

Документ подписан простой электронной подписью

## Информация о владельце:

ФИО: Комарова Светлана Юрьевна

Должность: Проректор по образовательной деятельности

Федеральная служба по труду и занятости

Университетский институт профессиональной переподготовки и повышения квалификации

© 2002-2010 Государственный бюджетный профессиональный образовательный университет имени П.А.Столыпина»

**УТВЕРЖДАЮ:**

## Проректор по образовательной деятельности

С.Ю. Комарова

✓ 2021-2



## ПРОГРАММА

**вступительного испытания, проводимого ФГБОУ ВО Омский ГАУ самостоятельно,  
для лиц, имеющих среднее профессиональное образование,  
поступающих на обучение по образовательным программам бакалавриата  
и программам специалитета**

## «ОСНОВЫ ХИМИИ»

Омск 2021

## **1. Общие положения**

1. Вступительное испытание «Основы химии» проводится ФГБОУ ВО Омский ГАУ самостоятельно, для лиц, имеющих среднее профессиональное образование, поступающих на обучение по образовательным программам бакалавриата и программам специалитета.

2. Программа составлена на основе федеральных государственных образовательных стандартов среднего профессионального образования.

3. Цель программы вступительного испытания – оказать методическую помощь поступающим в теоретической подготовке к сдаче вступительного испытания.

4. Задачи программы:

- определить требования к знаниям, навыкам и умениям лиц, поступающих;
- систематизировать темы дисциплины и входящие в них вопросы.

5. Целью вступительного испытания является определение уровня знаний поступающих.

6. Требования к лицам, поступающим в университет: при подготовке к вступительному испытанию поступающие должны в полном объеме изучить все темы и вопросы, предусмотренные программой, воспользовавшись рекомендуемым списком литературы.

7. Абитуриенты, сдающие вступительное испытание:

должны знать:

1. Важнейшие понятия, законы и теории химии;
2. Номенклатуру неорганических и органических веществ;
3. Свойства веществ основных классов неорганических и органических соединений;
4. Способы получения, свойства и области применения наиболее важных веществ, которые используются в быту, сельском хозяйстве, промышленности.

должны уметь:

1. Объяснять зависимость свойств неорганических и органических веществ от состава и строения;
2. Применять изученные теоретические положения при рассмотрении классов неорганических и органических веществ и их конкретных соединений;
3. Применять изученные понятия и законы при характеристике химических реакций, способов получения веществ;
4. Выполнять типовые расчеты и решать составленные на их основе задачи.

должны владеть:

1. Пониманием сущности химических явлений;
2. Умением разъяснять смысл химических терминов и оперировать ими;
3. Умением составить уравнение химической реакции по условию задачи;
4. Умением логически строго обосновывать ход рассуждений и выводы в ответах на теоретические вопросы и при решении расчетных задач;
5. Правилами безопасного поведения при обращении с химическими веществами, химической посудой и лабораторным оборудованием.

8. Степень сложности и трудоемкость содержания билетов одинаковая.

9. Во время подготовки ответа Абитуриенту разрешается пользоваться таблицами: «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Растворимость оснований, кислот и солей в воде» и «Ряд активности металлов». При решении задач можно пользоваться калькулятором, который не относится к категории средств хранения, приема и передачи информации.

## **2. Структура вступительного испытания**

2.1. Вступительное испытание проводится в форме компьютерного тестирования, на русском языке.

Продолжительность вступительного испытания составляет 60 минут.

Вступительное испытание состоит из 30 заданий – 25 заданий тестовой формы с выбором ответа базового уровня сложности и 5 заданий повышенного уровня сложности. К каждому заданию с выбором ответа предлагается 4 варианта ответа, из которых верным может быть один или несколько (если верным является более одного ответа, это указывается в условии вопроса). Задания повышенной сложности могут быть нескольких типов:

- А. Задания, требующие написать ответ в виде числа.
- Б. Задания, требующие написать ответ в виде одного слова.
- В. Задания на установление соответствия позиций, представленных в двух перечнях.
- Г. Задания на установление правильной последовательности.

## 2.2. Критерии оценивания:

Результаты вступительного испытания оцениваются по 100-балльной шкале. Задания базового уровня сложности оцениваются по 3 балла каждое (максимальное количество 75 баллов), задания повышенного уровня сложности оцениваются по 5 баллов (максимальное количество – 25 баллов).

Минимальный балл для участия в конкурсе устанавливается приемной комиссией университета ежегодно.

## 3. Содержание вступительного испытания

Абитуриенты должны продемонстрировать знание следующих разделов химии:

### Теоретические основы химии

1. Основные понятия химии. Вещество. Атом. Химический элемент. Молекула. Ион. Чистые вещества и смеси. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Химическая формула. Относительная атомная, формульная и молекулярная массы. Количество вещества. Молярная масса. Закон постоянства состава и закон сохранения массы веществ. Закон Авогадро. Молярный объем газа.

2. Строение атома. Состав атомного ядра. Атомный номер, массовое число. Физический смысл атомного номера. Изотопы. Электронное строение атома. Понятие об электронном облаке. Атомная орбиталь. Энергетический уровень и подуровень. Основное и возбужденное состояния атома. Электронно-графические схемы, электронные конфигурации атомов элементов первых трех периодов.

3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Периодичность изменения атомного радиуса, металлических и неметаллических свойств, электроотрицательности с увеличением атомного номера элементов A-подгрупп. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов с увеличением атомного номера для элементов A-подгрупп. Физический смысл номера периода и номера группы. Значение периодического закона.

4. Природа и типы химической связи (ковалентная, ионная, металлическая). Полярная и неполярная ковалентная связь. Кратность связи. Типы кристаллических структур: атомная, ионная, молекулярная, металлическая. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность и степень окисления. Водородная связь и ее влияние на физические свойства вещества.

5. Классификация химических реакций. Тепловой эффект химической реакции. Реакции экзо- и эндотермические. Термохимические уравнения.

6. Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, площади поверхности соприкосновения, наличия катализатора.

7. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием внешних факторов (принцип Ле-Шателье).

8. Окислительно-восстановительные процессы. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановка коэффициентов методом электронного баланса.

9. Растворы. Концентрированные и разбавленные, насыщенные и ненасыщенные растворы. Растворимость. Зависимость растворимости веществ от природы вещества, температуры и давления. Способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная концентрация).

10. Электролитическая диссоциация соединений с различным типом химической связи. Катионы и анионы. Электролиты и неэлектролиты. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов. Условия необратимого протекания реакций ионного обмена в растворах электролитов. Химические свойства оснований, кислот, солей в свете теории электролитической диссоциации. Гидролиз солей.

11. Понятие о водородном показателе (рН) раствора. Характеристика кислотных и основных свойств растворов на основании величины рН раствора. Окраска кислотно-основных индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метилоранж) в водных растворах электролитов.

12. Оксиды, их состав, номенклатура, классификация, получение. Общие химические свойства основных, амфотерных (на примере оксидов цинка и алюминия) и кислотных оксидов.

13. Основания, их состав, номенклатура, классификация, получение. Общие химические свойства щелочей, амфотерных гидроксидов (на примере гидроксидов цинка и алюминия), нерастворимых оснований.

14. Кислоты, их состав, номенклатура, классификация, получение. Общие химические свойства кислот.

15. Состав, номенклатура и классификация солей. Получение солей. Общие химические свойства солей. Взаимосвязь между основными классами неорганических соединений.

## **Неорганическая химия**

1. Металлы, их положение в периодической системе. Физические и химические свойства. Основные способы получения. Металлы и сплавы в технике.

2. Электролиз расплавов солей.

3. Общая характеристика щелочных металлов. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов. Калийные удобрения.

4. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы. Кальций и его соединения. Жесткость воды и способы ее устранения.

5. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы периодической системы. Алюминий. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия.

6. Железо. Нахождение в природе, биологическая роль. Физические и химические свойства железа. Важнейшие соединения железа: оксиды, гидроксиды, соли. Роль железа и его сплавов в технике.

7. Коррозия железа, методы защиты от коррозии.

8. Водород. Физические свойства. Химические свойства водорода: взаимодействие с неметаллами, щелочными и щелочноземельными металлами, оксидами металлов, гидрирование ненасыщенных органических соединений (на примере углеводородов).

9. Галогены. Физические свойства простых веществ. Важнейшие природные соединения галогенов. Химические свойства галогенов: взаимодействие с металлами, водородом, растворами солей галогеноводородных кислот, хлорирование органических соединений (на примере насыщенных и ненасыщенных углеводородов). Биологическое значение и применение галогенов и их соединений.

10. Кислород, его аллотропные формы. Физические свойства кислорода. Химические свойства кислорода: окисление простых и сложных веществ (металлов, неметаллов, сульфидов железа и цинка, органических соединений).

11. Вода. Особенности физических свойств, обусловленные водородными связями. Химические свойства воды: взаимодействие с активными металлами, кислотными и основными оксидами.

12. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы. Сера. Физические свойства серы. Состав и строение молекулы серы. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, водородом, металлами. Водородные соединения серы. Сероводород: строение молекулы, физические свойства, влияние на организм человека.

13. Кислородные соединения серы. Оксид серы(IV). Химические свойства: окисление до оксида серы(VI); взаимодействие с водой с образованием сернистой кислоты; взаимодействие с растворами щелочей с образованием сульфитов и гидросульфитов.

14. Оксид серы(VI). Химические свойства. Серная кислота как сильная двухосновная кислота. Химические свойства разбавленной серной кислоты: действие на индикаторы; взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, гидроксидами металлов, солями. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты на примере взаимодействия с медью и цинком.

15. Элементы VA-группы: азот и фосфор. Азот и фосфор как химические элементы и простые вещества. Физические свойства простых веществ. Химические свойства азота и фосфора: взаимодействие с активными металлами (образование нитридов и фосфидов); взаимодействие с кислородом (образование оксида азота(II), оксидов фосфора(III) и (V)); взаимодействие азота с водородом. Биологическая роль и применение азота и фосфора.

16. Аммиак. Физические и химические свойства: взаимодействие с кислородом (горение), водой, кислотами. Соли аммония. Качественная реакция на ионы аммония. Применение аммиака и солей аммония. Азотная кислота. Химические свойства азотной кислоты: действие на индикаторы, взаимодействие с основными и амфотерными оксидами, гидроксидами металлов, солями. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты при взаимодействии с медью. Нитраты. Применение азотной кислоты и нитратов.

17. Оксиды фосфора(III) и (V), их образование в результате окисления фосфора. Взаимодействие оксида фосфора(V) с водой с образованием фосфорной кислоты; с основными оксидами, щелочами. Фосфорная кислота: особенности электролитической диссоциации. Химические свойства: действие на индикаторы, взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями, солями. Соли фосфорной кислоты: фосфаты, гидро- и дигидрофосфаты. Применение фосфорной кислоты и фосфатов. Важнейшие минеральные удобрения: азотные, фосфорные, калийные, комплексные.

18. Элементы IVA-группы: углерод и кремний. Физические свойства простых веществ. Химические свойства кремния и углерода: взаимодействие с кислородом и металлами. Применение углерода и кремния. Оксид углерода(II): физические свойства. Токсичность оксида углерода(II). Химические свойства: взаимодействие с кислородом, оксидами металлов. Оксид углерода(IV): физические свойства. Химические свойства: взаимодействие с водой, основными оксидами, щелочами (образование карбонатов и

гидрокарбонатов). Качественная реакция на оксид углерода(IV). Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты. Взаимопревращения карбонатов и гидрокарбонатов. Химические свойства солей угольной кислоты: взаимодействие с кислотами, термическое разложение. Качественная реакция на карбонат-ион.

19. Оксид кремния(IV): физические свойства, химические свойства: взаимодействие со щелочами (в растворах и при сплавлении), основными оксидами, солями. Кремниевая кислота: получение действием сильных кислот на растворы силикатов; дегидратация при нагревании. Применение соединений углерода и кремния.

## **Органическая химия**

1. Теория химического строения органических соединений. Зависимость свойств органических соединений от химического строения. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Химическая связь в органических веществах,  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.

2. Классификация органических соединений. Номенклатура органических соединений. Гомология. Изомерия.

3. Алканы: определение класса; общая формула; гомологический ряд; структурная изомерия; номенклатура; электронное и пространственное строение молекул. Физические свойства. Химические свойства алканов: реакции замещения (галогенирования), окисления, термические превращения (кrekинг), изомеризация. Получение в промышленности (из природных источников) и в лаборатории (гидрирование соединений с кратными связями). Применение алканов.

4. Алкены: определение класса; общая формула; гомологический ряд; структурная и пространственная изомерия (цис-, транс- изомерия); номенклатура, пространственное строение молекул. Физические свойства. Химические свойства алкенов: окисление (горение, окисление раствором перманганата калия); присоединение водорода, галогенов. Присоединение воды и галогеноводородов к этилену. Качественные реакции на двойную связь с растворами брома и перманганата калия. Полимеризация алкенов. Понятия: полимер, мономер, структурное звено, степень полимеризации. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид. Получение алкенов (кrekинг алканов, дегидрогалогенирование галогеналканов). Применение алкенов.

5. Диены. Углеводороды с сопряженными двойными связями. Строение молекул бутадиена-1,3 и 2-метилбутадиена-1,3 (изопрена), их молекулярные и структурные формулы. Физические свойства бутадиена-1,3 и 2-метилбутадиена-1,3. Химические свойства бутадиена-1,3 и 2-метилбутадиена-1,3: реакция полимеризации. Получение бутадиена-1,3 и 2-метилбутадиена-1,3 дегидрированием алканов.

6. Алкины: определение класса и общая формула; особенности пространственного строения; номенклатура; структурная изомерия углеродного скелета и положения тройной связи. Физические свойства. Химические свойства алкинов: присоединение водорода, галогенов к алкинам; галогеноводородов, воды к ацетилену; полное окисление. Качественные реакции на тройную связь с растворами брома и перманганата калия. Получение ацетиlena из метана и карбида кальция. Применение ацетиlena.

7. Арены: определение класса и общая формула аренов ряда бензола. Особенности пространственного строения. Физические свойства бензола. Химические свойства бензола: реакции замещения в ароматическом ядре (галогенирование, нитрование), каталитическое гидрирование. Получение бензола тримеризацией ацетиlena, дегидрированием гексана и циклогексана. Другие представители класса (толуол, ксиолы). Применение ароматических соединений.

8. Углеводороды в природе. Нефть и природный газ как источники углеводородов. Состав и физические свойства. Способы переработки нефти: перегонка, термический и каталитический кrekинг. Продукты переработки нефти. Охрана окружающей среды от

загрязнений при переработке углеводородного сырья и использовании продуктов переработки нефти.

9. Спирты. Классификация спиртов: одноатомные и многоатомные; первичные, вторичные, третичные. Насыщенные одноатомные спирты. Определение класса, общая формула, строение, молекулярные и структурные формулы насыщенных одноатомных спиртов. Структурная изомерия углеродного скелета и положения функциональной группы насыщенных одноатомных спиртов. Номенклатура. Физические свойства. Химические свойства: взаимодействие со щелочными металлами, карбоновыми кислотами, галогеноводородами, окисление: полное и частичное (первичных спиртов до альдегидов). Получение спиртов в лаборатории гидролизом галогеналканов, получение этанола гидратацией этилена и микробиологическим способом. Применение спиртов. Токсичность спиртов, их действие на организм человека.

10. Многоатомные спирты. Этиленгликоль (этандиол-1,2) и глицерин (пропантриол-1,2,3) как представители многоатомных спиртов, их состав, строение и структурные формулы. Химические свойства: взаимодействие со щелочными металлами, минеральными кислотами, гидроксидом меди(II) (качественная реакция на многоатомные спирты). Применение этиленгликоля и глицерина.

11. Фенолы. Понятие о фенолах, определение класса. Состав и строение фенола; молекулярная и структурная формулы. Физические свойства фенола. Химические свойства фенола: взаимодействие со щелочными металлами, растворами щелочей, бромирование и нитрование по ароматическому ядру. Качественные реакции на фенол с бромной водой и растворами солей железа(III). Взаимное влияние групп атомов в молекуле фенола. Применение фенола.

12. Альдегиды. Особенности строения. Функциональная альдегидная группа. Определение класса альдегидов. Насыщенные альдегиды: общая формула; структурная изомерия углеродного скелета. Номенклатура ИЮПАК и тривиальные названия альдегидов. Физические свойства. Химические свойства: реакции восстановления, окисления до карбоновых кислот. Качественные реакции на альдегидную группу: «серебряного зеркала» и с гидроксидом меди(II). Получение альдегидов окислением первичных спиртов. Получение этанала гидратацией ацетилена. Применение метаналя и этанала.

13. Карбоновые кислоты. Особенности строения. Классификация карбоновых кислот: насыщенные, ненасыщенные, ароматические; одноосновные, двухосновные. Одноосновные насыщенные карбоновые кислоты: строение; общая, молекулярные и структурные формулы. Структурная изомерия углеродного скелета. Номенклатура. Физические свойства и химические свойства: изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами и гидроксидами. Реакция этерификации. Реакция замещения атома водорода метильной группы уксусной кислоты на атом галогена. Получение карбоновых кислот окислением алканов, первичных спиртов и альдегидов. Пальмитиновая и стеариновая кислоты как представители высших насыщенных карбоновых кислот. Олеиновая кислота как представитель одноосновных ненасыщенных карбоновых кислот: состав, строение. Карбоновые кислоты в природе. Применение карбоновых кислот.

14. Сложные эфиры. Определение класса, общая формула, строение. Номенклатура. Физические свойства сложных эфиров. Получение сложных эфиров: реакция этерификации. Химические свойства: гидролиз (кислотный и щелочной).

15. Жиры. Состав, строение и номенклатура триглицеридов. Физические свойства. Химические свойства: гидролиз, гидрирование. Биологическая роль жиров. Мыла. Понятие о синтетических моющих средствах (СМС).

16. Углеводы. Моносахариды: рибоза, дезоксирибоза, глюкоза, фруктоза, их строение, физические и химические свойства, роль в природе. Циклические формы моносахаридов. Полисахариды: крахмал и целлюлоза.

17. Амины. Алифатические и ароматические амины. Взаимное влияние атомов на примере анилина. Первичные, вторичные и третичные амины.

18. Аминокислоты и оксикислоты. Строение, химические свойства, изомерия. Примеры оксикислот: молочная, винная и салициловая кислоты.  $\alpha$ -аминокислоты - структурные единицы белков. Пептиды. Строение и биологическая роль белков.

19. Реакции полимеризации и поликонденсации. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений (ВМС): мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации (поликонденсации). Примеры различных типов ВМС: полиэтилен, полипропилен, полистирол, поливинилхлорид, политетрафторэтилен, каучуки, фенольформальдегидные смолы, искусственные и синтетические волокна.

### **Перечень типовых расчетов по химии**

1. Вычисление относительной молекулярной и относительной формульной масс веществ по химическим формулам.

2. Вычисление массовой доли элемента по формуле вещества.

3. Вычисление массовой доли компонента в смеси веществ.

4. Вычисление количества вещества по его массе и массы вещества по его количеству.

5. Вычисление количества газа по его объему (при н. у.) и объема (при н. у.) газа по его количеству.

6. Вычисление по химическим уравнениям массы, количества или объема (для газов, при н. у.) по известной массе, количеству или объему (для газов, при н. у.) одного из вступивших в реакцию или полученных веществ.

7. Расчет объемных отношений газообразных веществ по химическим уравнениям.

8. Установление эмпирической и молекулярной (истинной) формул по массовым долям химических элементов, входящих в состав вещества.

9. Вычисление относительной плотности и молярной массы газов.

10. Расчеты по термохимическим уравнениям.

11. Вычисление массовой доли и массы растворенного вещества (растворителя).

12. Расчет масс или объемов веществ, необходимых для приготовления раствора с заданной массовой долей (молярной концентрацией) растворенного вещества.

13. Вычисления по уравнениям реакций, протекающих в растворах.

14. Определение практического выхода продукта реакции.

15. Вывод формул органических веществ по общей формуле, отражающей их состав.

16. Установление молекулярных формул органических веществ на основании продуктов их сгорания.

17. Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ взято в избытке.

### **Список рекомендуемой литературы:**

1. Копылова Н. А. Шпаргалка по химии / Н.А. Копылова. - М.: Феникс, 2016. - 388 с .

2. Кузьменко Н.Е. Начала химии: для поступающих в вузы //Н.Е. Кузьменко, В.В. Ерёмин, В.А. Попков. -19-е изд., электрон. - М.: Лаборатория знаний, 2020. - 707 с.

3. Лидин Р. А. ЕГЭ. Химия. Самостоятельная подготовка к ЕГЭ / Р.А. Лидин. - М.: Экзамен, 2014. - 352 с.

4. Химия. 11 класс. Учебник. Базовый уровень / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков. – М.: Просвещение, 2020. – 127 с.
5. Химия. 10 класс. Учебник. Базовый уровень / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков. – М.: Просвещение, 2020. – 128 с.
6. Химия. 9 класс. Учебник. Базовый уровень / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков. – М.: Просвещение, 2020. – 223 с.
7. Химия. Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы/ Свердлова Н. и др. – М.: АСТ-Пресс, 2018. – 576 с.
8. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2020.–278с.

### **Пример экзаменационного задания**

1. ДВА НЕСПАРЕННЫХ ЭЛЕКТРОНА НА ВНЕШНЕМ УРОВНЕ В ОСНОВНОМ СОСТОЯНИИ ИМЕЕТ АТОМ
  - 1) бериллия
  - 2) магния
  - 3) хлора
  - 4) углерода
2. ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ УМЕНЬШАЮТСЯ В РЯДУ
 

1) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{O}$	3) $\text{BaO} \rightarrow \text{SrO} \rightarrow \text{CaO}$
2) $\text{FeO} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO}$	4) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO}$
3. КОВАЛЕНТНУЮ ПОЛЯРНУЮ СВЯЗЬ ИМЕЕТ КАЖДОЕ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ:
 

1) $\text{CS}_2$ и $\text{PCl}_3$	3) $\text{H}_2\text{SO}_4$ и $\text{S}_8$
2) К и КОН	4) КН и $\text{H}_2\text{O}$
4. В СООТВЕТСТВИИ С ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЕМ РЕАКЦИИ  
 $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 896 \text{ КДж}$   
 89,6 КДЖ ТЕПЛОТЫ ВЫДЕЛИТСЯ ПРИ ГОРЕНИИ МЕТАНА КОЛИЧЕСТВОМ ВЕЩЕСТВА
  - 1) 0,1 моль
  - 2) 0,2 моль
  - 3) 0,25 моль
  - 4) 0,5 моль
5. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ  $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  НЕОБХОДИМО ....
  - 1) увеличить концентрацию кислорода
  - 2) понизить температуру
  - 3) увеличить концентрацию углекислого газа
  - 4) понизить давление
6. С НАИБОЛЬШЕЙ СКОРОСТЬЮ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ ПРОТЕКАЕТ РЕАКЦИЯ МЕЖДУ
 

1) цинком и серой	3) медью и кислородом
2) магнием и соляной кислотой	4) растворами карбоната натрия и хлорида кальция
7. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ  $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{CO}_2(\text{г}) - Q$  СМЕЩАЕТСЯ В СТОРОНУ ПРОДУКТОВ РЕАКЦИИ ПРИ
  - 1) понижении температуры
  - 2) повышении температуры
  - 3) использовании катализатора
  - 4) понижении давления
8. К НЕОБРАТИМЫМ РЕАКЦИЯМ ОТНОСЯТ
 

1) взаимодействие этилового спирта с уксусной кислотой	3) взаимодействие азота с водородом
2) гидролиз карбида кальция	4) гидролиз карбоната натрия

9. ОДИНАКОВУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЖЕЛЕЗО ПРОЯВЛЯЕТ В КАЖДОМ ИЗ ДВУХ СОЕДИНЕНИЙ:

- |   |  |
|---|--|
| 1) FeO и FeCl <sub>3</sub>                            | 3) Fe(OH) <sub>3</sub> и FeSO <sub>4</sub>               |
| 2) Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> и FePO <sub>4</sub> | 4) FeCl <sub>2</sub> и Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> |

10. РЕАКЦИЯ ОБМЕНА МЕЖДУ РАСТВОРАМИ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ И ГИДРОКСИДА БАРИЯ ПРОХОДИТ ДО КОНЦА В РЕЗУЛЬТАТЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ ИОНОВ

- |                                       |                                       |
|---------------------------------------|---------------------------------------|
| 1) OH <sup>-</sup> и Ba <sup>2+</sup> | 3) Ba <sup>2+</sup> и H <sup>+</sup>  |
| 2) OH <sup>-</sup> и H <sup>+</sup>   | 4) Ba <sup>2+</sup> и Cl <sup>-</sup> |

11. ПРАКТИЧЕСКИ ОСУЩЕСТВИМА РЕАКЦИЯ МЕЖДУ РАСТВОРАМИ

- |   |  |
|---|--|
| 1) FeSO <sub>4</sub> и KCl  | 3) K <sub>2</sub> S и NaCl                               |
| 2) Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> и K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | 4) MgCl <sub>2</sub> и Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> |

12. ГИДРОЛИЗУ И ПО АНИОНУ, И ПО КАТИОНУ ПОДВЕРГАЕТСЯ В РАСТВОРЕ СОЛЬ

- |                    |                     |
|--------------------|---------------------|
| 1) силикат натрия  | 3) ацетат калия     |
| 2) сульфид аммония | 4) хлорид меди (II) |

13. СРЕДИ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ ВЕЩЕСТВ:

- А) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>    Б) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>    В) CO<sub>2</sub>    Г) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>    Д) SO<sub>2</sub>    Е) Na<sub>2</sub>O

к кислотным оксидам относят:

- |        |        |
|--------|--------|
| 1) АБВ | 3) ВГД |
| 2) БВД | 4) ГДЕ |

14. СОЕДИНЕНИЯ, КОТОРЫЕ ПРИ ДИССОЦИАЦИИ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ В КАЧЕСТВЕ АНИОНОВ ОБРАЗУЮТ ТОЛЬКО OH<sup>-</sup>, НАЗЫВАЮТ

- |                |              |
|----------------|--------------|
| 1) оксидами    | 3) кислотами |
| 2) основаниями | 4) солями    |

15. ОКСИД КАЛЬЦИЯ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С КАЖДЫМ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ:

- |                           |                            |
|---------------------------|----------------------------|
| 1) HCl и H <sub>2</sub> O | 3) NaOH и H <sub>2</sub> O |
| 2) Cu и CuCl <sub>2</sub> | 4) MgO и MgSO <sub>4</sub> |

16. При непосредственном взаимодействии оксидов с водой образуются вещества, формулы которых .... (УКАЖИТЕ НЕ МЕНЕЕ ДВУХ ОТВЕТОВ)

- |                                   |                                    |
|-----------------------------------|------------------------------------|
| 1) Fe(OH) <sub>2</sub>            | 3) H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> |
| 2) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | 4) NaOH                            |

17. СОВОКУПНОСТЬ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ, КОТОРЫЕ ПРОТЕКАЮТ НА ЭЛЕКТРОДАХ (КАТОДЕ И АНОДЕ) В РАСТВОРАХ ИЛИ РАСПЛАВАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ ПРОПУСКАНИИ ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО ТОКА, НАЗЫВАЮТ...

- |                 |                  |
|-----------------|------------------|
| 1) гидролизом   | 3) электролизом  |
| 2) диссоциацией | 4) этерификацией |

18. ХРОМОВОЕ ПОКРЫТИЕ НА СТАЛЬНОМ ИЗДЕЛИИ ВЫПОЛНЯЕТ РОЛЬ .....

- |                       |                      |
|-----------------------|----------------------|
| 1) катодного покрытия | 3) анодного покрытия |
| 2) оксидного покрытия | 4) ингибитора        |

19. ИЗООКТАН И ИЗОПРЕН ОТНОСЯТСЯ СООТВЕТСТВЕННО К КЛАССУ/ГРУППЕ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- 1) алканы и алкадиены  
 2) алканы и алкены  
 3) алканы и алкины  
 4) алкадиены и алкены

20. ВЕЩЕСТВО  $\text{CH}_2\text{—CH(OH)—CH}_2$  ОТНОСИТСЯ К КЛАССУ



- 1) эфиров  
 2) многоатомных спиртов  
 3) альдегидов  
 4) карбоновых кислот

21. ЦИС-ГЕКСЕН-2 И ТРАНС-ГЕКСЕН-2 ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) структурными изомерами  
 2) геометрическими изомерами  
 3) одним и тем же веществом  
 4) гомологами

22. ЖИРЫ СОСТОЯТ ИЗ ФРАГМЕНТОВ МОЛЕКУЛ

- 1) этиленгликоля и высших карбоновых кислот  
 2) глицерина и высших карбоновых кислот  
 3) глицерина и альдегидов  
 4) этиленгликоля и альдегидов

23. РЕАКЦИЯ ПРИСОЕДИНЕНИЯ ХАРАКТЕРНА ДЛЯ

- 1) пропилена, этина, бутана  
 2) ацетилена, пропана, толуола  
 3) этилена, бутина-1, циклопропана  
 4) этаналя, этена, бутана

24. ВЕРНЫ ЛИ СЛЕДУЮЩИЕ СУЖДЕНИЯ О СВОЙСТВАХ АЛЬДЕГИДОВ И КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ?

- А. Альдегиды вступают в реакции окисления.  
 Б. Карбоновые кислоты реагируют со спиртами.

- 1) верно только А  
 2) верно только Б  
 3) верны оба суждения  
 4) оба суждения неверны

25. В СХЕМЕ ПРЕВРАЩЕНИЙ  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{X} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Y} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$   
 ВЕЩЕСТВАМИ X И Y ЯВЛЯЮТСЯ СООТВЕТСТВЕННО

- 1) KOH и NaBr  
 2) H<sub>2</sub>O и Br<sub>2</sub>  
 3) H<sub>2</sub>O и HBr  
 4) KOH и HBr

26. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
A) O <sub>2</sub>	1) Cl <sub>2</sub> , Ca(OH) <sub>2</sub> , AgNO <sub>3</sub>
Б) CO <sub>2</sub>	2) Li <sub>2</sub> O, CaO, C
В) Ba(OH) <sub>2</sub>	3) Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HNO <sub>3</sub> , ZnS
Г) NH <sub>4</sub> Br	4) CO, H <sub>2</sub> S, Mg 5) Al(OH) <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub> , ZnSO <sub>4</sub>

27. На 47 г оксида калия подействовали раствором, содержащим 40 г азотной кислоты.  
 Масса образовавшегося нитрата калия равна \_\_\_\_\_.

28. Установите соответствие между уравнением окислительно-восстановительной реакции и изменением степени окисления серы в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ
A) S + O <sub>2</sub> = SO <sub>2</sub>	1) от +4 до +6
Б) SO <sub>2</sub> + Br <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O = H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 2HBr	2) от +6 до +4
В) C + 2H <sub>2</sub> SO <sub>4(конц.)</sub> = CO <sub>2</sub> + 2SO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O	3) от -2 до 0
Г) 2H <sub>2</sub> S + O <sub>2</sub> = 2H <sub>2</sub> O + 2S	4) от 0 до +4

	5) от 0 до -2
	6) от +4 до 0

29. В соответствии с термохимическим уравнением реакции  $2\text{Cl}_2\text{O}_{7(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 7\text{O}_{2(\text{г})} + 570 \text{ кДж}$  при разложении оксида хлора(VII) массой 3,66 г выделится теплота количеством \_\_\_\_\_ кДж

30. К 130 г раствора с массовой долей хлорида натрия 20% добавили 36 мл воды и 24 г этой же соли. Массовая доля соли в полученном растворе равна \_\_\_\_ %. (Запишите число с точностью до целых.)

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры математических и естественнонаучных дисциплин, протокол № 3 от «25» октября 2021 г.

**Разработчик(и) программы**

канд. биол. наук, доцент

Бдюхина О.Е.

**Внутренние эксперты**

И.о. декана факультета ,  
канд. техн. наук

Прокопов С.П.

Заведующий кафедрой,  
канд. экон. наук, доцент

Степанова Т.Ю.