярности.

53. Основные понятия теории катализа. Особенности механизма и энергетический профиль гомогенных и гетерогенных каталитических процессов. Роль катализаторов в химии и биологии.

54. Кислотно-основный катализ. Классификация кислот и оснований по Бренстеду и Льюису. Специфический и общий кислотный катализ. Солевые эффекты в кислотно-основном катализе.

55. Ферментативный катализ. Влияние температуры и pH среды на скорость ферментативной реакции.

56. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса – Ментен. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса – Ментен по экспериментальным данным.

57. Механизмы ингибирования ферментативных реакций (конкурентное, неконкурентное, бесконкурентное ингибирование и ингибирование субстратом).

58. Гетерогенный катализ. Стадии гетерогенного каталитического процесса. Внешнедиффузионная, внутридиффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции.

Раздел 3. Учебная дисциплина «Тонкий органический синтез»

Тема 1. Углеводороды

Алканы. Гомологический ряд, номенклатура и изомерия алканов. Строение молекулы метана. Химические свойства алканов. Общие представления о механизме цепных свободнорадикальных реакций замещения в алканах: галогенирование, сульфохлорирование, нитрование. Углеводороды в природе. Нефть и ее переработка, окисление. Алкены. Строение молекулы этилена. Номенклатура, структурная и пространственная изомерия алкенов. Способы образования двойной связи. Дегидрогалогенирование алкилгалогенидов, дегидратация спиртов (правило Зайцева). Общие сведения о реакционной способности алкенов. Присоединение электрофильных реагентов по двойной связи. Механизм и региоселективность этих реакций. Правило Марковникова и его интерпретация.

Алкадиены. Особенности электронного строения и химических свойств 1,3-диенов. Образование продуктов 1,2- и 1,4-присоединения в диенах. Реакция Дильса–Альдера (диеновый синтез). Понятие об изопреноидах.

Алкины. Методы получения и гомологизации ацетиленов. Важнейшие химические свойства алкинов, гидратация (реакция Кучерова).

Ароматические углеводороды. Особенности электронного строения и химических свойств. Понятие об ароматичности и ее критериях. Механизм и закономерности реакций электрофильного замещения в ароматическом ядре, их значение для функционализации и промышленной переработки аренов.

Тема 2. Гомофункциональные органические соединения

Галогенпроизводные углеводородов. Способы образования связи углерод-галоген. Реакции нуклеофильного замещения атома галогена как метод получения органических соединений различных классов. Представление о механизмах нуклеофильного замещения у насыщенного атома углерода. Конкуренция реакций нуклеофильного замещения и элиминирования. Использование представлений о закономерностях их протекания при планировании направленных синтезов на основе галогенпроизводных углеводородов. Особенности реакционной способности арилгалогенидов в реакциях нуклеофильного замещения. Активированные галогенарены. Получение литий- и магнийорганических соединений, их применение в органическом синтезе.

Спирты, методы синтеза важнейших представителей. Строение ОН-группы и типы реакций спиртов. Активация ОН-группы в реакциях нуклеофильного замещения. Дегидратация спиртов, получение простых и сложных эфиров. Диэтиловый эфир. Окисление спиртов. Многоатомные спирты. Этиленгликоль. Глицерин, 1,4-бутандиол. Циклические простые эфиры. Краун-эфиры. Комплексные гликоляты меди.

Фенолы. Методы получения фенола. Строение молекулы фенола и типы реакций. Сравнительная характеристика химических свойств спиртов и фенолов. Гидрохинон.

Альдегиды и кетоны. Способы синтеза важнейших представителей. Строение карбонильной группы и типы реакций альдегидов и кетонов. Реакции с гетероатомными нуклеофилами, получение и использование производных по карбонильной группе (ацетали, имины, оксимы, гидразоны). Взаимодействие карбонильных соединений с металлоорганическими соединениями (синтез Гриньяра). Кето-енольная таутомерия и связанные с ней свойства карбонильных соединений. Строение енолят-иона. Альдольно-кетоновая конденсация и ее механизм. α,β -Непредельные карбонильные соединения, синтез и реакции 1,2- и 1,4-присоединения. Хиноны.

Карбоновые кислоты и их производные. Основные методы получения. Сложные эфиры. Реакция этерификации и гидролиз сложных эфиров, их механизм. Взаимопревращения карбоновых кислот и их производных, представление о механизмах, роль кислотного и основного катализа. Галогенангидриды и ангидриды кислот, сложные эфиры, амиды, нитрилы. Жиры, их состав. Жирные кислоты. Непредельные и дикарбоновые кислоты.

Амины. Классификация и основные способы получения. Химические свойства. Роль неподеленной электронной пары азота в проявлении основных и нуклеофильных свойств. Особенности свойств ароматических аминов. Реакция диазотирования и ее значение в органическом синтезе. Азосочетание, получение азокрасителей. Метилоранж.

Тема 3. Гетерофункциональные органические соединения

Гидроксикислоты. Природные источники и важнейшие представители гидроксикислот: молочная, яблочная, винная, лимонная кислоты. Особенности

их пространственного строения. Салициловая кислота. Представление об альдегидо- и кетокислотах. Пировиноградная, ацетоуксусная кислоты. Ацетоуксусный эфир.

Аминокислоты. Важнейшие природные α -аминокислоты, особенности их строения и свойств.

Примерный перечень вопросов по разделу 3. для подготовки к государственному экзамену.

1. Алканы, их свойства, получение и применение.
2. Алкены их свойства, получение и применение.
3. Алкадиены их свойства, получение и применение.
4. Алкины их свойства, получение и применение.
5. Ароматические углеводороды их свойства, получение и применение.
6. Галогенпроизводные углеводородов их свойства, получение и применение.
7. Спирты, методы синтеза важнейших представителей их свойства, получение и применение.
8. Альдегиды и кетоны их свойства, получение и применение.
9. Фенолы их свойства, получение и применение.
10. Карбоновые кислоты и их производные.
11. Амины их свойства, получение и применение.
12. Гидроксикислоты их свойства, получение и применение.
13. Аминокислоты их свойства, получение и применение.

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Раздел 1. Учебная дисциплина «Неорганическая химия»

Ситуационная задача:

Предложите способ определения того, является ли синтезированный комплекс $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2]$ *цис*- либо *транс*-изомером.

Раздел 2. Учебная дисциплина «Физическая химия»

Ситуационная задача:

Бензойная кислота $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ при стандартных условиях представляет собой твердое кристаллическое вещество белого цвета. Это соединение используется в качестве теплового стандарта для калибровки калориметров, поскольку значения теплоты кристаллизации и плавления бензойной кислоты известны с высокой точностью и легко воспроизводимы. Температура плавления бензойной кислоты составляет $122\text{ }^\circ\text{C}$, температура кипения $249\text{ }^\circ\text{C}$, энтальпия плавления $18,01\text{ кДж/моль}$, энтальпия испарения $78,9\text{ кДж/моль}$, теплоемкость в жидком состоянии $259,0\text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$, теплоемкость в твердом состоянии $146,7\text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$, теплоемкость в газообразном состоянии $172,3\text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$. Схематично изобразите график зависимости температуры бензойной кислоты от сообщаемой веществу теплоты. Объясните, при каких значениях температуры и почему на таком графике должны наблюдаться горизонтальные участки (плато). Рассчитайте количество теплоты (кДж), необходимое для нагревания 2025 г бензойной кислоты от $25\text{ }^\circ\text{C}$ до $270\text{ }^\circ\text{C}$.

Раздел 3. Учебная дисциплина «Тонкий органический синтез»

Ситуационная задача:

Мускалюр, половой феромон домашней мухи, имеет состав $\text{C}_{23}\text{H}_{46}$. Его каталитическое гидрирование приводит к углеводороду состава $\text{C}_{23}\text{H}_{48}$, а в результате озонлиза образуется смесь кислот $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$ и $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$. Гидроксирование мускалура смесью пероксида водорода и муравьиной кислоты HCOOH дает диол трео-конфигурации. Каково строение мускалура? Напишите уравнения упомянутых реакций и приведите структуры упомянутых соединений. Дайте необходимые пояснения.

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Основная литература

1. Шевельков, А.В. Неорганическая химия. Учебник/ А.В. Шевельков, А.А. Дроздов, М.Е. Тамм; под редакцией А.В. Шевелькова. — Москва: Лаборатория знаний, 2021. — 586 с.
2. Жебентяев, А.И. Аналитическая химия. Химические методы анализа : учебное пособие для студентов высших учебных заведений по фармацевтическим и химическим специальностям / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. — 2-е изд. — Минск : Новое знание : Москва : ИНФРА-М, 2020. — 541 с.
3. Мельситова, И.В. Аналитическая химия : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по специальностям «Биология», «Биоэкология», «Биохимия», «Микробиология» / И.В. Мельситова : БГУ. — Минск : БГУ, 2021. — 183 с.
4. Буданов, В.В. Химическая кинетика : учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 288 с.
5. Е.И. Ефремова. Химия и физика твердофазных систем : учебное пособие / Е.И. Ефремова. — Москва : РТУ МИРЭА, 2021 — Часть 1 — 2021. — 66 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/218651> (дата обращения: 21.09.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
6. Уваров, Н.Ф. Химия твердого тела : учеб. пособие / Н.Ф. Уваров, Ю.Г. Матейшина. — 2-е изд., испр. — Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2022. — 108 с.
7. Регистрация ионизирующих излучений : учебное пособие / И.Р. Гулаков. — Минск : Вышэйшая школа, 2021. — 287 с.
8. Аналитическая химия. Методы разделения веществ и гибридные методы анализа : учебное пособие для вузов / А.А. Ганеев, И.Г. Зенкевич, Л.А. Карцова [и др.] ; под ред. Л.Н. Москвина. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 332 с.
9. Аналитическая химия. Методы идентификации и определения веществ : учебник для вузов / М.И. Булатов, А.А. Ганеев, А.И. Дробышев [и др.] ; под ред. Л.Н. Москвина. — 4-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 584 с.
10. Методы и достижения современной аналитической химии: учебник для вузов / Г.К. Будников, В.И. Вершинин, Г.А. Евтюгин [и др.] ; под ред. В.И. Вершинина. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 588 с.
11. Жебентяев, А.И. Аналитическая химия. Хроматографические методы анализа : учебное пособие / А.И. Жебентяев. — М. : ИНФРА-М, 2021. — 206 с.

12. Жебентяев, А. И. Аналитическая химия. Инструментальные методы анализа : учеб. пособие / А. И. Жебентяев, А. К. Жерносек, И. Е. Талуть. – Минск : Новое знание, 2021. – 360 с.
13. Методы и достижения современной аналитической химии: учебник для вузов / Г.К. Будников, В.И. Вершинин, Г.А. Евтюгин [и др.] ; под ред. В.И. Вершинина. – 2-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 588 с.
14. Травень, В. Ф. Органическая химия : учебное пособие для студ. высших учебных заведений : в 3 т. / В. Ф. Травень. - 11-е изд. - Москва : Лаборатория знаний, 2024. - Т. 1. - 2024. - 368 с.
15. Травень, В. Ф. Органическая химия : учебное пособие для студ. высших учебных заведений : в 3 т. / В. Ф. Травень. - 11-е изд. - Москва : Лаборатория знаний, 2024. - Т. 2. - 2024. - 517 с.
16. Травень, В. Ф. Органическая химия : учебное пособие для студ. высших учебных заведений : в 3 т. / В. Ф. Травень. - 11-е изд. - Москва : Лаборатория знаний, 2024. - Т. 3. - 2024. - 388 с. Буданов, В.В. Химическая термодинамика : учебное пособие / В.В. Буданов, А.И. Максимов. – 3-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2022. – 320 с.

Дополнительная литература

1. Основы аналитической химии : учебник для студ. вузов, обуч. по хим. направлениям : в 2 т. / под ред. Ю.А. Золотова. – 6-е изд., перераб. и доп. – Москва : Академия, 2014. Т. 1 : / [авт.: Т.А. Большова и др.]. – Москва: Академия, 2014. – 391 с.
2. Мечковский, Л.А. Химическая термодинамика: учебное пособие в 2-х ч. / Л.А. Мечковский, А.В. Блохин – Минск : БГУ. – Ч.1: Феноменологическая термодинамика. Основные понятия, фазовые равновесия. – 2012. – 144 с.
3. Мечковский, Л.А. Химическая термодинамика: учебное пособие в 2-х ч. / Л.А. Мечковский, А.В. Блохин – Минск : БГУ. – Ч. 2: Термодинамика многокомпонентных систем. Химические равновесия. Элементы статистической термодинамики. – 2013. – 200 с.
4. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия / Б.Б.Дамаскин, О.А. Петрий, Г. А. Цирлина. – М. : Химия, КолосС, 2008. – 672 с.
5. Лукомский, Ю.А., Физико-химические основы электрохимии / Ю.А. Лукомский, Ю.Д. Гамбург. – Долгопрудный: Издательский Дом «Интеллект», 2008.
6. Воробьева, Т.Н. Химия твердого тела : учебник для студ. учреждений высш. образования по хим. спец. / Т.Н. Воробьева, А.И. Кулак, Т.В. Свиридова. – Минск : БГУ, 2011. – 320 с.