

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
Высшего образования
«СЕВЕРО-ВОСТОЧНЫЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М.К.АММОСОВА»
Институт естественных наук

Принята на заседании
Ученого совета ИЕН СВФУ
«14» *октябрь* 2021 г.
Протокол № 2

Директор ИЕН СВФУ к.б.н
Е.Колодезников



**Программа
по «ОСНОВАМ ХИМИИ»**

**профессионального испытания
по направлению
04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия»
18.03.01 «Химическая технология»**

Якутск, 2021

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Программа вступительного испытания на базе СПО разработана на основании учебного плана следующих направлений:

- 18.01.33 Лаборант по контролю качества сырья, реактивов, промежуточных продуктов, готовой продукции, отходов производства (по отраслям)
- 18.01.02 Лаборант-эколог
- 18.02.01 Аналитический контроль качества химических соединений
- 18.02.09 Переработка нефти и газа
- 240101.01 Аппаратчик-оператор нефтехимического производства
- 18.01.01 Лаборант по физико-механическим испытаниям
- 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений.
- 18.02.03 Химическая технология неорганических веществ
- 18.02.06 Химическая технология органических веществ
- 31.02.01 Лечебное дело
- 31.02.03 Лабораторная диагностика
- 19.02.07 Технология молока и молочных продуктов
- 35.02.06 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции
- 31.02.06 Стоматология профилактическая
- 31.02.02 Акушерское дело
- 34.02.01 Сестринское дело
- 060501.01 Младшая медицинская сестра по уходу за больными
- 08.01.02 Монтажник трубопроводов
- 08.02.01 Строительство и эксплуатация зданий и сооружений
- 13.02.02 Теплоснабжение и теплотехническое оборудование
- 21.01.16 Обогачитель полезных ископаемых
- 21.01.10 Ремонтник горного оборудования
- 15.01.19 Наладчик контрольно-измерительных приборов и автоматики
- 08.02.04 Водоснабжение и водоотведение
- 21.02.17 Подземная разработка месторождений полезных ископаемых

Разработчики программы:

Петрова Н.Н., д.х.н., зав.-профессор ХО ИЕН СВФУ
Охлопкова А.А., д.т.н., РОП 04.05.01 ФПХ, профессор ХО ИЕН СВФУ
Стручкова Т.С., к.т.н., доцент ХО ИЕН СВФУ
Гермогенова Н.И., старший преподаватель ХО СВФУ

ФОРМЫ ПРОВЕДЕНИЯ ВСТУПИТЕЛЬНЫХ ИСПЫТАНИЙ

Вступительные испытания по «Основам химии» проводятся по материалам, разработанным предметной экзаменационной комиссией в форме вопросов, как собеседование. Все вступительные испытания оцениваются по 100-балльной шкале.

ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ЗНАНИЙ

Абитуриент, сдающий экзамен по химии должен продемонстрировать знание основных теоретических вопросов химии и умение применять их для решения конкретных химических задач. При ответах на вопросы теста экзаменуемый должен:

- знать основные законы и понятия химии.
- уметь давать сравнительную характеристику элементов по группам и периодам Периодической системы Д. И. Менделеева;
- знать конкретные физические и химические свойства простых веществ и однотипных соединений элементов;
- уметь анализировать зависимость свойств веществ от их состава и строения;
- на основании теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова экзаменуемый должен уметь давать характеристику каждого класса органических соединений: особенностей электронного и пространственного строения, закономерностей изменения свойств в гомологическом ряду, а также знать номенклатуру, виды изомерии, химические свойства;
- уметь решать типовые и комбинированные задачи по основным разделам химии

ПОНЯТИЙНЫЙ АППАРАТ

Программа составлена на основании Примерной программы по химии для основного и среднего (полного) общего образования (базовый уровень), Кодификатора элементов содержания и требований к уровню подготовки выпускников общеобразовательных учреждений для проведения единого государственного экзамена по химии, подготовленного Федеральным государственным бюджетным научным учреждением «ФЕДЕРАЛЬНЫЙ ИНСТИТУТ ПЕДАГОГИЧЕСКИХ ИЗМЕРЕНИЙ», 2013 г.

ПРОГРАММА ПОДГОТОВКИ К СОБЕСЕДОВАНИЮ

РАЗДЕЛ I. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Предмет и задачи химии. Явления химические и физические. Взаимосвязь химии с другими естественными дисциплинами. Химия и медицина.

Основные положения атомно-молекулярного учения. Вещества с молекулярным и немолекулярным строением. Атомы, молекулы, ионы.

Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Моль. Количество вещества. Молярная масса.

Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава вещества. Стехиометрия.

Закон Авогадро и следствия из него. Молярный объем газа. Нормальные условия. Абсолютная и относительная плотность газа. Средняя молярная масса газовой смеси. Объемные соотношения газов при химических реакциях. Уравнение Клайперона-Менделеева.

Химический элемент. Строение ядер атомов химических элементов. Изотопы. Стабильные и нестабильные ядра. Радиоактивные превращения, деление ядер и ядерный синтез. Период полураспада.

Простое вещество, сложное вещество. Явления аллотропии и изомерии. Знаки химических элементов и химические формулы. Валентность и степень окисления атома.

Строение электронных оболочек атомов. Энергетические уровни и подуровни, атомные орбитали. Квантовые числа. Спаренные и неспаренные электроны. Основные закономерности размещения электронов в атомах элементов малых и больших периодов. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях, принцип Паули, правило Хунда. s-, p-, d- и f-элементы.

Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона и создание периодической системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Причины периодичности свойств элементов. Значение периодического закона. Периоды, группы и подгруппы в периодической системе. Связь свойств элементов и их соединений с положением в периодической системе. Металлы и неметаллы.

Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная (межмолекулярная и внутримолекулярная). σ - и π -связи. Механизмы образования ковалентной связи (с использованием неспаренных электронов и по донорно-акцепторному типу). Энергия связи. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Валентные возможности атома.

Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов 2-го периода).

Кристаллические и аморфные вещества. Основные типы кристаллических решеток.

Классификация химических реакций по различным признакам: по изменению степеней окисления атомов, по числу и составу исходных и образующихся веществ, по типу разрыва ковалентных связей (по механизму), по тепловому эффекту, по признаку обратимости.

Окислительно-восстановительные реакции. Процессы восстановления и окисления. Восстановители и окислители.

Тепловой эффект химической реакции. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические уравнения реакций. Тепловые эффекты при растворении различных веществ в воде.

Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные реакции. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, поверхности соприкосновения. Кинетическое уравнение реакции, константа скорости. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы. Ферменты как биокатализаторы.

Химическое равновесие. Константа равновесия, степень превращения. Смещение положения химического равновесия под влиянием различных факторов: концентрации реагирующих веществ, давления, температуры. Принцип Ле-Шателье.

Растворы. Растворы концентрированные и разбавленные, насыщенные и ненасыщенные. Зависимость растворимости веществ от их природы, от давления и температуры. Процессы, происходящие при растворении различных веществ в воде. Коэффициент растворимости. Способы выражения состава раствора (массовая доля, молярная концентрация). Коллоидные системы, причины их устойчивости. Коагуляция. Грубодисперсные системы (суспензии и эмульсии).

Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные уравнения реакций. Условия протекания химических реакций в растворах электролитов. Свойства кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации.

Основные классы неорганических веществ.

Оксиды, классификация оксидов. Способы получения оксидов. Их физические и химические свойства.

Основания, их классификация, способы получения и химические свойства. Щелочи. Амфотерные гидроксиды.

Кислоты, их классификация, способы получения, физические и химические свойства.

Соли, их классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства. Гидролиз солей. Кристаллогидраты.

Металлы, их положение в периодической системе. Общие физические и химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжения металлов. Сплавы. Коррозия металлов и ее предупреждение. Основные способы получения металлов.

Щелочные металлы, их общая характеристика. Нахождение в природе, способы получения, физические и химические свойства. Важнейшие соединения щелочных металлов, их применение. Гидроксиды натрия и калия, их получение, свойства и применение. Калийные удобрения.

Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы, их оксиды и гидроксиды. Кальций, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Важнейшие соединения кальция, их получение, свойства и применение. Жесткость воды и способы ее устранения.

Алюминий. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Комплексные соединения алюминия. Представления об алюмосиликатах.

Металлы побочной подгруппы VIII группы (железо, никель, платина). Их электронное строение. Железо, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксиды, гидроксиды и соли железа, их получение и свойства. Никель и платина, их физические и химические свойства, применение.

Металлы побочных подгрупп (медь, цинк, титан, хром, марганец). Их электронное строение, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды и соли этих элементов.

Водород, его общая характеристика, нахождение в природе. Способы получения водорода в лаборатории и в промышленности, физические и химические свойства, применение.

Галогены, их общая характеристика. Соединения галогенов в природе. Получение галогенов. Применение галогенов и их соединений. Хлор. Получение хлора в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Получение, свойства и применение хлороводорода, соляной кислоты и ее солей. Соединения с положительными степенями окисления хлора.

Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы. Сера, ее нахождение в природе, получение, аллотропия, физические и химические свойства, применение. Оксиды серы, их получение и свойства. Сероводород и сульфиды, их получение и свойства. Серная кислота, ее электронное строение, получение, физические и химические свойства, применение. Соли серной кислоты. Сернистая кислота и ее соли.

Кислород. Его нахождение в природе. Аллотропия кислорода. Получение и свойства озона. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Роль кислорода в природе, его применение.

Вода. Строение молекулы воды и иона гидроксония. Физические и химические свойства воды. Пероксиды водорода и металлов, их получение и свойства.

Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы. Фосфор, его нахождение в природе, получение. Аллотропия фосфора, физические и химические свойства, применение. Фосфиды и фосфин. Оксиды фосфора (III) и (V). Галогениды фосфора. Орто-, мета- и дифосфорная кислоты. Их получение и химические свойства. Соли фосфорной кислоты. Фосфорные удобрения.

Азот, его общая характеристика, нахождение в природе, получение. Электронное строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота. Нитриды. Аммиак, строение его молекулы, получение, физические и химические свойства, применение. Оксиды азота и азотная кислота. Строение молекулы азотной кислоты, ее получение и химические свойства, применение. Свойства солей азотной кислоты. Азотные удобрения.

Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы элементов. Кремний, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксид кремния(IV) и кремниевая кислота, их химические свойства. Соли кремниевой кислоты.

Расчет молярной массы вещества исходя из его формулы или относительной и абсолютной плотности (для газов).

Расчет количества вещества исходя из его массы или объема (для газов).

Приведение объема газа к нормальным условиям.

Определение массовых долей элементов в веществе, исходя из его формулы.

Определение формулы вещества на основании данных элементного анализа.

Расчет состава раствора (массовых долей растворенных веществ или их молярных концентраций).

Стехиометрические расчеты по уравнениям химических реакций в молях (в объемах для реакций с участием газов).

Нахождение коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Простейшие термодинамические расчеты.

Определение скорости химической реакции по изменению количества вещества за определенный интервал времени, по кинетическому уравнению реакции, пересчет скорости реакции при изменении температуры (по уравнению Вант-Гоффа).

РАЗДЕЛ II. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических соединений от их строения. Виды изомерии. Электронная природа химических связей в органических соединениях. Типы разрыва ковалентной связи при реакциях органических соединений. Свободные радикалы.

Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Конформации. Способы получения алканов, их физические и химические свойства, применение.

Циклоалканы, их строение, изомерия, номенклатура. Способы получения и химические свойства циклоалканов.

Этиленовые углеводороды (алкены). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Геометрическая изомерия. Получение, физические и химические свойства алкенов. Правило Марковникова. Применение алкенов.

Алкадиены. Электронное строение, изомерия, номенклатура. Получение, химические свойства и применение алкадиенов.

Алкины. Электронное строение, изомерия, номенклатура. Кислотные свойства алкинов. Способы получения, физические и химические свойства алкинов. Применение.

Ароматические углеводороды (арены). Электронное строение молекулы бензола. Изомерия и номенклатура гомологов бензола. Получение бензола и его гомологов. Химические свойства ароматических углеводородов. Ориентирующее действие заместителей в бензольном кольце. Взаимное влияние атомов в молекуле на примере толуола. Стирол. Применение ароматических углеводородов.

Галогенопроизводные различных классов углеводородов. Их способы получения и химические свойства.

Природные источники углеводородов: нефть, природный и попутный газ, уголь. Процессы, протекающие при их переработке.

Спирты. Их классификация, изомерия, номенклатура. Электронное строение молекулы этилового спирта. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, способы их получения, физические и химические свойства, применение. Многоатомные спирты, способы их получения, химические свойства и применение.

Фенолы. Электронное строение фенола. Способы получения фенола, его физические и химические свойства. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Сравнение свойств фенола со свойствами спиртов. Применение фенола.

Простые эфиры, их строение и методы получения.

Карбонильные соединения. Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Изомерия и номенклатура альдегидов, их способы получения, физические и химические свойства. Применение.

Карбоновые кислоты. Электронное строение карбоксильной группы. Зависимость силы карбоновых кислот от строения органического радикала. Номенклатура и изомерия одноосновных карбоновых кислот. Способы получения карбоновых кислот, их физические и химические свойства. Применение. Ненасыщенные карбоновые кислоты (акриловая, метакриловая). Щавелевая кислота.

Сложные эфиры, их строение и номенклатура. Получение сложных эфиров, их физические и химические свойства, применение. Жиры как представители сложных эфиров, их роль в природе, переработка жиров. Карбоновые кислоты, входящие в состав жиров (стеариновая, пальмитиновая, олеиновая, линолевая и линоленовая). Мыла и другие моющие средства.

Углеводы. Классификация углеводов. Моносахариды (глюкоза, фруктоза, рибоза и дезоксирибоза), их строение. Циклические формы моносахаридов. Физические и химические свойства глюкозы, ее применение. Дисахариды: целлобиоза, мальтоза и сахароза, их строение и свойства. Полисахариды (крахмал и целлюлоза). Их строение,

нахождение в природе, биологическая роль, химические свойства и применение. Декстрины.

Амины, их электронное строение, изомерия, номенклатура. Получение аминов, физические и химические свойства. Амины как органические основания. Сравнение основных свойств различных аминов и аммиака. Проявление взаимного влияния атомов в молекуле анилина.

Аминокислоты. Их изомерия и номенклатура. Получение, физические и химические свойства аминокислот. α -Аминокислоты, входящие в состав белков (глицин, аланин, валин, фенилаланин, тирозин, серин, цистеин, глутаминовая кислота, лизин, триптофан). Пептиды. Первичная, вторичная и третичная структура белка. Свойства белков.

Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации, стереорегулярность полимера. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры, получаемые реакцией полимеризации (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полиметилметакрилат). Каучуки. Природный и синтетические каучуки. Вулканизация каучуков. Полимеры, получаемые по реакции поликонденсации. Фенолформальдегидные смолы. Синтетические волокна капрон и лавсан. Искусственные волокна (ацетатный шелк). Биополимеры.

ПЕРЕЧЕНЬ ПРИМЕРНЫХ ВОПРОСОВ
ФГАОУ ВО «Северо-Восточный федеральный университет
им. М.К. Аммосова»

Основы неорганической химии (пример)

Время начала собеседования

Разработано

Председатель предметной комиссии по химии

Время окончания собеседования

Утверждено

А.Н. Николаев

Председатель Приемной комиссии СВФУ

БИЛЕТ №1

1. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы восстановления и окисления. Восстановители и окислители.

2. Кислород. Его нахождение в природе. Аллотропия кислорода. Получение и свойства озона. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Роль кислорода в природе, его применение.

3. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Конформации. Способы получения алканов, их физические и химические свойства, применение.

4. Спирты. Их классификация, изомерия, номенклатура. Электронное строение молекулы этилового спирта. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, способы их получения, физические и химические свойства, применение

Примерные ответы:

1. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы восстановления и окисления. Восстановители и окислители (25 баллов)

Окислительно-восстановительные реакции происходят с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. При окислении веществ степень окисления элементов возрастает, при восстановлении - понижается.

Первоначально окислением называли только реакции веществ с кислородом, восстановлением - отнятие кислорода. С введением в химию электронных представлений понятие окислительно-восстановительных реакций было распространено на реакции, в которых кислород не участвует.

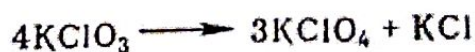
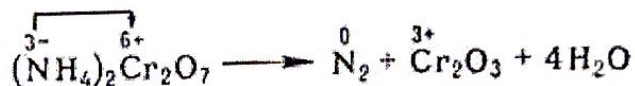
В неорганической химии окислительно-восстановительные реакции (ОВР) формально могут рассматриваться как перемещение электронов от атома одного реагента (восстановителя) к атому другого (окислителя), например:



При этом окислитель восстанавливается, а восстановитель - окисляется. При протекании реакций в гальваническом элементе переход электронов осуществляется по проводнику, соединяющему электроды элемента, и изменение энергии Гиббса ΔG в данной реакции может быть превращено в полезную работу. В отличие от реакций ионного обмена окислительно-восстановительные реакции (ОВР) в водных растворах протекают, как правило, не мгновенно.

При окислительно-восстановительных реакциях атомы в высшей степени окисления являются только окислителями, в низшей - только восстановителями; атомы в промежуточной степени окисления в зависимости от типа реакции и условий ее протекания могут быть окислителями или восстановителями. Многие окислительно-восстановительные реакции (ОВР) - каталитические.

По формальным признакам окислительно-восстановительные реакции (ОВР) разделяют на межмолекулярные (например, $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$) и внутримолекулярные, например:



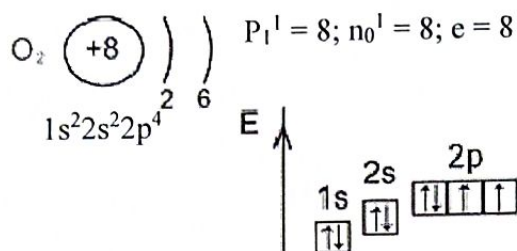
Последняя реакция представляет собой самоокисление-самовосстановление, окислительно-восстановительные реакции часто сопровождаются высоким энерговыделением, поэтому их используют для получения теплоты или электрической энергии. Наиболее энергичные окислительно-восстановительные реакции (ОВР) протекают при взаимодействии восстановителей с окислителями в отсутствие растворителя; в растворах такие реакции могут быть невозможны вследствие окислительно-восстановительного взаимодействия одного или обоих реагентов с растворителем. Так, в водном растворе нельзя непосредственно провести реакцию $2\text{Na} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{NaF}$, поскольку натрий и фтор бурно взаимодействуют с водой. На окислительно-восстановительные свойства ионов сильно влияет комплексообразование, например: комплекс $[\text{Co}^{2+}(\text{CN})_6]^{4-}$, в отличие от гидратированного иона Co^{2+} , является сильным восстановителем.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) широко распространены в природе и используются в технике. В основе жизни лежат окислительно-восстановительные реакции (ОВР), происходящие при фотосинтезе, дыхании, транспорте электронов; они же обеспечивают основную часть энергопотребления человечества за счет сжигания органического топлива. Получение металлов, извлечение энергии взрыва основано на окислительно-восстановительных реакциях.

2. Кислород. Его нахождение в природе. Аллотропия кислорода. Получение и свойства озона. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Роль кислорода в природе, его применение (25 баллов)

Самый распространенный элемент на Земле; в воздухе - 21% по объему; в земной коре - 49% по массе; в гидросфере - 89% по массе; в составе живых организмов-- до 65% по массе.

Строение атома

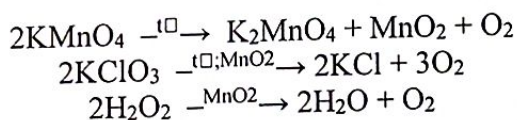


Физические свойства

Газ - без цвета, вкуса и запаха; в 100V H₂O растворяется 3V O₂ (н.у.); $t_{\text{кип}} = -183^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{пл}} = -219^{\circ}\text{C}$; d по воздуху = 1,1.

Способы получения

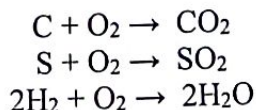
1. Промышленный способ (перегонка жидкого воздуха).
2. Лабораторный способ (разложение некоторых кислородосодержащих веществ)



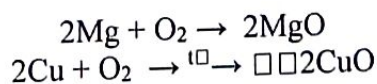
Химические свойства

Взаимодействие веществ с кислородом называется окислением. С кислородом реагируют все элементы, кроме Au, Pt, He, Ne и Ar, во всех реакциях (кроме взаимодействия со фтором) кислород - окислитель.

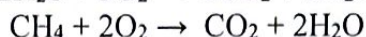
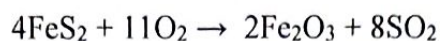
С неметаллами



С металлами



Со сложными веществами



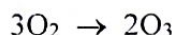
Озон O_3

Озон -аллотропная модификация кислорода.

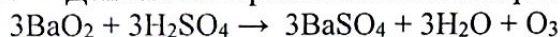
Физические свойства

Газ, запах свежей хвои, бесцветный, растворим в воде; $t^{\circ}\text{кип} = -112^{\circ}\text{C}$; $t^{\circ}\text{пл} = -193^{\circ}\text{C}$.

Получение

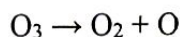


1. Во время грозы (в природе), (в лаборатории) в озонаторе
2. Действием серной кислоты на пероксид бария

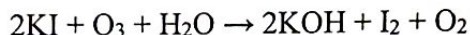


Химические свойства

1. Неустойчив:



2. Сильный окислитель:



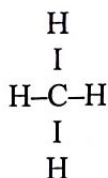
Обесцвечивает красящие вещества, отражает УФ - лучи, уничтожает микроорганизмы.

3. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Конформации. Способы получения алканов, их физические и химические свойства, применение (25 баллов)

Алканы

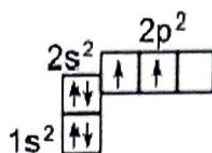
К предельным углеводородам – алканам (парафинам) относятся соединения с открытой цепью, в которых атомы углерода соединены друг с другом простыми (одинарными) связями, а остальные свободные их валентности насыщены атомами водорода. В обычных условиях алканы мало реакционноспособны, откуда возникло их название "парафины" – от лат. *paraffin affinis* – малоактивный.

Члены гомологического ряда предельных углеводородов отвечают общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Простейшим представителем насыщенных углеводородов является метан, структурная формула которого.

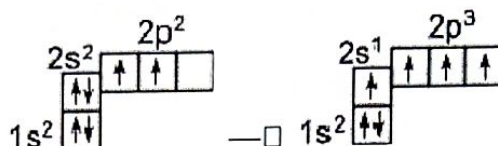


Строение молекулы метана

Приведенная структурная формула метана не отражает пространственного строения молекулы. Для рассмотрения этого строения необходимо вспомнить о формах электронных облаков и электронном строении атома углерода. Электронное строение атома углерода изображается следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^2$ или схематически



Как видно, на внешней оболочке имеются два неспаренных электрона, следовательно углерод должен быть двухвалентен. Однако в подавляющем большинстве случаев углерод в органических соединениях четырехвалентен. Это связано с тем, что при образовании ковалентной связи атом углерода переходит в возбужденное состояние, при котором электронная пара на 2s- орбитали разобцается и один электрон занимает вакантную p-орбиталь. Схематически:



В результате имеется уже не два, а четыре неспаренных электрона. Поскольку эти четыре электрона различны (2s- и 2p- электроны), то должны бы были быть различны и связи у атома углерода, однако однозначно показано, что связи в молекуле метана равнозначны. Оказывается при "смещении" четырех орбиталей возбужденного атома углерода (одной 2s- и трех 2p- орбиталей) образуются четыре равноценные sp^3 - гибридные орбитали. Они имеют форму гантели, одна из половин которой значительно больше другой. Вследствие взаимного отталкивания sp^3 - гибридные орбитали направлены в пространстве к вершинам тетраэдра и углы между ними равны $109^{\circ}28'$ (наиболее выгодное расположение).

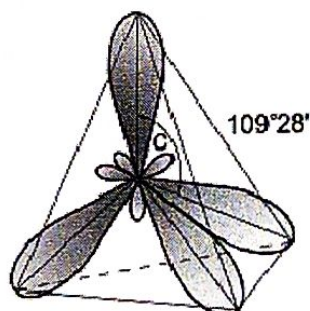


Рис.1 Модель sp^3 - гибридного состояния электронной оболочки атома углерода.

sp^3 - Гибридизация характерна для атомов углерода в насыщенных углеводородах (алканах) – в частности, в метане.

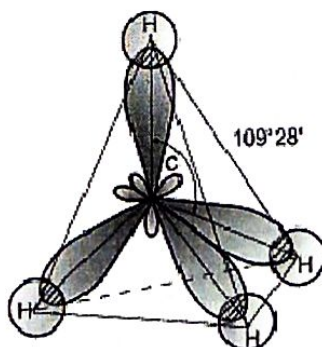


Рис.2 Схема электронного строения молекулы метана

Из рис.2 видно, что каждая sp^3 - гибридная орбиталь при перекрывании с s- орбиталью атомов водорода образует с ними четыре, так называемые, σ - связи. σ - Связь –

это одинарная ковалентная связь, образованная при перекрывании орбиталей по прямой, соединяющей ядра атомов, с максимумом перекрывания на этой прямой. Атом углерода в молекуле метана расположен в центре тетраэдра, атомы водорода – в его вершинах, все валентные углы между направлениями связей равны между собой и составляют угол $109^{\circ}28'$. Следует отметить, что в молекуле этана ($\text{CH}_3\text{-CH}_3$) одна из семи σ -связей (C-C) образуется в результате перекрывания двух sp^3 -гибридных орбиталей атомов углерода.

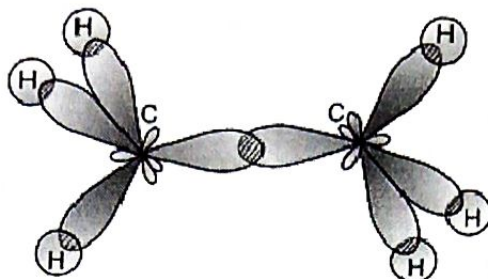
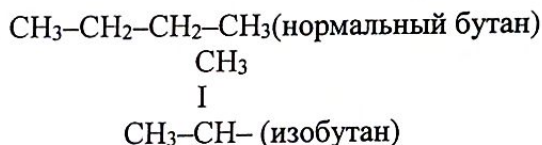


Рис. 3. Образование молекулы этана перекрыванием двух гибридных электронных облаков атомов углерода.

Изомерия

Первые три члена гомологического ряда алканов – метан, этан, пропан – не имеют изомеров. Четвертый член – бутан C_4H_{10} отличается тем, что имеет два изомера: нормальный бутан с неразветвленной углеродной цепью и изобутан с разветвленной цепью.



Вид изомерии, при которой вещества отличаются друг от друга порядком связи атомов в молекуле, называется структурной изомерией или изомерией углеродного скелета.

Число изомеров возрастает с увеличением в молекуле углеводорода числа углеродных атомов. Так, у пентана их 3, у гексана - 5, у гептана - 9, у октана - 18, у нонана - 35, а у декана $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ – уже 75.

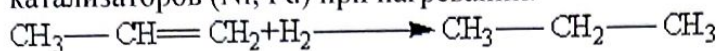
Углеводородные цепи молекул алканов могут вращаться вокруг простых связей, принимать различные геометрические формы и переходить друг в друга. Различные геометрические формы молекул, переходящие друг в друга путем поворота вокруг C-C связей, называются конформациями или поворотными изомерами (конформерами), а данный вид изомерии – конформационной (поворотной) изомерией.

Получение. Метан широко распространен в природе. Он является главной составной частью многих горючих газов как природных (90-98%), так и искусственных, выделяющихся при сухой перегонке дерева, торфа, каменного угля, а также при крекинге нефти. Природные газы, особенно попутные газы нефтяных месторождений, помимо метана содержат этан, пропан, бутан и пентан.

Метан выделяется со дна болот и из каменноугольных пластов в рудниках, где он образуется при медленном разложении растительных остатков без доступа воздуха. Поэтому метан часто называют *болотным газом* или *рудничным газом*.

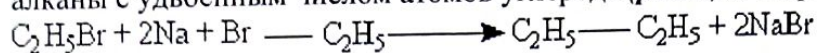
1. *Получение из ненасыщенных углеводородов.*

Взаимодействие алканов с водородом происходит в присутствии металлических катализаторов (Ni, Pd) при нагревании:



2. *Получение из галогенопроизводных.*

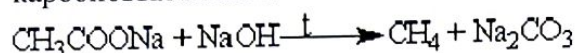
При нагревании моногалогенозамещенных алканов с металлическим натрием получают алканы с удвоенным числом атомов углерода (*реакция Вюрца*):



Подобную реакцию не проводят с двумя разными галогенозамещенными алканами, поскольку при этом получается смесь трех различных алканов.

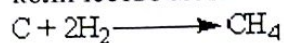
3. *Получение из солей карбоновых кислот.*

При сплавлении безводных солей карбоновых кислот с щелочами получают алканы, содержащие на один атом углерода меньше по сравнению с углеродной цепью исходных карбоновых кислот:



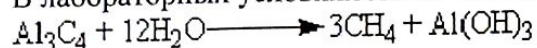
4. *Получение метана.*

В электрической дуге, горящей в атмосфере водорода, образуется значительное количество метана:



Такая же реакция идет при нагревании углерода в атмосфере водорода до 400—500 °С при повышенном давлении в присутствии катализатора.

В лабораторных условиях метан часто получают из карбида алюминия:

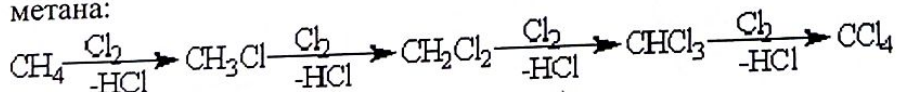


Химические свойства. В обычных условиях алканы химически инертны. Они устойчивы к действию многих реагентов: не взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами, с концентрированными и расплавленными щелочами, не окисляются сильными окислителями — перманганатом калия KMnO_4 и т. п.

Химическая устойчивость алканов объясняется высокой прочностью σ -связей С—С и С—Н, а также их неполярностью. неполярные связи С—С и С—Н в алканах не склонны к ионному разрыву, но способны расщепляться гомолитически под действием активных свободных радикалов. Поэтому *для алканов характерны, радикальные реакции*, в результате которых получают соединения, где атомы водорода замещены на другие атомы или группы атомов. Алканы вступают в реакции, протекающие по механизму *радикального замещения*, обозначаемого символом S_R (от англ. substitution radicalic). По этому механизму легче всего замещаются атомы водорода у третичных, затем у вторичных и первичных атомов углерода.

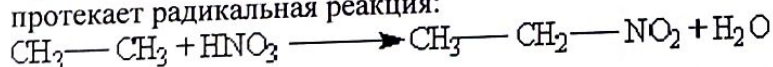
1. *Галогенирование.*

При взаимодействии алканов с галогенами (хлором и бромом) под действием УФ-излучения или высокой температуры образуется смесь продуктов от моно- до полигалогенозамещенных алканов. Общая схема этой реакции показана на примере метана:



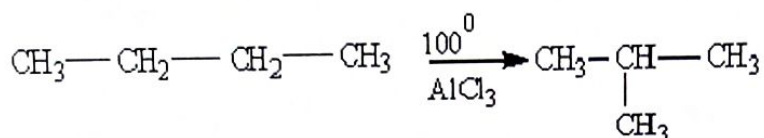
2. *Нитрование (реакция Коновалова).*

При действии разбавленной азотной кислоты на алканы при 140 °С и небольшом давлении протекает радикальная реакция:



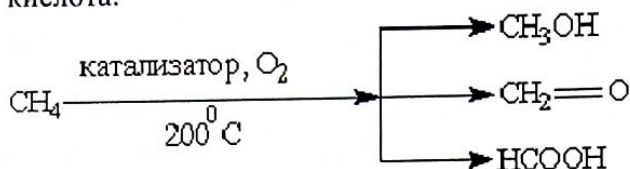
3. *Изомеризация.*

Нормальные алканы при определенных условиях могут превращаться в алканы с разветвленной цепью:



4. Окисление.

При мягком окислении метана кислородом воздуха в присутствии различных катализаторов могут быть получены метиловый спирт, формальдегид, муравьиная кислота:



На воздухе алканы сгорают до CO_2 и H_2O .

Применение алканов. Оно весьма разнообразно. Благодаря большой теплотворной способности метан в больших количествах расходуется в качестве топлива (в быту — бытовой газ и в промышленности). Широко применяются получаемые из него вещества: водород, ацетилен, сажа. Он служит исходным сырьем для получения формальдегида, метилового спирта, а также различных синтетических продуктов.

Большое промышленное значение имеет окисление высших предельных углеводородов — парафинов с числом углеродных атомов 20-25. Этим путем получают синтетические жирные кислоты с различной длиной цепи, которые используются для производства мыл, различных моющих средств, смазочных материалов, лаков и эмалей.

Жидкие углеводороды используются как горючее (они входят в состав бензина и керосина). Алканы широко используются в органическом синтезе.

4. Спирты. Их классификация, изомерия, номенклатура. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, способы их получения, физические и химические свойства (25 баллов)

Спирты (алкоголи), органические соединения, содержащие в молекуле одну или несколько гидроксильных групп OH у насыщ. атомов углерода. По количеству этих групп различают одно- (иногда термин "алкоголи" относят только к одноатомным спиртам), двух- (гликоли), трех- (глицерины) и многоатомные спирты. Спирты, содержащие две группы OH у одного атома углерода (гем-диолы), как правило, неустойчивы. Некоторые из этих соед., например стабилизированные внутримол. водородными связями, стабильны. С. могут содержать Hal , группы NH_2 , CHO и CO , COOH , CN (соотв. галогенспирты, аминоспирты, оксиальдегиды и оксикетоны, оксикислоты, оксинитрилы). Аليفатические спирты могут быть первичными RCH_2OH , вторичными $\text{RR}'\text{CHOH}$ и третичными $\text{RR}'\text{R}''\text{COH}$. Соед. с группой OH при двойной связи относят к енолам, а при углеводеароматич. кольца — к фенолам.

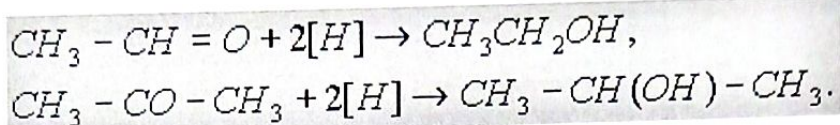
По номенклатуре ИЮПАК, название спиртов производят прибавлением к назв. соответствующего углеводорода суффикса "ол" либо префикса "гидрокси" для соед. со смешанными ф-циями или в случае, когда группа OH находится в боковой цепи, например: $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$ наз. 2-гидроксиметил-1,4-бутандиол.

Способы получения. 1. Получение из алкенов. Гидратация алкенов протекает по механизму электрофильного присоединения по правилу Марковникова. Это один из наиболее важных промышленных способов получения спиртов.

2. Получение из галогенопроизводных. Галогеналканы гидролизуются под действием водных растворов щелочей. Реакция протекает по механизму нуклеофильного замещения:



3. Восстановление карбонильных соединений. При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, при восстановлении кетонов — вторичные:



4. Действие реактивов Гриньяра на карбонильные соединения.

Физические свойства спиртов зависят от строения углеводородного радикала, количества гидроксильных групп и их положения. Первые представители гомологического ряда спиртов — жидкости, высшие — твердые вещества. Метанол и этанол смешиваются с водой в любых соотношениях. С ростом молекулярной массы растворимость спиртов в воде падает. Высшие спирты практически нерастворимы в воде. Спирты обладают аномально высокими температурами кипения по сравнению с углеводородами, что объясняется сильной ассоциацией молекул спирта в жидком состоянии за счет образования достаточно прочных водородных связей.

Химические свойства. Различают два основных типа реакций спиртов с участием функциональной группы —ОН:

1. реакции с разрывом связи О—Н:

- взаимодействие спиртов с щелочными и щелочноземельными металлами с образованием алкоксидов;
- реакция спиртов с органическими и минеральными кислотами с образованием сложных эфиров;
- окисление спиртов под действием дихромата или перманганата калия до карбонильных соединений. Скорость реакций, при которых разрывается связь О—Н, уменьшается в ряду:

первичные спирты > вторичные > третичные.

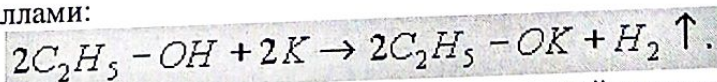
2. Реакции, сопровождающиеся разрывом связи С—О:

- каталитическая дегидратация с образованием алкенов (внутримолекулярная дегидратация) или простых эфиров (межмолекулярная дегидратация);
- замещение группы —ОН галогеном, например при действии галогеноводородов с образованием алкилгалогенидов.

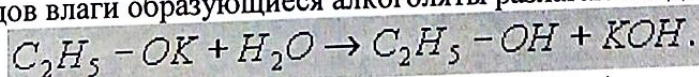
Скорость реакций, при которых разрывается связь С—О, уменьшается в ряду: третичные спирты > вторичные > первичные.

Спирты являются амфотерными соединениями.

1. Кислотные свойства спиртов выражены очень слабо. Низшие спирты бурно реагируют с щелочными металлами:

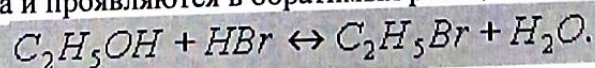


С увеличением длины углеводородного радикала скорость этой реакции замедляется. В присутствии следов влаги образующиеся алкоголяты разлагаются до исходных спиртов:



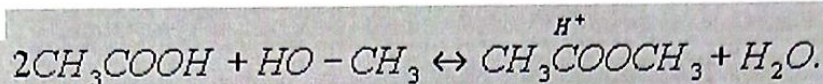
Это доказывает, что спирты — более слабые кислоты, чем вода.

2. Слабые основные свойства спиртов обусловлены наличием неподеленной электронной пары на атоме кислорода и проявляются в обратимых реакциях с галогеноводородами:



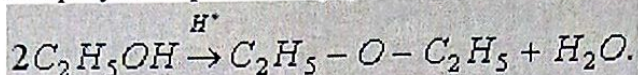
Положение равновесия зависит от соотношения реагентов.

3. Образование сложных эфиров протекает по механизму нуклеофильного присоединения-отщепления:



В качестве нуклеофила выступает молекула спирта, атакующая атом углерода карбоксильной группы, несущий частичный положительный заряд. Отличительной особенностью этой реакции является то, что замещение протекает у атома углерода, находящегося в состоянии sp^2 -гибридизации.

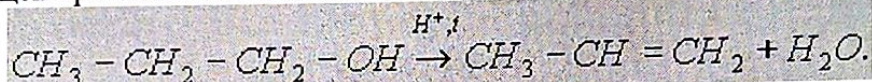
4. Межмолекулярная дегидратация спиртов. При нагревании спирта в присутствии каталитических количеств сильной кислоты происходит отщепление молекулы воды от двух молекул спирта и образуется простой эфир:



Простые эфиры — это органические вещества, молекулы которых состоят из углеводородных радикалов, соединенных атомом кислорода: $\text{R}'-\text{O}-\text{R}''$, где R' и R'' — радикалы, которые могут быть различными или одинаковыми.

Диэтиловый, или серный, эфир — хороший растворитель многих органических веществ, применяется для чистки тканей, а в медицине — при хирургических операциях, так как обладает анестезирующим действием.

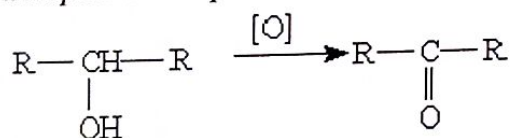
5. Реакция элиминирования, или внутримолекулярной дегидратации (см. “Алкены”). Конкурентная реакции 4) (см. предыдущую реакцию), реакция 5) становится преобладающей при использовании больших количеств кислоты:



6. Реакции окисления. Первичные спирты окисляются в альдегиды, которые, в свою очередь, могут окисляться в карбоновые кислоты:



Вторичные спирты окисляются в кетоны:



Третичные спирты более устойчивы к окислению. При действии на них сильных окислителей может происходить расщепление углеродного скелета молекулы третичного спирта с образованием карбоновых кислот и кетонов с меньшим числом углеродных атомов, чем в молекуле исходного третичного спирта. Окисление обычно проводят дихроматом или перманганатом калия с серной кислотой.

КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

Критерии оценки

Результаты экзамена в форме собеседования по Основам неорганической химии оцениваются по 100-балльной шкале.

Сумма баллов	Оценка	Уровень ответов
85-100	отлично	отличный уровень теоретических знаний, полностью соответствующий требованиям основной образовательной программы, умение применять теоретические знания при решении стандартных учебных задач, отличное владение методами и методиками при выполнении индивидуальных заданий
65-84,9	хорошо	хороший уровень теоретических знаний в рамках основной образовательной программы, умение решать учебные задачи, выполнение индивидуальных заданий с небольшими ошибками
39-64,9	удовлетворительно	удовлетворительный уровень теоретических знаний в рамках основной образовательной программы, умение решать простые учебные задачи, выполнение индивидуальных заданий с заметными ошибками
0-38,9	неудовлетворительно	недостаточный уровень теоретических знаний в рамках основной образовательной программы, решение простых учебных задач и выполнение индивидуальных заданий с существенными ошибками

Минимальное количество баллов, подтверждающее успешное прохождение вступительного испытания составляет **40** баллов. Абитуриенты, получившие более низкую оценку, к конкурсному отбору не допускаются.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: Лаборатория знаний, 2019.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Лаборатория знаний, 2019.
4. Репетитор по химии / под ред. А.С. Егорова. – Ростов-н/Д: Феникс, 2020.

СПИСОК ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2018.
2. Хомченко Г.П. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – М.: Новая волна, 2018..
3. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия. 8-11 классы. – М.: Просвещение, 2008.
4. Белавин И.Ю. Решение задач по химии. – М.: РГМУ, 2006.