

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Сыров Игорь Анатольевич
Должность: Директор
Дата подписания: 28.03.2025 16:37:19
Уникальный программный ключ:
b683afe664d7e9164175886c19626a198149ad36

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО
УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«УФИМСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ НАУКИ И ТЕХНОЛОГИЙ»

Стерлитамакский филиал

Колледж

Фонд оценочных средств

по дисциплине

ОУП.10 Химия

Общеобразовательный цикл, обязательная часть

цикл дисциплины и его часть (обязательная, вариативная)

специальность

38.02.07

Банковское дело

код

наименование специальности

уровень подготовки

базовый

Разработчик (составитель)

преподаватель

Филатенкова А.И.

ученая степень, ученое звание,
категория, Ф.И.О.

Стерлитамак 2025

I Паспорт фондов оценочных средств

1. Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) предназначен для проверки результатов освоения дисциплины ОУП.10 Химия, входящей в состав программы подготовки специалистов среднего звена по специальности *38.02.07 Банковское дело*. Объем часов на аудиторную нагрузку по дисциплине 72.

2. Объекты оценивания – результаты освоения дисциплины

ФОС позволяет оценить следующие результаты освоения дисциплины:

личностных:

Осознание обучающимися российской гражданской идентичности – готовности к саморазвитию, самостоятельности и самоопределению;

Наличие мотивации к обучению;

Целенаправленное развитие внутренних убеждений личности на основе ключевых ценностей и исторических традиций базовой науки химии;

Готовность и способность обучающихся руководствоваться в своей деятельности ценностно-смысловыми установками, присущими целостной системе химического образования;

Наличие правосознания экологической культуры и способности ставить цели и строить жизненные планы.

Личностные результаты освоения предмета «Химия» достигаются в единстве учебной и воспитательной деятельности в соответствии с гуманистическими, социокультурными, духовно-нравственными ценностями и идеалами российского гражданского общества, принятыми в обществе нормами и правилами поведения, способствующими процессам самопознания, саморазвития и нравственного становления личности обучающихся.

Личностные результаты освоения предмета «Химия» отражают сформированность опыта познавательной и практической деятельности обучающихся по реализации принятых в обществе ценностей, в том числе в части:

1) Гражданского воспитания:

Осознания обучающимися своих конституционных прав и обязанностей, уважения к закону и правопорядку;

Представления о социальных нормах и правилах межличностных отношений в коллективе;

Готовности к совместной творческой деятельности при создании учебных проектов, решении учебных и познавательных задач, выполнении химических экспериментов;

Способности понимать и принимать мотивы, намерения, логику и аргументы других при анализе различных видов учебной деятельности;

2) Патриотического воспитания:

Ценностного отношения к историческому и научному наследию отечественной химии;

уважения к процессу творчества в области теории и практического применения химии, осознания того, что достижения науки есть результат длительных наблюдений, кропотливых экспериментальных поисков, постоянного труда учёных и практиков; интереса и познавательных мотивов в получении и последующем анализе информации о передовых достижениях современной отечественной химии;

3) Духовно-нравственного воспитания:

Нравственного сознания, этического поведения;

Способности оценивать ситуации, связанные с химическими явлениями, и принимать осознанные решения, ориентируясь на морально-нравственные нормы и ценности;

Готовности оценивать своё поведение и поступки своих товарищей с позиций нравственных и правовых норм и осознание последствий этих поступков;

4) Формирования культуры здоровья:

Понимания ценностей здорового и безопасного образа жизни, необходимости ответственного отношения к собственному физическому и психическому здоровью;

Соблюдения правил безопасного обращения с веществами в быту, повседневной жизни и в трудовой деятельности;

Понимания ценности правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в ситуациях, угрожающих здоровью и жизни людей;

Осознания последствий и неприятия вредных привычек (употребления алкоголя, наркотиков, курения);

5) Трудового воспитания:

Коммуникативной компетентности в учебно-исследовательской деятельности, общественно полезной, творческой и других видах деятельности;

Установки на активное участие в решении практических задач социальной направленности (в рамках своего класса, школы);

Интереса к практическому изучению профессий различного рода, в том числе на основе применения предметных знаний по химии;

Уважения к труду, людям труда и результатам трудовой деятельности;

Готовности к осознанному выбору индивидуальной траектории образования, будущей профессии и реализации собственных жизненных планов с учётом личностных интересов, способностей к химии, интересов и потребностей общества;

6) Экологического воспитания:

Экологически целесообразного отношения к природе, как источнику существования жизни на Земле;

Понимания глобального характера экологических проблем, влияния экономических процессов на состояние природной и социальной среды;

Осознания необходимости использования достижений химии для решения вопросов рационального природопользования;

Активного неприятия действий, приносящих вред окружающей природной среде, умения прогнозировать неблагоприятные экологические последствия предпринимаемых действий и предотвращать их;

Наличия развитого экологического мышления, экологической культуры, опыта деятельности экологической направленности, умения руководствоваться ими в познавательной, коммуникативной и социальной практике, способности и умения активно противостоять идеологии ксенофобии;

7) Ценности научного познания:

Сформированности мировоззрения, соответствующего современному уровню развития науки и общественной практики;

Понимания специфики химии как науки, осознания её роли в формировании рационального научного мышления, создании целостного представления об окружающем мире как о единстве природы и человека, в познании природных закономерностей и решении проблем сохранения природного равновесия;

Убеждённости в особой значимости химии для современной цивилизации: в её гуманистической направленности и важной роли в создании новой базы материальной культуры, решении глобальных проблем устойчивого развития человечества – сырьевой, энергетической, пищевой и экологической безопасности, в развитии медицины, обеспечении условий успешного труда и экологически комфортной жизни каждого члена общества;

Естественно-научной грамотности: понимания сущности методов познания, используемых в естественных науках, способности использовать получаемые знания для анализа и объяснения явлений окружающего мира и происходящих в нём изменений, умения делать обоснованные заключения на основе научных фактов и имеющихся данных с целью получения достоверных выводов;

Способности самостоятельно использовать химические знания для решения проблем в реальных жизненных ситуациях;

Интереса к познанию и исследовательской деятельности;

готовности и способности к непрерывному образованию и самообразованию, к активному получению новых знаний по химии в соответствии с жизненными потребностями;
Интереса к особенностям труда в различных сферах профессиональной деятельности.

метапредметных: значимые для формирования мировоззрения обучающихся междисциплинарные (межпредметные) общенаучные понятия, отражающие целостность научной картины мира и специфику методов познания, используемых в естественных науках (материя, вещество, энергия, явление, процесс, система, научный факт, принцип, гипотеза, закономерность, закон, теория, исследование, наблюдение, измерение, эксперимент и другие);

Универсальные учебные действия (познавательные, коммуникативные, регулятивные), обеспечивающие формирование функциональной грамотности и социальной компетенции обучающихся;

Способность обучающихся использовать освоенные междисциплинарные, мировоззренческие знания и универсальные учебные действия в познавательной и социальной практике.

Метапредметные результаты отражают овладение универсальными учебными познавательными, коммуникативными и регулятивными действиями.

Познавательные универсальные учебные действия

Базовые логические действия:

самостоятельно формулировать и актуализировать проблему, всесторонне её рассматривать;

определять цели деятельности, задавая параметры и критерии их достижения, соотносить результаты деятельности с поставленными целями;

использовать при освоении знаний приёмы логического мышления – выделять характерные признаки понятий и устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия для объяснения отдельных фактов и явлений;

выбирать основания и критерии для классификации веществ и химических реакций;

устанавливать причинно-следственные связи между изучаемыми явлениями;

строить логические рассуждения (индуктивные, дедуктивные, по аналогии), выявлять закономерности и противоречия в рассматриваемых явлениях, формулировать выводы и заключения;

применять в процессе познания, используемые в химии символические (знаковые) модели, преобразовывать модельные представления – химический знак (символ) элемента, химическая формула, уравнение химической реакции – при решении учебных познавательных и практических задач, применять названные модельные представления для выявления характерных признаков изучаемых веществ и химических реакций.

Базовые исследовательские действия:

владеть основами методов научного познания веществ и химических реакций;

формулировать цели и задачи исследования, использовать поставленные и самостоятельно сформулированные вопросы в качестве инструмента познания и основы для формирования гипотезы по проверке правильности высказываемых суждений;

владеть навыками самостоятельного планирования и проведения ученических экспериментов, совершенствовать умения наблюдать за ходом процесса, самостоятельно прогнозировать его результат, формулировать обобщения и выводы относительно достоверности результатов исследования, составлять обоснованный отчёт о проделанной работе;

приобретать опыт ученической исследовательской и проектной деятельности, проявлять способность и готовность к самостоятельному поиску методов решения практических задач, применению различных методов познания.

Работа с информацией:

ориентироваться в различных источниках информации (научно-популярная литература химического содержания, справочные пособия, ресурсы Интернета), анализировать информацию

различных видов и форм представления, критически оценивать её достоверность и непротиворечивость;

формулировать запросы и применять различные методы при поиске и отборе информации, необходимой для выполнения учебных задач определённого типа;

приобретать опыт использования информационно-коммуникативных технологий и различных поисковых систем;

самостоятельно выбирать оптимальную форму представления информации (схемы, графики, диаграммы, таблицы, рисунки и другие);

использовать научный язык в качестве средства при работе с химической информацией: применять межпредметные (физические и математические) знаки и символы, формулы, аббревиатуры, номенклатуру;

использовать и преобразовывать знаково-символические средства наглядности.

Коммуникативные универсальные учебные действия:

задавать вопросы по существу обсуждаемой темы в ходе диалога и/или дискуссии, высказывать идеи, формулировать свои предложения относительно выполнения предложенной задачи;

выступать с презентацией результатов познавательной деятельности, полученных самостоятельно или совместно со сверстниками при выполнении химического эксперимента, практической работы по исследованию свойств изучаемых веществ, реализации учебного проекта и формулировать выводы по результатам проведённых исследований путём согласования позиций в ходе обсуждения и обмена мнениями.

Регулятивные универсальные учебные действия

самостоятельно планировать и осуществлять свою познавательную деятельность, определяя её цели и задачи, контролировать и по мере необходимости корректировать предлагаемый алгоритм действий при выполнении учебных и исследовательских задач, выбирать наиболее эффективный способ их решения с учётом получения новых знаний о веществах и химических реакциях;

осуществлять самоконтроль своей деятельности на основе самоанализа и самооценки.

предметных: предметные результаты освоения курса «Органическая химия» отражают: сформированность представлений о химической составляющей естественно- научной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, её функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;

владение системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, электронная оболочка атома, молекула, валентность, электроотрицательность, химическая связь, структурная формула (развёрнутая и сокращённая), моль, молярная масса, молярный объём, углеродный скелет, функциональная группа, радикал, изомерия, изомеры, гомологический ряд, гомологи, углеводороды, кислород и азотсодержащие соединения, мономер, полимер, структурное звено, высокомолекулярные соединения); теории и законы (теория строения органических веществ А.М. Бутлерова, закон сохранения массы веществ); закономерности, символический язык химии; мировоззренческие знания, лежащие в основе понимания причинности и системности химических явлений, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших органических веществ в быту и практической деятельности человека;

сформированность умений выявлять характерные признаки понятий, устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия при описании состава, строения и превращений органических соединений;

сформированность умений использовать химическую символику для составления молекулярных и структурных (развёрнутой, сокращённой) формул органических веществ и

уравнений химических реакций, изготавливать модели молекул органических веществ для иллюстрации их химического и пространственного строения;

сформированность умений устанавливать принадлежность изученных органических веществ по их составу и строению к определённому классу/группе

соединений (углеводороды, кислород и азотсодержащие соединения, высокомолекулярные соединения), давать им названия по систематической номенклатуре (IUPAC), а также приводить тривиальные названия отдельных органических веществ (этилен, пропилен, ацетилен, этиленгликоль, глицерин, фенол, формальдегид, ацетальдегид, муравьиная кислота, уксусная кислота, олеиновая кислота, стеариновая кислота, глюкоза, фруктоза, крахмал, целлюлоза, глицин);

сформированность умения определять виды химической связи в органических соединениях (одинарные и кратные);

сформированность умения применять положения теории строения органических веществ А.М. Бутлерова для объяснения зависимости свойств веществ от их состава и строения; закон сохранения массы веществ;

сформированность умений характеризовать состав, строение, физические и химические свойства типичных представителей различных классов органических веществ (метан, этан, этилен, пропилен, ацетилен, бутадиен-1,3, метилбутадиен-1,3, бензол, метанол, этанол, этиленгликоль, глицерин, фенол, ацетальдегид, муравьиная и уксусная кислоты, глюкоза, крахмал, целлюлоза, аминокислота), иллюстрировать генетическую связь между ними уравнениями соответствующих химических реакций с использованием структурных формул;

сформированность умения характеризовать источники углеводородного сырья (нефть, природный газ, уголь), способы их переработки и практическое применение продуктов переработки;

сформированность умений проводить вычисления по химическим уравнениям (массы, объёма, количества исходного вещества или продукта реакции по известным массе, объёму, количеству одного из исходных веществ или продуктов реакции);

сформированность умений владеть системой знаний об основных методах научного познания, используемых в химии при изучении веществ и химических явлений (наблюдение, измерение, эксперимент, моделирование), использовать системные химические знания для принятия решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением;

сформированность умений соблюдать правила пользования химической посудой и лабораторным оборудованием, а также правила обращения с веществами в соответствии с инструкциями по выполнению лабораторных химических опытов;

сформированность умений планировать и выполнять химический эксперимент (превращения органических веществ при нагревании, получение этилена и изучение его свойств, качественные реакции органических веществ, денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков) в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием, представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов;

сформированность умений критически анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (средства массовой информации, Интернет и других);

сформированность умений соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды, осознавать опасность воздействия на живые организмы определённых органических веществ, понимая смысл показателя ПДК, пояснять на примерах способы уменьшения и предотвращения их вредного воздействия на организм человека;

для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья: умение применять знания об основных доступных методах познания веществ и химических явлений;

для слепых и слабовидящих обучающихся: умение использовать рельефно точечную систему обозначений Л. Брайля для записи химических формул.

Предметные результаты освоения курса «Общая и неорганическая химия» отражают: сформированность представлений: о химической составляющей естественно-научной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, её функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;

владение системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, изотоп, s-, p-, d- электронные орбитали атомов, ион, молекула, моль, молярный объём, валентность, электроотрицательность, степень окисления, химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), кристаллическая решётка, типы химических реакций, раствор, электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация, окислитель, восстановитель, скорость химической реакции, химическое равновесие); теории и законы (теория электролитической диссоциации, периодический закон Д.И. Менделеева, закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях), закономерности, символический язык химии, мировоззренческие знания, лежащие в основе понимания причинности и системности химических явлений, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших неорганических веществ в быту и практической деятельности человека;

сформированность умений выявлять характерные признаки понятий, устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия при описании неорганических веществ и их превращений;

сформированность умений использовать химическую символику для составления формул веществ и уравнений химических реакций, систематическую номенклатуру (IUPAC) и тривиальные названия отдельных неорганических веществ (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашёная известь, негашёная известь, питьевая сода, пирит и другие);

сформированность умений определять валентность и степень окисления химических элементов в соединениях различного состава, вид химической связи (ковалентная, ионная, металлическая, водородная) в соединениях, тип кристаллической решётки конкретного вещества (атомная, молекулярная, ионная, металлическая), характер среды в водных растворах неорганических соединений;

сформированность умений устанавливать принадлежность неорганических веществ по их составу к определённому классу/группе соединений (простые вещества – металлы и неметаллы, оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли);

сформированность умений раскрывать смысл периодического закона Д.И. Менделеева и демонстрировать его систематизирующую, объяснительную и прогностическую функции;

сформированность умений характеризовать электронное строение атомов химических элементов 1–4 периодов Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, используя понятия «s-, p-, d-электронные орбитали», «энергетические уровни», объяснять закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений по периодам и группам Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева;

сформированность умений характеризовать (описывать) общие химические свойства неорганических веществ различных классов, подтверждать существование генетической связи между неорганическими веществами с помощью уравнений соответствующих химических реакций;

сформированность умения классифицировать химические реакции по различным признакам (числу и составу реагирующих веществ, тепловому эффекту реакции, изменению степеней окисления элементов, обратимости реакции, участию катализатора);

сформированность умений составлять уравнения реакций различных типов, полные и сокращённые уравнения реакций ионного обмена, учитывая условия, при которых эти реакции идут до конца;

сформированность умений проводить реакции, подтверждающие качественный состав различных неорганических веществ, распознавать опытным путём ионы, присутствующие в водных растворах неорганических веществ;

сформированность умений раскрывать сущность окислительно- восстановительных реакций посредством составления электронного баланса этих реакций;

сформированность умений объяснять зависимость скорости химической реакции от различных факторов; характер смещения химического равновесия в зависимости от внешнего воздействия (принцип Ле Шателье);

сформированность умений характеризовать химические процессы, лежащие в основе промышленного получения серной кислоты, аммиака, а также сформированность представлений об общих научных принципах и экологических проблемах химического производства;

сформированность умений проводить вычисления с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе», объёмных отношений газов при химических реакциях, массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ, теплового эффекта реакции на основе законов сохранения массы веществ, превращения и сохранения энергии;

сформированность умений соблюдать правила пользования химической посудой и лабораторным оборудованием, а также правила обращения с веществами в соответствии с инструкциями по выполнению лабораторных химических опытов;

сформированность умений планировать и выполнять химический эксперимент (разложение пероксида водорода в присутствии катализатора, определение среды растворов веществ с помощью универсального индикатора, влияние различных факторов на скорость химической реакции, реакции ионного обмена, качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония, решение экспериментальных задач по темам «Металлы» и «Неметаллы») в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием, представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов;

сформированность умений критически анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (средства массовой коммуникации, Интернет и других);

сформированность умений соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды, осознавать опасность воздействия на живые организмы определённых веществ, понимая смысл показателя ПДК, пояснять на примерах способы уменьшения и предотвращения их вредного воздействия на организм человека;

для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья: умение применять знания об основных доступных методах познания веществ и химических явлений;

для слепых и слабовидящих обучающихся: умение использовать рельефно точечную систему обозначений Л. Брайля для записи химических формул.

3 Формы контроля и оценки результатов освоения дисциплины

Контроль и оценка результатов освоения – это выявление, измерение и оценивание результатов освоения дисциплины.

В соответствии с учебным планом специальности *38.02.07 Банковское дело*, рабочей программой дисциплины ОУП.10 Химия предусматривается текущий и промежуточный контроль результатов освоения.

3.1 Формы текущего контроля

Текущий контроль успеваемости представляет собой проверку усвоения учебного материала, регулярно осуществляемую на протяжении курса обучения.

Текущий контроль результатов освоения дисциплины в соответствии с рабочей программой и календарно-тематическим планом происходит при использовании следующих обязательных форм контроля:

- *выполнение и защита практических работ,*
- *проверка выполнения самостоятельной работы студентов,*
- *проверка выполнения контрольных работ.*

Во время проведения учебных занятий дополнительно используются следующие формы текущего контроля – *устный опрос, решение задач, тестирование по темам отдельных занятий.*

Выполнение и защита практических работ. Практические работы проводятся с целью усвоения и закрепления результатов освоения дисциплины. В ходе практической работы обучающиеся учатся *использовать формулы, анализировать полученные результаты и делать выводы, опираясь на теоретические знания.*

Список практических работ:

- Практическая работа №1 «Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова»
- Практическая работа №2 «Предельные углеводороды: алканы»
- Практическая работа №3 «Непредельные углеводороды: алкины»
- Практическая работа №4 «Природные источники углеводородов и их переработка»
- Практическая работа №5 «Одноатомные спирты»
- Практическая работа №6 «Фенолы»
- Практическая работа №7 «Сложные эфиры. Жиры»
- Практическая работа №8 «Аминокислоты»
- Практическая работа №9 «Белки»
- Практическая работа №10 «Пластмассы. Каучуки. Волокна»
- Практическая работа №11 «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»
- Практическая работа №12 «Строение вещества»
- Практическая работа №13 «Химические реакции»
- Практическая работа №14 «Скорость химических реакций»
- Практическая работа №15 «Общая характеристика металлов побочных подгрупп»
- Практическая работа №16 «Общая характеристика неметаллов»
- Практическая работа №17 «Связь неорганических и органических веществ»
- Практическая работа №18 «Химия и жизнь»
-

Содержание, этапы проведения и критерии оценивания практических работ представлены в методических указаниях по проведению практических работ.

Практическая работа №1 «Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова»

Цель: ознакомиться с основными предпосылками создания теории строения органических соединений А.М. Бутлерова. Рассмотреть основные положения теории.

Теория химического строения органических соединений раскрывает закономерности и порядок связи атомов друг с другом в молекулах. Разработана А.М. Бутлеровым в 1861г.

Основные положения теории.

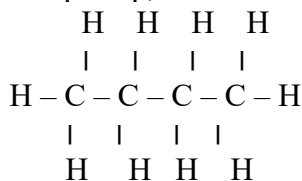
1. Атомы в молекулах органических веществ соединены между собой химическими связями в определенной последовательности согласно их валентности. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен.

Формулы строения:

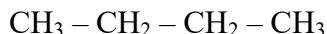
- а) структурная формула - описывает порядок соединения атомов в молекуле, т.е. ее

химическое строение. Химические связи в структурной формуле изображают черточками. Связь между водородом и другими атомами обычно не указывается (такие формулы называются сокращенными структурными).

Например, полная и сокращенная структурные формулы н-бутана C_4H_{10} имеют вид:



полная структурная формула

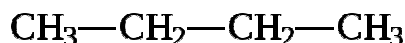


сокращенная структурная формула

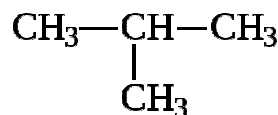
б) молекулярная (брутто) формула C_4H_{10} , показывает только, какие элементы и в каком соотношении входят в состав вещества (т.е. качественный и количественный элементный состав), но не отражает порядка связывания атомов.

- Свойства органических веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка их расположения атомов в молекуле, т.е. от химического строения молекулы.

Например, н-бутан и изобутан имеют одну молекулярную формулу C_4H_{10} , но разную последовательность связей



бутан



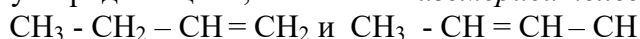
изобутан

2.1. Способность атомов углерода соединяться в различном порядке друг с другом и с атомами других элементов, обуславливает явление *изомерии*.

- Вещества, имеющие одинаковый количественный и качественный состав молекул, но различное химическое строение и свойства называются изомерами.
- Существует два основных типа изомерии – *структурная* и *пространственная*.
- Структурная* изомерия определяется различным порядком соединения атомов в молекуле.

Различают **три вида структурной изомерии**:

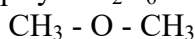
- вид изомерии, связанный с изменением строения углеродной цепи, называется *изомерией углеродного скелета* (изомерией цепи).
- вид изомерии, связанный с изменением места расположения кратной связи и /или атомов и групп атомов (галогенов, гидроксо-, нитрогрупп и др.), замесивших атомы водорода в углеродной цепи, называется *изомерией положения*. Например,



бутен-1

бутен-2

- межклассовая изомерия*. Изомеры имеют одинаковую молекулярную формулу, но относятся к разным классам органических соединений. Например, этиловый спирт и диметиловый эфир отвечают формуле C_2H_6O :

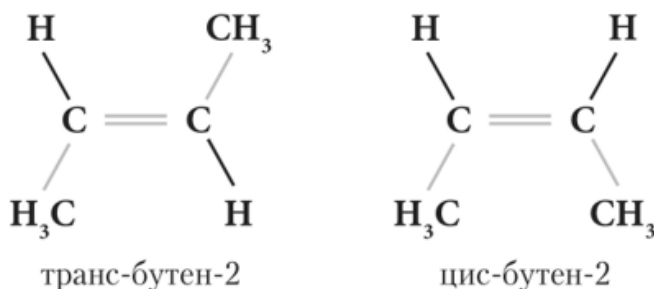


спирт $T_{кип} = +78,4^\circ C$

эфир $T_{кип} = -23,7^\circ C$

- Пространственная изомерия* обуславливается различным расположением атомов и групп атомов в пространстве.

Пространственная изомерия подразделяется на: а) геометрическую (*цис*- и *транс*-изомерию), она возможна при наличии двойной связи в корне молекулы:

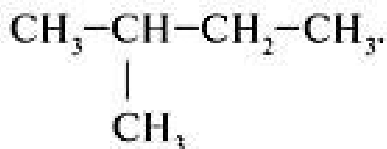


б) Оптическая (зеркальная), она возможна при наличии асимметричного атома углерода (при атоме углерода 4 разных заместителя)

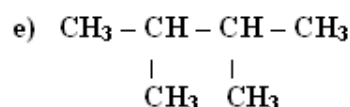
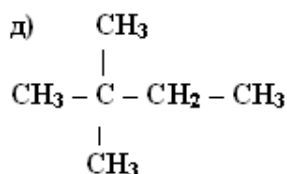
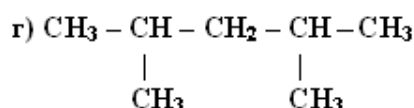
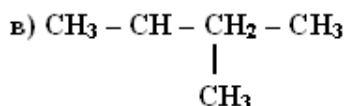
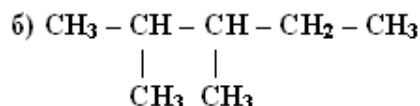
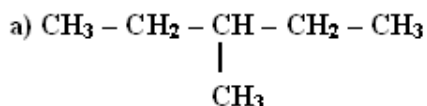
3. Молекула каждого вещества обладает определенным химическим строением, которое может быть установлено химическими методами. Изучая свойства вещества можно определить химическое строение его молекулы, а по строению молекулы - предвидеть свойства вещества.
4. Атомы или группы атомов, образующие молекулу, взаимно влияют друг на друга, от чего зависят и химические свойства соединения.
Теория Бутлерова явилась научным фундаментом органической химии и способствовала быстрому ее развитию. Опираясь на положения теории, А.М. Бутлеров дал объяснение явлению изомерии, предсказал существование различных изомеров и впервые получил некоторые из них.

Задания:

1. Назвать вещество по систематической номенклатуре:



2. Даны формулы следующих веществ: CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 . Определите валентность атома углерода.
3. Составить структурную формулу углеводорода по его названию «2,3-диметилпентан».
4. Для 2,2,3-триметилпентана составить формулы двух гомологов и двух изомеров.
5. Запишите сокращенную структурную формулу вещества с линейной углеродной цепочкой, состав которого соответствует молекулярной формуле C_6H_{14} .
Составьте для него структурные формулы:
 - а) двух гомологов (с большим числом атомов углерода), назовите.
 - б) двух изомеров, назовите.
6. Среди перечисленных веществ найти гомологи:



7. Рассчитайте сколько в л. кислорода потребуется для сжигания 100 кг метана (CH_4)

Контрольные вопросы:

1. Что такое валентность?
2. Какие основные положения теории химического строения предложил А.М. Бутлеров?
3. Дайте определение электронной орбитали?
4. Что является гомологами, а что изомерами?
5. Когда углерод считается первичным, вторичным, третичным и четвертичным?

Практическая работа №2
«Предельные углеводороды: алканы»

Цель: формирование умений использовать и применять международную номенклатуру алканов в практической работе, основные способы их получения.

Алканы — это предельные углеводороды, содержащие только одинарные связи между атомами С–С в молекуле, т.е. содержащие максимальное количество водорода.

Гомологический ряд алканов

Все алканы — вещества, схожие по физическим и химическим свойствам, и отличающиеся на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$ друг от друга. Такие вещества называются **гомологами**, а ряд веществ, являющихся гомологами, называют **гомологическим рядом**.

Самый первый представитель гомологического ряда алканов — метан CH_4 , или $\text{H}-\text{CH}_2-\text{H}$.

Продолжить гомологический ряд можно, последовательно добавляя группу $-\text{CH}_2-$ в углеводородную цепь алкана.

Название алкана	Формула алкана
Метан	CH_4
Этан	C_2H_6
Пропан	C_3H_8
Бутан	C_4H_{10}
Пентан	C_5H_{12}
Гексан	C_6H_{14}
Гептан	C_7H_{16}
Октан	C_8H_{18}
Нонан	C_9H_{20}

Общая формула гомологического ряда алканов C_nH_{2n+2}.

Первые четыре члена гомологического ряда алканов – газы, C₅–C₁₇ – жидкости, начиная с C₁₈ – твердые вещества.

Все алканы легче воды, не растворимы в воде и не смешиваются с ней.

Строение алканов

В молекулах алканов встречаются химические связи C–H и C–C.

Связь C–H ковалентная слабополярная, связь C–C – ковалентная неполярная. Это одинарные σ-связи. Атомы углерода в алканах образуют по четыре σ-связи. Следовательно, гибридизация атомов углерода в молекулах алканов – sp³.

Угол = 109° 28′

Изомерия алканов

Структурная изомерия

Для алканов характерна **структурная изомерия** – изомерия углеродного скелета.

Структурные изомеры — это соединения с одинаковым составом, которые отличаются порядком связывания атомов в молекуле, т.е. строением молекул.

Изомеры углеродного скелета отличаются строением углеродного скелета.

Оптическая изомерия

Если атом углерода в молекуле связан с четырьмя различными заместителями (атомами или атомными группами).

Химические свойства алканов

1. Реакции замещения

1.1. Галогенирование

Алканы реагируют с хлором и бромом **на свету** или **при нагревании**.

При хлорировании метана сначала образуется хлорметан.

Хлорметан может взаимодействовать с хлором и дальше с образованием дихлорметана, трихлорметана и тетрахлорметана.

1.2. Нитрование алканов

Алканы взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой по радикальному механизму, при нагревании до 140°C и под давлением. Атом водорода в алкане замещается на нитрогруппу NO₂.

2. Реакции разложения

2.1. Дегидрирование и дегидроциклизация

Дегидрирование – это реакция отщепления атомов водорода.

В качестве катализаторов дегидрирования используют никель Ni, платину Pt, палладий Pd, оксиды хрома (III), железа (III), цинка и др.

При дегидрировании бутана под действием металлических катализаторов образуется смесь продуктов. Преимущественно образуется бутен-2.

2.2. Пиролиз (дегидрирование) метана

При медленном и длительном нагревании до 1500°C метан разлагается до простых веществ.

Пиролиз метана – промышленный способ получения ацетилена.

2.3. Крекинг

Крекинг – это реакция разложения алкана с длинной углеродной цепью на алканы с более короткой углеродной цепью и алкены.

Крекинг бывает **термический** и **каталитический**.

Термический крекинг протекает при сильном нагревании без доступа воздуха.

При этом получается смесь алканов и алкенов с различной длиной углеродной цепи и

различной молекулярной массой.

Каталитический крекинг проводят при более низкой температуре в присутствии катализаторов. Процесс сопровождается реакциями **изомеризации и дегидрирования**. Катализаторы каталитического крекинга – цеолиты (алюмосиликаты кальция, натрия).

3. Реакции окисления алканов

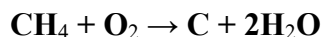
Алканы – малополярные соединения, поэтому при обычных условиях они не окисляются даже сильными окислителями (перманганат калия, хромат или дихромат калия и др.).

3.1. Полное окисление – горение

Алканы горят с образованием углекислого газа и воды. Реакция горения алканов сопровождается выделением большого количества теплоты.



Промышленное значение имеет реакция окисления метана кислородом до простого вещества – углерода:



Эта реакция используется для получения сажи.

3.2. Каталитическое окисление

- Каталитическое окисление бутана – промышленный способ получения уксусной кислоты.
- При каталитическом окислении метана кислородом возможно образование различных продуктов в зависимости от условий проведения процесса и катализатора. Возможно образование метанола, муравьиного альдегида или муравьиной кислоты.
- Важное значение в промышленности имеет паровая конверсия метана: окисление метана водяным паром при высокой температуре.

Продукт реакции – так называемый «синтез-газ».

4. Изомеризация алканов

Под действием катализатора и при нагревании неразветвленные алканы, содержащие не менее четырех атомов углерода в основной цепи, могут превращаться в более разветвленные алканы.

Получение алканов

1. Взаимодействие галогеналканов с металлическим натрием (реакция Вюрца)

Это один из лабораторных способов получения алканов. При этом происходит удвоение углеродного скелета.

Реакция больше подходит для получения симметричных алканов.

При проведении синтеза со смесью разных галогеналканов образуется смесь разных алканов.

3. Декарбоксилирование солей карбоновых кислот (реакция Дюма)

Реакция Дюма — это взаимодействие солей карбоновых кислот с щелочами при сплавлении.



Декарбоксилирование — это отщепление (элиминирование) молекулы углекислого газа из карбоксильной группы (-COOH) или органической кислоты или карбоксилатной группы (-COOMe) соли органической кислоты.

При взаимодействии ацетата натрия с гидроксидом натрия при сплавлении образуется метан и карбонат натрия:

4. Гидрирование алкенов, алкинов, циклоалканов, алкадиенов

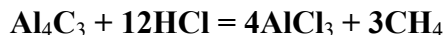
Получение алканов в промышленности

В промышленности алканы получают **из нефти, каменного угля, природного и попутного газа**. При переработке нефти используют ректификацию, крекинг и другие способы.

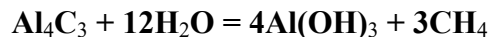
7. Гидролиз карбида алюминия

Один из способов получения метана — гидролиз карбида алюминия:

Например, кислотный гидролиз:



или водный гидролиз:



8. Газификация угля

Еще один способ получения метана — газификация твердого топлива. Протекает при нагревании, под давлением в присутствии катализатора :



Задания

1. Гомологический ряд метана составляют углеводороды: метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} и т.д. Если число атомов углерода в этих соединениях обозначить буквой n , то чему будет равно число атомов водорода?

Заполните таблицу, пользуясь полученным результатом.

Название углерода	Число атомов углерода	Число атомов водорода	Молекулярная формула
Метан	1	$2 \cdot 1 + 2 = 4$	CH_4
Этан	2		
Пропан	3		
Бутан	4		
Пентан	5		
Гексан	6		
Гептан	7		
Октан	8		
Нонан	9		
Декан	10		

2. Составьте молекулярные формулы предельных углеводородов, в молекулах которых число атомов углерода последовательно возрастает от 10 до 20.

3. Составьте формулы изомеров, имеющих состав C_7H_{16} .

Для того чтобы научиться составлять графические формулы изомерных веществ, заполните таблицу. В левом столбце записан порядок действий и образец его выполнения. Справа оставлено место, где Вы самостоятельно выполните это действие

Дайте названия полученным изомерам по алгоритму: 1) Пронумеровать самую длинную углеродную цепь.

2) Назвать все радикалы и указать их место в пронумерованной цепи. 3) Назвать пронумерованную цепь.

4. Напишите полные и сокращенные графические формулы всех веществ, которые имеют состав C_8H_{18} . Дайте названия полученным изомерам октана.

5. Из предложенных молекулярных формул выпишите формулы предельных углеводородов, C_5H_{12} ; C_7H_{14} ; C_8H_{18} ; $C_{10}H_{22}$; $C_{22}H_{44}$; C_2H_2 ; C_6H_6 ; C_8H_6 ., назовите эти вещества.

Контрольные вопросы:

1. Каковы способы получения алканов?
2. В чем заключается суть синтеза Вюрца?
3. Какой алкан нельзя получить синтезом Вюрца?
4. Какие виды номенклатуры вы знаете?
5. Составить структурные формулы 2-метилпропана, 2,3-диметил, 3,3-димэтилгексана.
6. Можно ли из бутена получить пентан?

Практическая работа №3 «Непредельные углеводороды: алкадиены»

Цель: сформировать знания о химических свойствах, развить практические навыки составления структурных формул алкадиенов и умение им давать название.

Алкадиены (диены, диеновые углеводороды) – соединения, в молекулах которых присутствуют две двойные связи. Общая формула C_nH_{2n-2} .

Классификация диенов

Кумулированные диены – соединения, в молекулах которых две двойные связи расположены у одного и того же атома углерода: $CH_2=C=CH-CH_2-CH_3$ (*пентадиен-1,2*)

Сопряженные диены – соединения, в молекулах которых две двойные связи разделены одной простой связью: $CH_2=CH-CH=CH-CH_3$ (*пентадиен-1,3*)

Изолированные диены – соединения, в молекулах которых две двойные связи разделены более чем одной простой связью. $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ (*пентадиен-1,4*)

Строение сопряженных диенов

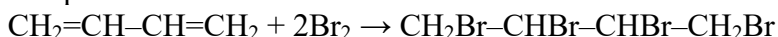
Рассмотрим строение сопряженного алкадиена бутадиена-1,3. Молекула имеет плоское строение. Все 4 атома С в sp^2 -гибридизации, 2 двойных связи. Однако длина этих двойных связей (0,135 нм) больше, чем у алкена (0,133 нм), а простая связь между атомами углерода (0,146 нм) короче, чем связь С-С в алканах (0,154 нм).

Происходит частичное перекрывание π -электронных облаков между 2-м и 3-м атомами углерода, и четыре p -орбитали образуют единое π -электронное облако. Такой тип перекрывания орбиталей называют **сопряжением**. Четыре электрона не локализованы попарно на двойных связях, а распределены вдоль всей цепи – **делокализованы**.

Свойства сопряженных диенов

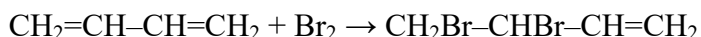
Типичные реакции – электрофильное присоединение.

Реакция с избытком брома:

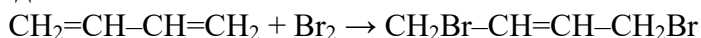


При взаимодействии 1:1 образуется смесь.

Обычное присоединение:



Сопряженное присоединение:



При сопряженном присоединении π -электронное облако диена участвует в реакции присоединения как единое целое.

Получение диенов

1. В промышленности бутадиен-1,3 и изопрен получают каталитическим дегидрированием

бутана и 2-метилбутана, выделенных из фракций нефтеперегонки.

2. Бутадиен-1,3 в промышленности получают из этилового спирта по методу С. В. Лебедева.

3. Лабораторный способ – реакции отщепления, например.

Применение диенов и терпенов

В промышленности диены используют для получения синтетического каучука.

Углеводороды, содержащие две и более двойные связи в молекуле – **терпены** – широко распространены в растительных организмах, часто обладают приятным запахом. Смеси терпенов используют в производстве духов и ароматических отдушек, а также в медицине.

Жизненно важен для человека *b-каротин*, который превращается в организме в витамин А, он содержится в красных и желтых плодах (рис. 3). Красный цвет *b*-каротина обусловлен длинной цепочкой сопряженных двойных связей.

Задания:

1. Составьте структурные формулы углеводородов: а) 3-изопропил-4,5-диметилгептен-2; б) 1,2-дихлор-4-этилоктадиен-2,3.
2. Напишите структурные формулы двух гомологов и двух изомеров пентена-1 и дайте им названия.
3. Осуществите превращения: бутан→2-хлорбутан→бутен-2→бутан→дивинил→углекислый газ.
4. Решите задачу: Определите молекулярную формулу углеводорода, если массовая доля углерода в нем равна 85,7%, а плотность этого вещества составляет 1, 25 г/л.
5. 2. Какие из перечисленных диенов могут существовать в виде цис- и трансизомеров:
а). бутадиен-1,3;
б). 2-метилбутадиен-1,3;
в). пентадиен-1,3;
г). гексадиен-2,4;
д). 2,3-диметилбутадиен-1,3 ?
6. Изопрен можно получить двухстадийным дегидрированием . . .
а) н-бутана
б) изобутана
в) 2,3-диметилбутана
г) 2-метилбутана
7. Какое соединение является продуктом неполного бромирования бутадиена-1,3?
а) 1,2-дибромбутен-2
б) 3,4-дибромбутен-1
в) 1,4-дибромбутен-2
г) 2,3-дибромбутен-1

Практическая работа №4

«Природные источники углеводородов и их переработка»

Цель: изучить природные источники углеводородов, основы их переработки. Раскрыть существующие взаимосвязи (природа сырья - химизм процесса; свойства продукта – его применение).

В природе углеводороды встречаются в виде нефти, природного газа, каменного угля.

Нефть — маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета с характерным запахом природного происхождения, состоящая из смеси различных углеводородов

Состав: алканы, циклоалканы, арены (ароматические углеводороды), азот, сера, вода и др.

Нефтепродукты: 1) светлые (бензин, керосин, лигран), 2) темные (мазут)

Продукты получаемые из мазута: смазочные масла, вазелин, парафин, асфальтовые вещества, гудрон.

Природный газ — бесцветный газ, состоящий из смеси различных углеводородов (преимущественно из метана).

До 99% метана, остальное этан, пропан, бутан, азот, углекислый газ, вода и т.д.

Применение: топливо (выделяется теплота Q), в быту, сырье для химической промышленности, получают сажу (C), водород, ацетилен, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты, галогенопроизводные углеводородов и др.

Попутно-нефтяной газ содержит до 42% метана, остальные другие углеводороды.

Его делят на смеси:

-газовый бензин – состоит из пентана и гексана, применяется как топливо для двигателей внутреннего сгорания

- пропан-бутановая смесь – применяется как сжиженный газ в виде топлива (в быту и для заполнения зажигалок)

- сухой газ – метан и немного этана, применяется в качестве топлива или как сырье для химической промышленности.

Каменный уголь — твердое горючее полезное ископаемое, которое имеет сложный состав.

Состав нефти

В зависимости от месторождения нефть имеет различный состав. В неё могут входить: алканы, циклоалканы, ароматические углеводороды.

Фракции нефти

Фракция, собираемая от 40 до 200°C — фракция бензинов — содержит углеводороды от C_6H_{12} до $C_{11}H_{24}$.

1. Лигроиновая фракция, собираемая в пределах от 150 до 250 °C, содержит углеводороды от C_8H_{18} до $C_{14}H_{30}$.
2. Керосиновая фракция включает углеводороды от $C_{12}H_{26}$ до $C_{18}H_{38}$ с температурой кипения от 180 до 300°C.
3. В следующей фракции получают газойль (выше 275°C) — дизельное топливо.
4. Остаток после перегонки нефти – мазут – содержит углеводороды с большим числом атомов углерода (до многих десятков) в молекуле. После отгонки остается гудрон. Его применяют в дорожном строительстве.

Перегонка нефти

Перегонка – это разделение нефти на отдельные фракции по температуре кипения.

Перегонка нефти осуществляется в **ректификационной колонне**.

Процесс осуществляется в двух аппаратах: В трубчатой печи нефть нагревается до 320-350 °C и поступает в ректификационную колонну.

Внутри она имеет горизонтальные перегородки с отверстиями, так называемые тарелки.

Пары нефти подаются в колонну и поднимаются вверх, при этом постепенно охлаждаются и сжижаются.

Менее летучие углеводороды конденсируются внизу, образуя **газойлевую** фракцию.

Выше собирается **керосин**, а затем — **лигроин**. Наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и сжижаются, образуя **бензин**.

Главный недостаток перегонки нефти — малый выход бензина (не более 20%).

Мазут перегоняют в таких же 2-ух аппаратах при вакууме (получают смазочные масла, вазелин, парафин, гудрон).

Крекинг нефтепродуктов

Крекинг — расщепление углеводородов с длинной цепью на углеводороды с меньшей относительной молекулярной массой.

Такой процесс называется **крекингом** (по англ. crack – расщеплять). Промышленный метод крекинга был изобретен русским инженером В. Г. Шуховым в 1891 г.

Процесс крекинга происходит с разрывом углеродных цепей и образованием более простых предельных и непредельных углеводородов.

Например, при крекинге гексадекана образуются октан и октен:



Образовавшиеся вещества могут разлагаться далее. При крекинге октана могут образоваться бутан и бутен:



А при крекинге бутана образуются этан и этилен:



Различают два основных вида крекинга:

Термический крекинг:

Расщепление углеводородов производится при высокой температуре (470—550°C) и давлении.

Бензин термического крекинга содержит много непредельных углеводородов и обладает большей детонационной стойкостью, чем бензин прямой перегонки. Он менее устойчив при хранении, так как непредельные углеводороды легко окисляются и полимеризуются. Поэтому к бензину термического крекинга добавляют антиокислители.

Каталитический крекинг:

Расщепление углеводородов происходит при несколько более низкой температуре (450-500°C) с применением катализаторов (алюмосиликатов). Процесс происходит с большей скоростью, чем при термическом крекинге. Бензин каталитического крекинга более высокого качества, чем бензин термического крекинга, так как наряду с реакциями расщепления идет изомеризация и образуются разветвленные углеводороды, которые еще более повышают детонационную стойкость бензина. В бензине каталитического крекинга непредельных углеводородов содержится меньше, и поэтому он более устойчив при хранении.

Еще есть **пиролиз** – термическое разложение (при температуре 750) углеводородов на более летучие вещества, используется 2 аппарата (печь и колонна) – получают алкены, содержащие двойную связь.

Ароматизация нефти

Превращение предельных углеводородов и циклоалканов нефти в ароматические углеводороды. Также ароматизацию называют **риформингом**.

Так как в нефти содержатся также производные циклогексана, например, метилциклогексан, то из него при этих же условиях образуется метилбензол (толуол).

Переработка каменного угля

Каменный уголь подвергают **коксованию**. Это нагревание без доступа воздуха при температуре 1000-1400°C. При коксовании образуется **кокс** (почти чистый углерод), **коксовый газ** (состоит преимущественно из водорода и метана), аммиак, деготь, ароматические углеводорода и др.

Аммиачная вода – из нее готовят удобрения

Каменно-угольная смола – из нее получают ароматические соединения (бензол, толуол, фенол и др.)

Кокс (C) – применяется в доменных печах при производстве чугуна в качестве топлива и как восстановление железа из его оксида.

Контрольные вопросы:

1. Какие главные природные источники углеводородов вам известны?
2. Каков состав природного газа? Покажите на географической карте важнейшие месторождения: а) природного газа; б) нефти; в) каменного угля.
3. Какие преимущества по сравнению с другими видами топлива имеет природный газ? Для каких целей используется природный газ в химической промышленности?

4. Напишите уравнения реакций получения: а) ацетилена из метана; б) хлоропренового каучука из ацетилена; в) тетрахлорметана из метана.
5. Чем отличаются попутные нефтяные газы от природного газа?
6. Охарактеризуйте основные продукты, получаемые из попутных нефтяных газов. Для каких целей они используются?
7. Охарактеризуйте рост добычи: а) газа; б) нефти; в) каменного угля.
8. Назовите важнейшие нефтепродукты и укажите области их применения. Чем различаются важнейшие нефтепродукты по химическому составу?
9. Какие смазочные масла используются на производстве?
10. Как осуществляется перегонка нефти?
11. Что такое крекинг нефти? Составьте уравнения реакций расщепления углеводородов C_8H_{18} и $C_{12}H_{26}$ при этом процессе.
12. Почему при прямой перегонке нефти удастся получить не более 20% бензина?
13. Чем отличается процесс крекинга нефти от процесса ее перегонки?
14. Чем отличается термический крекинг от каталитического? Дайте характеристику бензинов термического и каталитического крекингов.
15. Как практически можно отличить крекинг-бензин от бензина прямой перегонки?
16. Чем отличается состав газов термического и каталитического крекингов? Для каких целей эти газы используются?
17. Что такое ароматизация нефти? Составьте уравнения реакций, поясняющих этот процесс.
18. Какие основные продукты получают при коксовании каменного угля?
19. Как получают кокс и где его используют?

Практическая работа №5 «Одноатомные спирты»

Цель: познакомиться с физическими и химическими свойствами одноатомных спиртов, изучить особые свойства многоатомных спиртов.

Атомы водорода в углеводородах могут быть замещены на группы атомов, которые определяют не только принадлежность вещества тому или иному классу соединений, но и его физические и химические свойства. Такие группы называют *функциональными*.

Производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу – OH, называют *спиртами*.

В зависимости от типа углеводородного радикала спирты подразделяют на *предельные* и *непредельные*.

Предельными одноатомными спиртами (алканолами) называют органические соединения, содержащие гидроксильную группу – OH, связанную с алкильным радикалом: $C_nH_{2n+1}-OH$

Электронное и пространственное строение гидроксильной группы. Атом кислорода в невозбужденном состоянии имеет конфигурацию внешнего электронного уровня $2s^2 2p^4$; из шести электронов два являются неспаренными:

Считают что атом кислорода в спиртах находится в состоянии sp^3 - гибридизации. За счет двух неспаренных электронов на sp^3 -орбиталях атом кислорода образует две ковалентные полярные связи с атомами водорода и углерода. На двух других орбиталях кислород содержит две пары электронов. Гидроксильная группа имеет угловую форму:

Атом кислорода за счет высокой электроотрицательности несет частичный отрицательный заряд. Атомы углерода и водорода обеднены электронной плотностью и имеют частичный положительный заряд. Таким образом, спирты представляют собой полярные соединения.

Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Изомерия. Первым представителем гомологического ряда предельных одноатомных спиртов является метиловый спирт

Начиная с третьего члена гомологического ряда, у спиртов появляется изомерия положения функциональной группы, а с четвертого – изомерия углеродного скелета.

Номенклатура. Если *гидроксильная группа* находится у *первичного* углеродного атома, спирт называют *первичным*, если у *вторичного* – *вторичным*, у *третичного* – *третичным*. Общая формула гомологического ряда алканолов $C_nH_{2n+1}OH$.

В соответствии с правилами и международной номенклатуры при названии спиртов выбирают самую длинную цепочку углеродных атомов и нумеруют с того конца, к которому ближе гидроксильная группа. Основой служит название соответствующего углеводорода с добавлением суффикса «-ол-». Цифра после названия указывает положение гидроксильной группы в цепи.

Физические свойства. В гомологическом ряду предельных одноатомных спиртов нет газообразных веществ. Это связано с тем, что молекулы спиртов в значительной степени ассоциированы, т. е. связаны друг с другом водородными связями.

Этим объясняются более высокие по сравнению с соответствующими алканами температуры кипения и плавления. Спирты до C_{12} – **жидкости**, высшие спирты – *твердые вещества*.

Жидкие спирты бесцветные; обладают характерным запахом. Метанол и этанол смешиваются с водой в любых соотношениях. С увеличением молекулярной массы растворимость спиртов падает. Твердые спирты в воде практически не растворимы и лишены запаха. **Метанол очень ядовит**. Небольшие его количества вызывают слепоту и смерть.

Получение и химические свойства предельных одноатомных спиртов

Способы получения алканолов. Все способы получения предельных одноатомных спиртов можно разделить на общие и специфические. К общим свойствам относят гидролиз галогеналканов, гидратацию алкенов, восстановление альдегидов; к специфическим - отдельные способы получения метанола и этанола.

1. **Гидролиз галогеналканов.** При взаимодействии галогенпроизводных предельных углеводородов с водными растворами щелочей атом галогена замещается на гидроксильную группу. Этим способом можно получать спирты любого строения: первичные, вторичные, третичные.

2. **Гидратация алкенов.** В присутствии кислот молекула воды присоединяется по двойной углерод-углеродной связи этиленовых углеводородов с образованием спирта. Присоединение протекает по правилу Марковникова: атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода двойной связи:

3. **Восстановление карбонильных соединений.** При пропускании смеси паров альдегида с водородом над никелевым катализатором происходит присоединение водорода по двойной связи углерод – кислород с образованием спирта.

4. **Получение метанола.** В промышленности метиловый спирт получают из водяного газа – смеси оксида углерода (II) и водорода.

Реакцию ведут при температуре $250 - 300^{\circ}C$ в присутствии катализатора оксида цинка или оксида хрома(III).

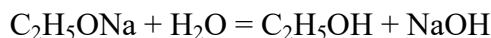
5. **Получение этанола.** Специфическим способом получения этилового спирта является брожение растворов, содержащих сахаристые вещества, например сахарозу или глюкозу. Так, глюкоза в водном растворе под действием ферментов (органических катализаторов белковой природы) претерпевает спиртовое брожение, превращаясь в этиловый спирт.

Химические свойства спиртов. Спирты могут реагировать с разрывом связей O – H или O – C в первом случае они проявляют очень слабые кислотные свойства. Водные растворы спиртов не действуют на индикаторы.

1. **Реакции замещения атома водорода.** Подобно слабым кислотам спирты

взаимодействуют со щелочными металлами с образованием солей – *алкоголятов* – и выделением водорода. Например, металлический натрий реагирует с этиловым спиртом, образуя этилат натрия.

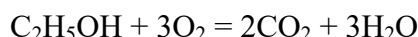
Алкоголяты щелочных металлов легко реагируют с водой, в результате чего образуется исходный спирт и щелочь:



2. *Реакция этерификации.* Важнейшим свойством спиртов является образование сложных эфиров с карбоновыми кислотами.

Реакции этерификации протекают в присутствии сильных кислот в качестве катализатора и являются обратимыми.

3. *Горение спиртов.* Спирты горят на воздухе бледно-голубым пламенем с выделением большого количества теплоты:



Этиловый спирт рассматривают как альтернативное бензину автомобильное топливо.

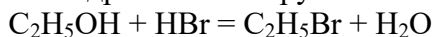
4. *Дегидратация спиртов.* При нагревании спиртов с водоотнимающими веществами происходит отщепление молекул воды. Дегидратация может протекать как внутри одной молекулы, так и межмолекулярно.

Внутримолекулярная дегидратация протекает при нагревании спиртов с концентрированной серной кислотой до температуры более 180⁰С:

Из этилового спирта таким способом можно получить этилен. Метанол в подобную реакцию не вступает.

Межмолекулярная дегидратация спиртов происходит при более низких температурах (менее 140⁰С). В этом случае одна молекула воды отщепляется от двух молекул спирта и образуются соединения, относящиеся к классу простых эфиров. Они являются межклассовыми изомерами спиртов.

5. *Взаимодействие с галогеноводородными кислотами.* Спирты взаимодействуют с хлор- и бромоводородной кислотой. При этом гидроксильная группа замещается на атом галогена:



Применение спиртов. Многие спирты используют для получения сложных эфиров. Их применяют в пищевой промышленности в качестве ароматизаторов, отдушек и растворителей, в парфюмерии. Метанол используют для производства формальдегида, некоторых лекарственных веществ. Его применяют также в качестве растворителя лаков и красок. *Метанол очень ядовит.* Он является нервно-сосудистым ядом. При попадании в организм от 5 до 10мл этого вещества наступает паралич зрения вследствие поражения сетчатки глаз; доза 30мл и более вызывает смерть. Наиболее широкое применение имеет этиловый спирт. В больших количествах его используют при производстве синтетического каучука. Этиловый спирт является растворителем и исходным материалом для производства лаков, медикаментов, душистых веществ, из него получают диэтиловый эфир, сложные эфиры, красители. В медицине этанол применяют как дезинфицирующее средство и растворитель для многих лекарственных форм. В ряде стран этанол используют в качестве альтернативного топлива для двигателей внутреннего сгорания.

Большое количество этилового спирта потребляет пищевая промышленность.

Алкогольные напитки могут на некоторое время улучшить самочувствие человека. Они помогают ему справиться со стрессом и расслабиться, привести в радостное состояние, снять напряжение, волнение, развеять тоску. Все эти эффекты связаны с одной и той же особенностью поведения этанола в организме человека: он подавляет активность центральной и периферической нервной системы и тем самым наносит человеку вред, во много раз превосходящий временное улучшение состояния.

Задания:

1. Найти массу калия, вступившего в реакцию с пропанолом-1, если в результате выделилось л водорода (н.у.).

2. Составьте 2-3 уравнения реакций горения различных спиртов.
3. Составьте 2-3 уравнения реакций различных спиртов с галогеноводородами.
4. Составьте 2-3 уравнения реакций различных спиртов со щелочными металлами.
5. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2-метилпропанола-2; б) 2,3-диметилпентанола-3; в) 3-метилбутанола-2.

Контрольные вопросы:

1. Что такое функциональная группа? Какую группу атомов называют гидроксильной?
2. Какие органические вещества называют спиртами? Как их классифицируют? Какие спирты называют предельными одноатомными?
3. Охарактеризуйте электронное строение гидроксильной группы. Как особенности химического строения предельных одноатомных спиртов отражаются на их физических свойствах?
4. Приведите названия и формулы первых пяти представителей гомологического ряда предельных одноатомных спиртов. Назовите вещества. Какова общая формула алканолов?
5. Приведите не менее трех способов получения этилового спирта. Какие из этих способов можно использовать для получения гомологов этанола?

Практическая работа №6 «Фенолы»

Цель: изучить физические и химические свойства фенола.

Гидроксисоединения – это органические вещества, молекулы которых содержат, помимо углеводородной цепи, одну или несколько **гидроксильных групп ОН**.

Гидроксисоединения делят на спирты и фенолы.

Спирты – это гидроксисоединения, в которых группа ОН соединена с **алифатическим углеводородным радикалом R-ОН**.

Если гидроксогруппа ОН соединена с **бензольным кольцом**, то вещество относится к **фенолам**.

Общая формула предельных нециклических спиртов: $C_nH_{2n+2}O_m$, где $m \leq n$.

Классификация фенолов

По числу гидроксильных групп:

- **фенолы с одной группой ОН** — содержат одну группу -ОН. Общая формула $C_nH_{2n-7}ОН$ или $C_nH_{2n-6}O$.
- **фенолы с двумя группами ОН** — содержат две группы ОН. Общая формула $C_nH_{2n-8}(ОН)_2$ или $C_nH_{2n-6}O_2$.

Строение фенолов

В **фенолах** одна из неподеленных электронных пар кислорода участвует в **сопряжении с π -системой бензольного кольца**, это является главной причиной отличия свойств фенола от спиртов.

Химические свойства фенолов

Сходство: как фенол, так и спирты реагируют с щелочными металлами с выделением водорода.

Отличия:

- фенол **не реагирует с галогеноводородами**: ОН- группа очень прочно связана с

бензольным кольцом, её нельзя заместить;

- фенол **не вступает в реакцию этерификации**, эфиры фенола получают косвенным путем;
- фенол **не вступает в реакции дегидратации**.

фенол обладает более сильными кислотными свойствами и **вступает в реакцию со щелочами**.

1. Кислотные свойства фенолов

Фенолы являются более сильными кислотами, чем спирты и вода, т. к. за счет участия неподеленной электронной пары кислорода в сопряжении с π -электронной системой бензольного кольца полярность связи О–Н увеличивается.

Раствор фенола в воде называют «карболовой кислотой», он является слабым электролитом.

1.1. Взаимодействие с раствором щелочей

В отличие от спиртов, **фенолы реагируют с гидроксидами щелочных и щелочноземельных металлов**, образуя соли – феноляты.

Так как фенол – более слабая кислота, чем соляная и даже угольная, его можно получить из фенолята, вытесняя соляной или угольной кислотой.

1.2. Взаимодействие с металлами (щелочными и щелочноземельными)

Фенолы взаимодействуют с **активными металлами (щелочными и щелочноземельными)**. При этом образуются феноляты. При взаимодействии с металлами фенолы ведут себя, как кислоты.

2. Реакции фенола по бензольному кольцу

Наличие ОН-группы в бензольном кольце (ориентант первого рода) приводит к тому, что фенол гораздо легче бензола вступает в реакции замещения в ароматическом кольце.

2.1. Галогенирование

Фенол легко при комнатной температуре (без всякого катализатора) взаимодействует с бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-трибромфенола (качественная реакция на фенол).

2.2. Нитрование

Под действием 20% азотной кислоты HNO_3 фенол легко превращается в смесь *орто*- и *пара*-нитрофенолов.

3. Поликонденсация фенола с формальдегидом

С формальдегидом фенол образует фенолоформальдегидные смолы.

4. Взаимодействие с хлоридом железа (III)

При взаимодействии фенола с хлоридом железа (III) образуются комплексные соединения железа, которые окрашивают раствор в **сине-фиолетовый цвет**. Это **качественная реакция на фенол**.

5. Гидрирование (восстановление) фенола

Присоединение водорода к ароматическому кольцу.

Продукт реакции – циклогексанол, вторичный циклический спирт.

Получение фенолов

1. Взаимодействие хлорбензола с щелочами

При взаимодействии обработке хлорбензола избытком щелочи при высокой температуре и давлении образуется водный раствор фенолята натрия.

При пропускании углекислого газа (или другой более сильной кислоты) через раствор

фенолята образуется фенол.

2. Кумольный способ

Фенол в промышленности получают из кумола каталитическим окислением.

Первый этап процесса – получение кумола алкилированием бензола пропеном в присутствии фосфорной кислоты.

Второй этап – окисление кумола кислородом. Процесс протекает через образование гидропероксида изопропилбензола.

3. Замещение сульфогруппы в бензол-сульфокислоте

Бензол-сульфокислота реагирует с гидроксидом натрия с образованием фенолята натрия. Получается фенолят натрия, из которого затем выделяют фенол.

Задания:

1. Вычислите массу фенола, которую можно получить из 1500 г 25 % раствора фенолята натрия. Каким веществом следует обработать имеющийся раствор? Напишите уравнение реакции.
2. Для нейтрализации смеси фенола и уксусной кислоты потребовалось 23,4 мл 20 % раствора гидроксида калия (плотность 1,2 г/мл). При взаимодействии исходной смеси с бромной водой образовалось 16,55 г осадка. Каков состав исходной смеси (в граммах)?
3. 14,7 г смеси фенола и ароматического углеводорода - гомолога бензола обработали бромной водой. При этом выпало 33,1 г осадка. Определите формулу углеводорода, если известно, что молярное отношение фенола к углеводороду равно 2:1. Напишите структурные формулы изомерных ароматических углеводородов.
4. При действии металлического натрия на смесь массой 17,45 г, состоящую из фенола и 2-хлорэтанола, выделился водород в количестве, необходимом для восстановления оксида меди (I), массой 14,4 г. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.
5. Какой объем 9,4 % раствора фенола в этаноле (плотность 0,9 г/мл) должен прореагировать с избытком металлического натрия, чтобы выделившимся водородом можно было полностью каталитически гидрировать ацетилен объемом 2,56 мл (н.у.)?

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются многоатомными спиртами? Фенолами? Ароматическими спиртами?
2. Чем объяснить, что этиленгликоль и глицерин - жидкости, сравнительно высоко кипящие и хорошо растворимые в воде?

Практическая работа №7 «Сложные эфиры. Жиры»

Цель: изучить строение и свойства сложных эфиров как производных спиртов и карбоновых кислот; выяснить химическую природу жиров, познакомиться с их применением, получением и биологической ролью.

Сложные эфиры — это вещества, которые образуются в результате взаимодействия органических или кислородсодержащих неорганических кислот со спиртами (реакции этерификации).

Общая формула сложных эфиров одноатомных спиртов и одноосновных карбоновых кислот:

$R-COO-R_1$, где R и R_1 углеводородные радикалы, исключение – эфиры муравьиной кислоты $H-COO-R_1$.

Сложные эфиры – жидкости, обладающие приятными фруктовыми запахами. В воде они растворяются очень мало, но хорошо растворимы в спиртах. Сложные эфиры очень распространены в природе. Они даже могут находиться в коре некоторых деревьев.

Эфиры высших одноосновных кислот и высших одноатомных спиртов – основа природных восков. Воски не растворяются в воде. Их можно формовать в нагретом состоянии. Примерами животных восков могут служить пчелиный воск. Пчелиный воск содержит сложный эфир пальмитиновой кислоты и мирицилового спирта (мирицилпальмитат): $CH_3(CH_2)_{14}-CO-O-(CH_2)_{29}CH_3$.

Сложные эфиры могут быть получены при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (*реакция этерификации*). Катализаторами являются минеральные кислоты.

Обратный процесс – расщепление сложного эфира при действии воды с образованием карбоновой кислоты и спирта – называют гидролизом сложного эфира.

Гидролиз в присутствии щелочи протекает необратимо (т.к. образующийся отрицательно заряженный карбоксилат - анион $RCOO^-$ не вступает в реакцию с нуклеофильным реагентом – спиртом).

Эта реакция называется **омылением** сложного эфира.

Применение сложных эфиров очень разнообразно.

Их применяют в промышленности в качестве растворителей и промежуточных продуктов при синтезе различных органических соединений. Сложные эфиры с приятным запахом используют в парфюмерии и пищевой промышленности. Сложные эфиры часто служат исходными веществами в производстве многих фармацевтических препаратов.

ЖИРЫ

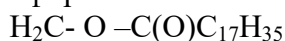
Важнейшими представителями сложных эфиров являются жиры.

В 1854 французский химик **Марселен Бертло** (1827–1907) провел реакцию этерификации, то есть образования сложного эфира между глицерином и жирными кислотами, и таким образом впервые синтезировал жир.

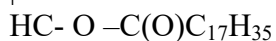
Впервые химический состав жиров определил в начале прошлого века французский химик **Мишель Эжен Шеврёль**, основоположник химии жиров. Действуя водными растворами кислот и щелочей на различные жиры, он получил в результате реакции гидролиза (омыления) открытый еще Шееле глицерин и неизвестные ранее химические соединения – различные жирные кислоты, многим из которых он и дал названия. А «сладкое масло» Шееле Шеврёль назвал глицерином.

На основании этих экспериментов сделали вывод, что **жиры (триглицериды)** – это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.

Жиры, как это не удивительно, тоже относятся к сложным эфирам. В их образовании участвуют стеариновая кислота $C_{17}H_{35}COOH$ (или близкие к ней по составу и строению другие жирные кислоты) и трехатомный спирт глицерин $C_3H_5(OH)_3$. Вот как выглядит схема молекулы такого эфира:



|



|

$H_2C-O-C(O)C_{17}H_{35}$ тристеарин, эфир глицерина и стеариновой кислоты, тристеарат глицерина.

Жиры имеют сложное строение – это подтверждает модель молекулы тристеарата.

Физические свойства

Химические свойства жиров

1. Присоединение галогенов (взаимодействие с бромной водой).

Бромная вода в результате этой реакции обесцвечивается.

1. Гидрирование:

Для жиров, содержащих остатки ненасыщенных карбоновых кислот, характерны все реакции непредельных соединений. Они обесцвечивают бромную воду, вступают в другие реакции присоединения. Наиболее важная в практическом плане реакция – гидрирование жиров. Гидрированием жидких жиров получают твердые сложные эфиры. Именно эта реакция лежит в основе получения маргарина – твердого жира из растительных масел.

1. Гидролиз

В зависимости от условий гидролиз бывает:

1. **Водный** (без катализатора, при высоких температуре и давлении),
2. **Кислотный** (в присутствии кислоты в качестве катализатора),
3. **Ферментативный** (происходит в живых организмах).

1. Щелочной (под действием щелочей).

Мыла – натриевые или калиевые соли ВКК.

Натриевые соли являются основным компонентом **твердого мыла**, **калиевые соли** – **жидкого мыла**.

Исходным сырьем для получения мыла служат растительные масла (подсолнечное, хлопковое и др.), животные жиры, а также гидроксид натрия или кальцинированная сода. Растительные масла предварительно подвергаются гидрогенизации, т. е. их превращают в твердые жиры. Применяются также заменители жиров — синтетические карбоновые жирные кислоты с большей молекулярной массой.

Биологическая роль жиров

Жиры нам необходимы, точно так же, как белки и углеводы: они источник энергии и носители незаменимых веществ. И первые среди незаменимых - жирные кислоты с несколькими двойными связями в молекуле. Если организм лишит их, замедлится развитие организма в целом, будет угнетена репродуктивная функция, начнутся проблемы со здоровьем. У детей жиры и вовсе служат главным строительным материалом для развивающегося мозга. Наконец, целый ряд необходимых витаминов растворяется только в жирах и без них не усваивается организмом. Жиры выполняют различные функции:

- строительная (входят в состав клеточных мембран);
- энергетическая (1 г жира при окислении дает 9 ккал энергии);
- защитная (теплорегуляционная, механическая защита органов);
- запасная (запас энергии и воды);
- регулирующая (обмен веществ в организме).

Применение жиров

Многие жиры при стоянии на воздухе **прогоркают** – приобретают неприятный запах и вкус, так как при этом образуются кетоны и альдегиды. Такой процесс стимулируется железом, поэтому нельзя оставлять масло в сковороде до следующего дня. Для предотвращения его применяют антиоксиданты.

Прокисание жира связано с гидролизом его. Кислый вкус обусловлен появлением карбоновых кислот.

Весьма важными являются реакции полимеризации масел. По этому признаку растительные масла делят на высыхающие, полувсыхающие и невысыхающие. Высыхающие в тонком слое образуют блестящие тонкие пленки. На этом основано использование этих масел для

приготовления лаков и красок (льняное). К полувывсыхающим относятся, например, подсолнечное, а к невысыхающим относится оливковое, содержащее мало непредельных кислот.

Контрольные вопросы:

1. Что называется жирами?
2. Какие кислоты входят в состав жиров?
3. Что такое гидролиз жира?
4. Что такое гидрирование жира?
5. Что такое реакция омыления?
6. Каковы функции жиров в организме?
7. Что называется сложными эфирами?

Практическая работа №8 «Аминокислоты»

Цель: изучить основные химические свойства аминокислот.

Аминокислоты – органические вещества, в молекулах которых содержатся две функциональные группы: аминогруппа и карбоксильная группа.

Общая формула молекул аминокислот: $\text{—NH}_2\text{—R—COOH}$,

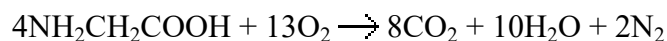
где R – двухвалентный радикал.

В твердом состоянии и частично в растворах аминокислоты представляют собой «внутренние соли», то есть состоят из биполярных ионов $+\text{NH}_3\text{—R—COO}^-$, образующихся при обратимом переносе протона (H^+) от карбоксильной группы к аминогруппе.

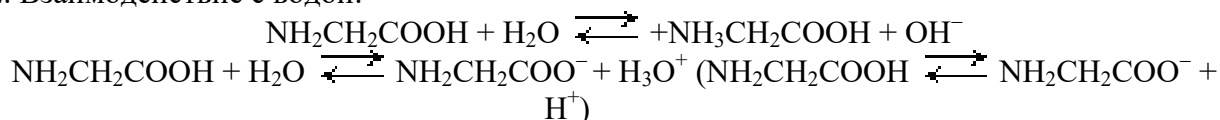
Общая формула предельных аминокислот с одной карбоксильной и одной аминогруппой – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$.

Химические свойства аминокислот

1. Горение:

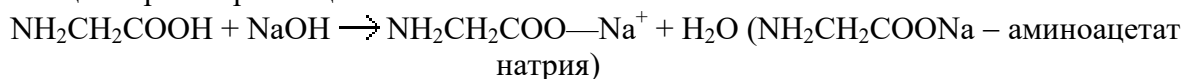


2. Взаимодействие с водой:

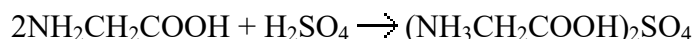


Аминокислоты – амфотерные органические вещества. В водных растворах большинства аминокислот среда слабокислотная.

3. Реакции с растворами щелочей:



4. Реакции с растворами кислот:



глицин (сульфат глицина)

5. Этерификация

6. Конденсация.

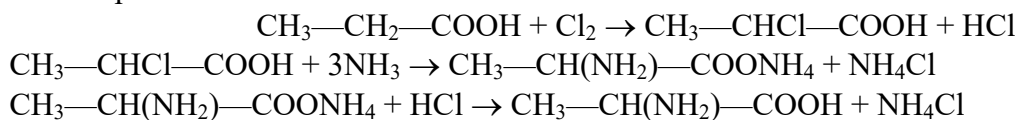
Группа —CO—NH— называется амидной группой, а образующиеся полимеры – полиамидами.

Полиамиды α -аминокислот называются пептидами. В зависимости от числа остатков аминокислот различают дипептиды, трипептиды, полипептиды. В таких соединениях группы —CO—NH— называют пептидными группами, а связь C—N – пептидной связью.

К полипептидам относятся белки. В их молекулах присутствуют остатки не одной, а нескольких аминокислот. При гидролизе белков (в кислотной среде или под действием ферментов) образуется смесь аминокислот.

Получение α -аминокислот.

1. Из карбоновых кислот:



2. Гидролиз белков.

Задание:

1. Написать уравнение реакции, подтверждающие химические свойства аминокислоты.
2. Вычислите массу бромной воды с массовой долей брома 3,5%, которая потребуется для полного взаимодействия со 150 г 2%-го раствора метиланилина.
3. В чем проявляется двойственность химических реакций аминокислот?
4. Напишите реакции получения аминокислот.
5. Какие вещества называются аминокислотами?

Практическая работа №9 «Белки»

Цель: ознакомиться с природными полимерами (белки).

Белки – это высокомолекулярные органические соединения, которые состоят из углерода, водорода, кислорода, серы и азота. В состав некоторых белков входит фосфор, а также катионы металлов.

Белки являются биополимерами, которые состоят из мономеров аминокислот. Их молекулярная масса варьируется от нескольких тысяч до нескольких миллионов, в зависимости от количества аминокислотных остатков.

В состав белков входит всего 20 типов аминокислот из 170, найденных в живых организмах.

Отличие между белками и пептидами заключается в количестве аминокислотных остатков. В белках их более 50, а в пептидах менее 50.

В настоящее время выделено несколько сотен различных пептидов, которые выполняют в организме самостоятельную физиологическую роль.

К пептидам относятся:

1. Пептидные антибиотики (грамицидин S).
2. Регуляторные пептиды – вещества, регулирующие многие химические реакции в клетках и тканях организма. К ним относятся: пептидные гормоны (инсулин), окситоцин, стимулирующий сокращение гладкой мускулатуры.
3. Нейропептиды.

В зависимости от строения различают простые и сложные белки.

1. **Простые белки** состоят только из белковой части.

2. **Сложные** имеют небелковую часть.

Если в качестве небелковой части используется углевод, то это **гликопротеиды**.

Если в качестве небелковой части используются липиды, то это **липопротеиды**.

Если в качестве небелковой части используются нуклеиновые кислоты, то это **нуклеопротеиды**.

Белки имеют 4 основных структуры: первичную, вторичную, третичную, четвертичную.

1. Под **первичной структурой** понимают последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи. Она уникальна для любого белка и определяет его форму, свойства и функции.

Значительное совпадение первичной структуры характерно для белков, выполняющих сходные функции. Замена всего лишь одной аминокислоты в одной из цепей может изменить функцию молекулы белка. Например, замена глутаминовой кислоты на валин приводит к образованию аномального гемоглобина и к заболеванию, которое называется серповидноклеточная анемия.

2. **Вторичная структура** – упорядоченное свертывание полипептидной цепи в спираль (имеет вид растянутой пружины). Витки спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами и аминогруппами. Практически все CO- и NH-группы принимают участие в образовании водородных связей.

3. **Третичная структура** – укладка полипептидных цепей в глобулы, возникающая в результате возникновения химических связей (водородных, ионных, дисульфидных) и установления гидрофобных взаимодействий между радикалами аминокислотных остатков.

4. **Четвертичная структура** характерна для сложных белков, молекулы которых образованы двумя и более глобулами.

Утрата белковой молекулой своей природной структуры называется **денатурацией**. Она может возникнуть при воздействии температуры, химических веществ, при нагревании и облучении.

Если при денатурации не нарушены первичные структуры, то при восстановлении нормальных условий белок способен воссоздать свою структуру. Этот процесс носит название **ренатурация**. Следовательно, все особенности строения белка определяются первичной структурой.

Серповидноклеточная анемия – это наследственная болезнь, при которой эритроциты, участвующие в переносе кислорода, выглядят не в виде диска, а принимают форму серпа. Непосредственной причиной изменения формы является небольшое изменение химической структуры гемоглобина (основного компонента эритроцита).

Симптомы: потеря трудоспособности, постоянная одышка, учащенное сердцебиение, пониженный иммунитет.

Одним из признаков серповидноклеточной анемии является желтизна кожных покровов.

Контрольные вопросы:

1. Что представляют собой белки?
2. Почему белки нельзя вывести одной формулой?
3. Что такое пептидная связь?
4. Что происходит при гидролизе белка?
5. Что такое денатурация белка?
6. Что такое ренатурация белка?
7. Каковы функции белков в организме?

Практическая работа №10 «Пластмассы. Каучуки. Волокна»

Цель: изучить свойства пластмасс, каучуков и волокон и ознакомиться с их применением.

Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки.

Высокомолекулярные вещества, состоящие из больших молекул цепного строения, называются **полимерами** (от греч. «поли» — много, «мерос» — часть).

Молекула полимера называется **макромолекулой** (от греч. «*макрос*» — большой, длинный). Молекулярная масса макромолекул достигает десятков — сотен тысяч (и даже миллионов) атомных единиц.

Соединения, из которых образуются полимеры, называются **мономерами**.

Группа атомов, многократно повторяющаяся в цепной макромолекуле, называется ее **структурным звеном**.

Мономеры — низкомолекулярные вещества, из которых образуются полимеры.

Степень полимеризации — число, показывающее количество элементарных звеньев в молекуле полимера.

Степень полимеризации обычно обозначается индексом «*n*» за скобками, включающими в себя структурное (мономерное) звено: $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$.

Классификация полимеров

Полимеры, макромолекулы которых построены строго определенным способом, называют **регулярными**.

Полимер называется **стереорегулярным**, если заместители R в основной цепи макромолекул $(-\text{CH}_2-\text{CHR}-)_n$ расположены упорядоченно.

Стереорегулярные полимеры обладают гораздо лучшими свойствами — пластичностью, прочностью и теплостойкостью; они способны кристаллизоваться, в отличие от нерегулярных.

Классификация по структуре

По структуре полимеры делятся на: **линейные, разветвленные и пространственные**.

Линейные	Разветвленные	Пространственные
Состоят из последовательности повторяющихся звеньев с большим отношением длины молекулы к ее поперечному размеру. <i>Целлюлоза, полиэтилен низкого давления, капрон</i>	Макромолекулы разветвленных имеют боковые ответвления от цепи, называемой главной или основной <i>Крахмал</i>	Химические связи имеются и между цепями, образуя пространственную структуру <i>Резина, фенолформальдегидные смолы</i>

Линейные — макромолекулы состоят из последовательности повторяющихся звеньев с большим отношением длины молекулы к ее поперечному размеру (целлюлоза, полиэтилен низкого давления, капрон).

Разветвленные — макромолекулы которых имеют боковые ответвления от цепи, называемой главной или основной (крахмал).

Сетчатые (пространственные) — химические связи имеются и между цепями (резина, фенолформальдегидные смолы).

Классификация по происхождению

По способу получения полимеры делятся на: **природные, синтетические и искусственные**.

Природные волокна	Синтетические волокна	Искусственные
Непосредственно существуют в природе - хлопок - шерсть - натуральный шелк	Получают полностью химическим путем в реакциях полимеризации и поликонденсации - капрон - нейлон - лавсан	Получают модификацией натуральных полимеров - ацетатное волокно - целлулоид - вискоза

Природные полимеры непосредственно существуют в природе (крахмал, целлюлоза и др.).

Синтетические полимеры получают полностью химическим путем в реакциях полимеризации и поликонденсации (полиэтилен, полихлорвинил, фенол-формальдегидные смолы, метилметакрилат и т.д.). Не имеют аналогов в природе.

Искусственные – получают модификацией натуральных полимеров (вискоза – модифицированная целлюлоза, резина – модификация натурального каучука).

Классификация по химическому характеру

По химическому характеру и составу полимеры и химические волокна бывают: **полиэфирные, полиамидные, элементоорганические (например, кремнийорганические полимеры).**

Полиэфирные полимеры	Полиамидные полимеры	Элементоорганические
Содержат группу -COO- <i>Лавсан</i> (полиэтилентерефталат)	Содержат группу -CO-NH₂— <i>Найлон, капрон</i>	Содержат атомы других хим. элементов (кремний и др.). <i>Кремнийорганические полимеры</i>

Полиэфирные полимеры — содержат группу сложных эфиров -COO-.

Полиамидные полимеры — содержат пептидную связь -CO-NH₂-.

Элементоорганические полимеры — содержат атомы других химических элементов (помимо С, Н, О, N).

Классификация по способу получения

Полимеры получают либо реакциями **полимеризации**, либо **поликонденсацией**.

Полимеризация	Поликонденсация
---------------	-----------------

Это присоединение одних молекул к другим за счет разрыва кратных связей. Побочные продукты, как правило, не образуются. <i>Полиэтилен, полипропилен и др.</i>	Образование полимера происходит за счет реакции замещения. При этом образуется низкомолекулярный побочный продукт. <i>Фенолформальдегидная смола, капрон</i>
--	---

Полимеризация — процесс образования высокомолекулярного вещества(полимера) путём многократного присоединения молекул мономера к активным центрам в растущей молекуле полимера.

Поликонденсация – процесс образования высокомолекулярных соединений, протекающий по механизму замещения и сопровождающийся выделением побочных низкомолекулярных продуктов (обычно это вода).

Свойства полимеров

По свойствам полимеры можно разделить на: **термореактивные, термопластичные и эластомеры.**

Термореактивные	Термопластичные	Эластомеры
Неплавкие и неэластичные материалы. <i>Фенолформальдегидные смолы, полиуретан</i>	Меняют форму при нагревании и сохраняют её. <i>Полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид</i>	Эластичные вещества при разных температурах. <i>Натуральный каучук, полихлоропрен</i>

Термореактивные полимеры — пластмассы, переработка которых в изделия сопровождается необратимой химической реакцией, приводящей к образованию неплавкого и нерастворимого материала.

Например, фенолформальдегидные смолы, полиуретан.

Термопластичные полимеры — меняют форму в нагретом состоянии и сохраняют её после охлаждения.

Например, полиэтилен, полистирол, полихлорвинил и т.д.

Эластомеры – обладают высокоэластичными свойствами в широком интервале температур.

Например, натуральный каучук.

Полимеризация и поликонденсация

Полимеризация

Степень полимеризации — это число, показывающее сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу.

Степень полимеризации обычно обозначается индексом «n» за скобками, включающими в себя структурное (мономерное) звено: $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$

Характерные признаки полимеризации.

1. В основе полимеризации лежит **реакция присоединения**.
2. Полимеризация – **цепная реакция**, включает стадии инициирования, роста и обрыва цепи. Элементный состав (молекулярные формулы) мономера и полимера **одинаков**.

Катализаторами полимеризации могут быть: **металлический натрий, пероксиды, кислород, металлоорганические соединения, комплексные соединения.**

Процесс образования высокомолекулярных соединений при совместной полимеризации двух или более различных мономеров называют **сополимеризацией.**

Контрольные вопросы:

1. Что такое полимеры?
2. На какие группы делятся полимеры?
3. Дать определение пластмассам.
4. Дать определение реакции полимеризации и поликонденсации.
5. Что такое мономер и полимер? В чем их отличие?
6. Назовите известные биополимеры.
7. Какие два вида каучука различают.
8. Что такое вулканизация?
9. Кто получил синтетический каучук?

Практическая работа №11

«Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Цель: Рассмотреть взаимосвязь состава и электронной структуры атомов химических элементов с их положением в ПСХЭ Д.И.Менделеева, периодичность расположения элементов и изменение электронных конфигураций их атомов, отвечающее периодичности изменения их свойств; значение периодического закона для развития науки и диалектико-материального понимания природы.

Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева (современная формулировка): свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда из атомных ядер.

Периодическая система Д.И. Менделеева – графическое выражение периодического закона.

Естественный ряд химических элементов – ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов, или, что то же самое, по возрастанию зарядов ядер этих атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента.

Таблица химических элементов строится путем «разрезания» естественного ряда химических элементов на **периоды** (горизонтальные строки таблицы) и объединения в группы (вертикальные столбцы таблицы) элементов, со сходным электронным строением атомов.

В зависимости от способа объединения элементов в группы таблица может быть **длиннопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом и типом валентных электронов) и **короткопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом валентных электронов).

Группы короткопериодной таблицы делятся на подгруппы (**главные и побочные**), совпадающие с группами длиннопериодной таблицы.

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода.

Число элементов в периодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Большинство элементов восьмого периода получены искусственно, последние элементы этого периода еще не синтезированы. Все

периоды, кроме первого начинаются с элемента, образующего щелочной металл (Li, Na, K и т. д.), а заканчиваются элементом, образующим благородный газ (He, Ne, Ar, Kr и т. д.).

В короткопериодной таблице – восемь групп, каждая из которых делится на две подгруппы (главную и побочную), в длиннопериодной таблице – шестнадцать групп, которые нумеруются римскими цифрами с буквами А или В, например: IA, IIВ, VIA, VIIВ. Группа IA длиннопериодной таблицы соответствует главной подгруппе первой группы короткопериодной таблицы; группа VIIВ – побочной подгруппе седьмой группы: остальные – аналогично.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

Задания

1. Указать элемент, в атоме которого: а) 25 протонов и 13 электронов, б) 41 протон и 20 электронов.
2. Определить два элемента, в атоме которых на последнем энергетическом уровне: а) 4 валентных электрона, б) 7 валентных электронов.
3. Назвать два элемента, в атоме которых: а) 3 энергетических уровня, б) 5 энергетических уровня.
4. Назовите элементы, имеющие следующие электронные формулы:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$,
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$,
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$.
5. Указать местоположение элементов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, напишите электронные формулы атомов данных элементов: а) №37, б) №30, в) №24, г) №50.
6. Чем сходны и чем отличаются по составу изотопы: а) $^{40}_{19}\text{K}$ $^{39}_{19}\text{K}$, б) $^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$.
7. Назовите лишний оксид в ряду: оксид кальция, оксид калия, оксид углерода, оксид магния.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение химического элемента.
2. Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме? Докажите, что атом – электронейтральная частица.
3. Дайте определение изотопа.
4. Число попыток классификации химических элементов до Д.И. Менделеева, считая варианты таблиц, достигало 50. Некоторые из ученых (Л. Мейер, Д. Ньюлендс) очень близко подошли к открытию закона. И все же им не удалось довести свои попытки до завершения. Укажите основной недостаток в работах всех предшественников Д.И. Менделеева.
5. Что положил в основу классификации химических элементов Д.И. Менделеев?
6. Назовите дату открытия периодического закона и его современную формулировку.
7. Кем и где работал Д.И. Менделеев во время своего великого открытия?
8. Кого Д.И. Менделеев называл «укрепителями» периодического закона?

Практическая работа №12 «Строение атомов»

Цель: обобщить знания об электронном строении атомов химических элементов; закрепить умения и навыки составления электронных формул атомов химических элементов, а также их графических изображений. Отработать основные понятия: «электронное облако», «атомная орбиталь», «радиус».

Атом состоит из **атомного ядра** и **электронной оболочки**.

Ядро атома состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0). У атома водорода ядро состоит из одного протона.

Число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов). $N(p^+) = Z$

Сумма числа нейтронов $N(n^0)$, обозначаемого просто буквой N , и числа протонов Z называется **массовым числом** и обозначается буквой A .

$$A = Z + N (6)$$

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (e^-).

Число электронов $N(e^-)$ в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов Z в его ядре.

Химический элемент – вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре).

Изотоп – совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре).

Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Обозначение отдельного атома или изотопа.

Атомная орбиталь – состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали – □. Каждой орбитали соответствует электронное облако.

Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: s , p , d и f .

Орбитали одного слоя образуют **электронный («энергетический») уровень**, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов.

Однотипные орбитали одного уровня группируются в **электронные (энергетические) подуровни**:

s -подуровень (состоит из одной s -орбитали), условное обозначение – □.

p -подуровень (состоит из трех p -орбиталей), условное обозначение – □□□.

d -подуровень (состоит из пяти d -орбиталей), условное обозначение – □□□□□.

f -подуровень (состоит из семи f -орбиталей), условное обозначение – □□□□□□□.

Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы.

При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: $2s$, $3p$, $5d$ означает s -подуровень второго уровня, p -подуровень третьего уровня, d -подуровень пятого уровня.

Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня n . Общее число орбиталей на одном уровне равно n^2 . Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также n^2 .

Обозначения: □ – свободная орбиталь (без электронов),

- - орбиталь с неспаренным электроном,

↑↓ – орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны в приложении 2):

Валентные электроны – электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Ca внешние электроны – $4s^2$, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны – $4s^2$, но у него

есть $3d^6$, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция – $4s^2$, а атома железа – $4s^2 3d^6$.

Задания

1. Напишите электронные формулы для ионов: Fe^{2+} , Cl^- , S^{2-} , Cu^{2+} , Cr^{3+} .
2. Напишите электронную формулу атома железа. Как распределяются электроны на d - подуровне? Укажите высшую валентность железа.
3. Составьте электронные схемы строения молекул. В какой молекуле связь ковалентная полярная: а) Cl_2 , б) H_2 , в) HCl , г) NaCl .

Контрольные вопросы:

- Какое строение имеет атом?
- Какие элементарные частицы входят в состав ядра атома? Как определяется заряд ядра атома?
- Что определяет сумма протонов и нейтронов?
- Дайте определение химического элемента.
- Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме? Докажите, что атом – электронейтральная частица.

Практическая работа №13 «Химические реакции»

Цель: углубить и обобщить теоретические знания обучающихся о химических реакциях, научиться выполнять расчеты, используя формулы.

Химические реакции — это такой вид взаимодействия частиц, когда из одних химических веществ получаются другие, отличающиеся от них по свойствам и строению. Вещества, которые **вступают** в реакцию — **реагенты**. Вещества, которые **образуются** в ходе химической реакции — **продукты**.

В ходе химической реакции разрушаются химические связи, и образуются новые.

В ходе химических реакций не меняются атомы, участвующие в реакции. Меняется только порядок соединения атомов в молекулах. Таким образом, число атомов одного и того же вещества в ходе химической реакции не меняется.

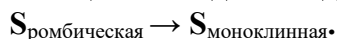
Химические реакции классифицируют по разным признакам. Рассмотрим основные виды классификации химических реакций.

Классификация по числу и составу реагирующих веществ

По составу и числу реагирующих веществ разделяют реакции, протекающие без изменения состава веществ, и реакции, протекающие с изменением состава веществ:

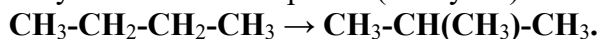
1. Реакции, протекающие без изменения состава веществ ($A \rightarrow B$)

К таким реакциям в неорганической химии можно отнести аллотропные переходы простых веществ из одной модификации в другую:



В органической химии к таким реакциям относятся **реакции изомеризации**, когда из одного изомера под действием катализатора и внешних факторов получается другой (как правило, структурный изомер).

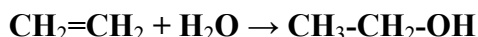
Например, изомеризация бутана в 2-метилпропан (изобутан):



2. Реакции, протекающие с изменением состава

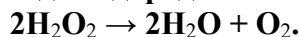
• **Реакции соединения** ($A + B + \dots \rightarrow D$) — это такие реакции, в которых из двух и более веществ образуется одно новое сложное вещество. В неорганической химии к реакциям соединения относятся реакции горения простых веществ, взаимодействие основных оксидов с кислотными и др. В органической химии такие реакции называются реакциями присоединения. **Реакции присоединения** — это такие реакции, в ходе которых к рассматриваемой органической молекуле присоединяется другая молекула. К реакциям присоединения относятся реакции гидрирования (взаимодействие с водородом), гидратации (присоединение воды), гидрогалогенирования (присоединение галогеноводорода), полимеризация (присоединение молекул друг к другу с образованием длинной цепочки) и др.

Например, гидратация :



• **Реакции разложения** ($A \rightarrow B + C + \dots$) — это такие реакции, в ходе которых из одной сложной молекулы образуется несколько менее сложных или простых веществ. При этом могут образовываться как простые, так и сложные вещества.

Например, при разложении пероксида водорода:



В органической химии разделяют собственно реакции разложения и реакции отщепления. **Реакции отщепления (элиминирования)** — это такие реакции, в ходе которых происходит отрыв атомов или атомных групп от исходной молекулы при сохранении ее углеродного скелета.

Например, реакция отщепления водорода (дегидрирование) от пропана:

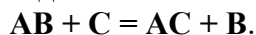


Как правило, в названии таких реакций есть приставка «де». Реакции разложения в органической химии происходят, как правило, с разрывом углеродной цепи.

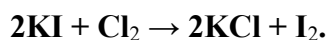
Например, реакция крекинга бутана (расщепление на более простые молекулы при нагревании или под действием катализатора):



• **Реакции замещения** — это такие реакции, в ходе которых атомы или группы атомов одного вещества замещаются на атомы или группы атомов другого вещества. В неорганической химии эти реакции происходят по схеме:

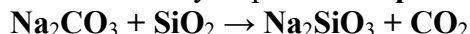


Например, более активные галогены вытесняют менее активные из соединений. Взаимодействие йодида калия с хлором:



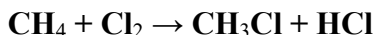
Замещаться могут как отдельные атомы, так и молекулы.

Например, при сплавлении менее летучие оксиды вытесняют более летучие из солей. Так, нелетучий оксид кремния вытесняет оксид углерода из карбоната натрия при сплавлении:



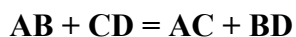
В органической химии реакции замещения — это такие реакции, в ходе которых часть органической молекулы замещается на другие частицы. При этом замещенная частица, как правило, соединяется с частью молекулы-заместителя.

Например, реакция хлорирования метана:



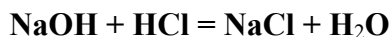
По числу частиц и составу продуктов взаимодействия эта реакция больше похожа на реакцию обмена. Тем не менее, по механизму такая реакция является реакцией замещения.

• **Реакции обмена** — это такие реакции, в ходе которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями:

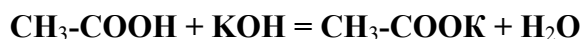


К реакциям обмена относятся **реакции ионного обмена**, протекающие в растворах; реакции, иллюстрирующие кислотно-основные свойства веществ и другие.

Пример реакции обмена в неорганической химии — нейтрализация **соляной кислоты щелочью**:



Пример реакции обмена в органической химии — **взаимодействие уксусной кислоты с щелочью**:



Классификация химических реакций по изменению степени окисления элементов, образующих вещества

По изменению степени окисления элементов химические реакции делят на **окислительно-восстановительные реакции**, и реакции, идущие **без изменения степеней окисления** химических элементов.

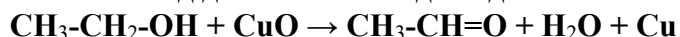
- **Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** — это реакции, в ходе которых **степени окисления веществ изменяются**. При этом происходит обмен **электронами**.

В **неорганической химии** к таким реакциям относятся, как правило, реакции разложения, замещения, соединения, и все реакции, идущие с участием простых веществ. Для уравнивания ОВР используют метод **электронного баланса** (количество отданных электронов должно быть равно количеству полученных) или **метод электронно-ионного баланса**.

В **органической химии** разделяют реакции окисления и восстановления, в зависимости от того, что происходит с органической молекулой.

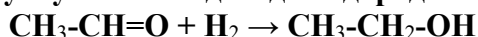
Реакции окисления в органической химии — это реакции, в ходе которых **уменьшается число атомов водорода** или увеличивается число атомов кислорода в исходной органической молекуле.

Например, окисление этанола под действием оксида меди:



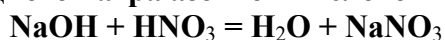
Реакции восстановления в органической химии — это реакции, в ходе которых **увеличивается число атомов водорода** или **уменьшается число атомов кислорода** в органической молекуле.

Например, восстановление **уксусного альдегида водородом**:



- **Протолитические реакции и реакции обмена** — это такие реакции, в ходе которых **степени окисления атомов не изменяются**.

Например, нейтрализация **едкого натра азотной кислотой**:

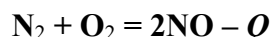


Классификация реакций по тепловому эффекту

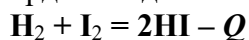
По тепловому эффекту реакции разделяют на **экзотермические** и **эндотермические**.

Экзотермические реакции — это реакции, сопровождающиеся выделением энергии в форме теплоты (+Q). К таким реакциям относятся почти все реакции соединения.

Исключения — реакция **азота с кислородом** с образованием **оксида азота (II)** — эндотермическая:

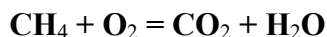


Реакция газообразного **водорода** с твердым **йодом** также **эндотермическая**:



Экзотермические реакции, в ходе которых выделяется свет, называют реакциями **горения**.

Например, горение метана:



Также экзотермическими являются:

- реакции **щелочных металлов с водой**;
- **реакции**, сопровождающиеся **взрывом**;
- разложение **дихромата аммония** («вулканчик»);
- образование **аммиака**: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
- реакции **нейтрализации**;
- **синтез метанола**;
- **алюмотермия**;
- реакции, в которых **из менее стабильных веществ образуются более стабильные**;
- в органической химии — реакции **присоединения**, реакции **горения**, **окисления** и

др.

Эндотермические реакции — это реакции, сопровождающиеся **поглощением энергии** в форме теплоты (— Q). Как правило, с поглощением теплоты идет большинство реакций **разложения** (реакции, требующие длительного нагревания).

Например, разложение **известняка**:



Также эндотермическими являются:

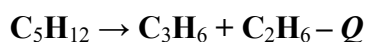
- **реакции гидролиза**;
- **реакции**, идущие **только при нагревании**;
- реакции, протекающие **только при очень высоких температурах** или под

действием **электрического разряда**.

Например, превращение **кислорода** в **озон**:



В **органической химии** с поглощением теплоты идут реакции **разложения**. Например, **крекинг пентана**:

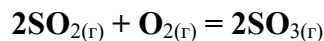


Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (по фазовому составу)

Вещества могут существовать в трех основных агрегатных состояниях — **твердом, жидком и газообразном**. По **фазовому состоянию** разделяют реакции **гомогенные** и **гетерогенные**.

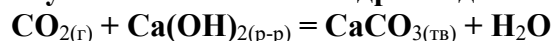
• **Гомогенные реакции** — это такие реакции, в которых реагирующие вещества и продукты находятся в **одной фазе**, и столкновение реагирующих частиц происходит во всем объеме реакционной смеси. К гомогенным реакциям относят взаимодействия **жидкость-жидкость** и **газ-газ**.

Например, окисление **сернистого газа**:



• **Гетерогенные реакции** — это реакции, в которых реагирующие вещества и продукты находятся в **разных фазах**. При этом столкновение реагирующих частиц происходит **только на границе соприкосновения фаз**. К таким реакциям относятся взаимодействия **газ-жидкость**, **газ-твердая фаза**, **твердая-твердая**, и **твердая фаза — жидкость**.

Например, взаимодействие **углекислого газа** и **гидроксида кальция**:

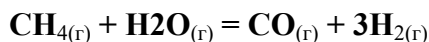


Для классификации реакций по фазовому состоянию полезно уметь определять **фазовые состояния веществ**. Это достаточно легко сделать, используя знания о строении вещества, в частности, о типах кристаллической решетки.

Вещества с **ионной, атомной или металлической кристаллической решеткой**, как правило **твердые** при обычных условиях; вещества с **молекулярной решеткой**, как правило, **жидкости** или **газы** при обычных условиях.

Обратите внимание, что при нагревании или охлаждении вещества могут переходить из одного фазового состояния в другое. В таком случае необходимо ориентироваться на условия проведения конкретной реакции и физические свойства вещества.

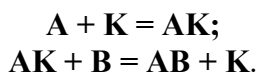
Например, получение **синтез-газа** происходит при очень высоких температурах, при которых вода — пар:



Таким образом, паровая конверсия **метана** — **гомогенная реакция**.

Классификация химических реакций по участию катализатора

Катализатор — это такое вещество, которое ускоряет реакцию, но не входит в состав продуктов реакции. Катализатор участвует в реакции, но практически не расходуется в ходе реакции. Условно схему действия катализатора **К** при взаимодействии веществ **А + В** можно изобразить так:



В зависимости от наличия катализатора различают каталитические и некаталитические реакции.

- **Каталитические реакции** — это реакции, которые идут с участием катализаторов. **Например**, разложение бертолетовой соли: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

- **Некаталитические реакции** — это реакции, которые идут без участия катализатора.

Например, горение этана: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 5\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Все реакции, протекающие с участием в клетках живых организмов, протекают с участием особых белковых катализаторов — ферментов. Такие реакции называют **ферментативными**.

Более подробно механизм действия и функции катализаторов рассматриваются в отдельной статье.

Классификация реакций по способности протекать в обратном направлении

Обратимые реакции — это реакции, которые могут протекать и в прямом, и в обратном направлении, т.е. когда при данных условиях продукты реакции могут взаимодействовать друг с другом.

К обратимым реакциям относятся:

- большинство гомогенных реакций,
- этерификация;
- реакции гидролиза;
- гидрирование-дегидрирование,
- гидратация-дегидратация;
- получение аммиака из простых веществ,
- окисление сернистого газа,
- получение галогеноводородов (кроме фтороводорода) и сероводорода;
- синтез метанола;
- получение и разложение карбонатов и гидрокарбонатов, и т.д.

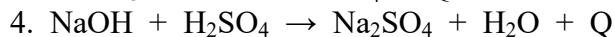
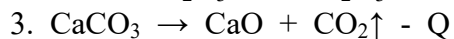
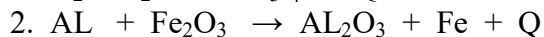
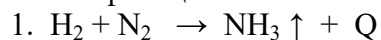
Необратимые реакции — это реакции, которые протекают преимущественно в одном направлении, т.е. продукты реакции не могут взаимодействовать друг с другом при данных условиях.

Примеры необратимых реакций:

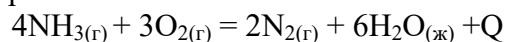
- горение;
- реакции, идущие со взрывом;
- реакции, идущие с образованием газа, осадка или воды в растворах;
- растворение щелочных металлов в воде; и др.

Задания:

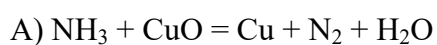
1. Расставьте коэффициенты в приведенных ниже схемах химических реакций. Дайте характеристику каждой из четырех химических реакций с точки зрения различных классификаций.



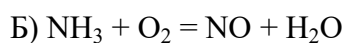
2. Какой реакцией является горение аммиака?



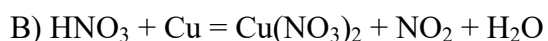
3. Установите соответствие между схемой ОВР и коэффициентом перед формулой восстановителя:

Схема реакции**Коэффициент**

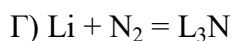
1) 2



2) 6



3) 4



4) 1

5) 5

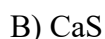
4. Установите соответствие между солью и реакцией среды раствора

Соль**Среда раствора**

1) Кислая



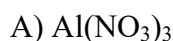
2) Щелочная



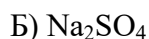
3) Нейтральная



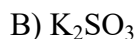
5. Установите соответствие между названием соли и отношением ее к гидролизу:

Соль**Отношение к гидролизу**

1) гидролиз по катиону



2) гидролиз по аниону



3) гидролиз по катиону и аниону



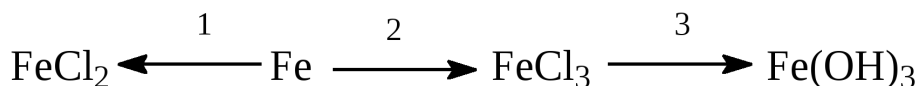
4) гидролизу не подвергается

6. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Для перехода 1 составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

8. При сгорании 7 г этилена выделяется 350 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.
9. Факторы, позволяющие сместить химическое равновесие, для реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}) + Q$, в сторону продуктов реакции:
 1) Повышение температуры и понижение давления; 2) Понижение температуры и давления; 3) Понижение температуры и повышение давления; 4) Повышение температуры и давления.

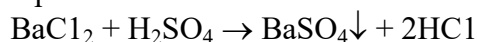
Контрольные вопросы:

1. На какие типы делят реакции по признаку «состав и число реагентов и продуктов реакции»?
2. Что такое реакции соединения? С каким тепловым эффектом они протекают? Приведите примеры уравнений реакций соединения.
3. Что такое реакции разложения? С каким тепловым эффектом они протекают? Приведите примеры уравнений реакций разложения.
4. Чем характеризуются реакции замещения? Запишите блок уравнений реакций замещения, характеризующих свойства галогенов.
5. Что такое гидролиз?
6. Чем отличаются реакции гидролиза от реакций гидратации? Что между ними общего?
7. Какие реакции называют необратимыми? Приведите примеры таких реакций из органической и неорганической химии, запишите их уравнения.
8. Какие реакции называют обратимыми? Что такое химическое равновесие? Как его сместить?

Практическая работа №14 «Скорость химических реакций»

Цель: закрепить знание формул выражения скорости химических реакций, научиться смещать равновесие.

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие – за минуты, часы, сутки. Например, при сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно, что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием **скорость химической реакции**, которую обозначают буквой *v*.

Скорость химической реакции (v) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

Количество вещества в единице объема называют **молярной концентрацией**; она измеряется в молях на литр (моль/л). Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/ (л·с); 1 кмоль/(м³·мин) и т.д.

Факторы, определяющие скорость химической реакции:

1. Природа реагирующих веществ.

2. Концентрация реагирующих веществ. Увеличение концентрации веществ обуславливает рост скорости реакции.

3. Температура. Известно, что при нагревании скорость химической реакции увеличивается. В конце XIX в. голландский химик Я. Вант-Гофф сформулировал правило:

При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

Величину γ называют **температурным коэффициентом реакции**. Его физический смысл заключается в том, что он показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 градусов. Именно значение температурного коэффициента для большинства реакций составляет от 2 до 4.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенных реакций, т. е. реакций, протекающих на границе раздела фаз, зависит при прочих равных условиях от свойств поверхности веществ. Например, растертый в порошок мел быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

5. Использование катализаторов.

Задание:

1. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 30 градусов.
2. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 8 раз?
3. Вывести константу равновесия для данной реакции: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

Контрольные вопросы:

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость реакции?
3. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?
4. Какова роль катализатора в химической реакции?
5. Как называется реакция, протекающая в присутствии катализатора?

Практическая работа №15

«Общая характеристика металлов побочных подгрупп»

Цель: изучение химических свойств металлов побочных групп и их соединений.

Металлы в периодической системе находятся в I, II, III группах, в побочных подгруппах всех групп. Кроме того, металлами являются наиболее тяжелые элементы IV, V, VI и VII групп.

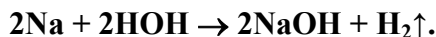
Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов во внешнем электронном уровне, как правило, не превышающее трёх. Атомы металлов легко отдают электроны и являются хорошими восстановителями.

Металлы по их активности расположены в ряд, называемый электрохимическим рядом напряжений металлов.

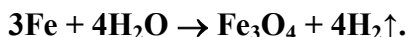
Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb **H** Sb Bi Cu Hg Ag Au

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода, могут вытеснять его из растворов кислот, а всякий металл, стоящий ближе к началу ряда, может вытеснять (восстанавливать) последующие из растворов их солей.

1. Металлы, расположенные в начале ряда - от лития до магния –восстанавливают водород из воды с образованием щелочи:

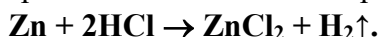


2. Металлы менее активные (от марганца до железа), восстанавливая из воды водород, образуют оксиды:



3. Металлы реагируют с кислотами. Взаимодействие металлов зависит от их активности (см. электрохимическим рядом напряжений металлов) и от концентрации кислоты:

а) кислоты HCl, H₃PO₄, H₂SO_{4(разб.)} реагируют со всеми металлами (кроме Pb), которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется водород;



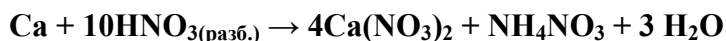
б) концентрированная H₂SO₄ при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется; с тяжелыми (плотность 5 г/см³) металлами образует газ SO₂ (оксид серы (IV)); с более активными легкими (плотность 3) металлами выделяется H₂S (сероводород):



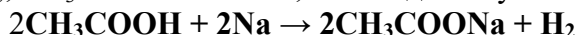
в) концентрированная HNO₃ с щелочными и щелочноземельными металлами образует газ N₂O – оксид азота (IV), с другими тяжелыми металлами – оксид азота (IV) NO₂:



г) разбавленная HNO₃ взаимодействует с щелочными и щелочноземельными металлами, а также с Zn, Fe, Sn, при этом выделяется газ NH₃ (аммиак) или образуется соль аммония (NH₃ + HNO₃ = NH₄NO₃), при реакции с остальными металлами (плотность 5 г/см³) образуется оксид азота (II) NO:



д) кислоты H₂CO₃, H₂SO₃, CH₃COOH – слабые, взаимодействуют с активными металлами:



4. Каждый последующий металл может быть восстановлен из раствора соли предыдущим металлом: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

Переходные металлы расположены в Периодической системе с 4 по 7 период.

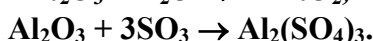
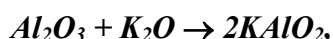
Переходные металлы, символы которых расположены в самой таблице, называют d-элементами, а те элементы, символы которых расположены в нижней части Периодической системы, называют лантаноидами и актиноидами или f-элементами.

Амфотерные оксиды - оксиды переходных металлов.

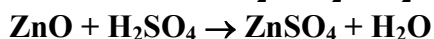
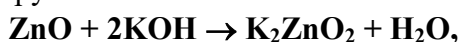
Свойства.

1. Амфотерные оксиды не растворяются в воде.

2. Амфотерные оксиды, реагируя с основными и с кислотными оксидами, дают соли:



3. Амфотерные оксиды, реагируя с основными или кислотными гидроксидами, дают соли:



4. Соответствующие амфотерным оксидам гидроксиды обладают амфотерными свойствами:





Амфотерные гидроксиды - это такие гидроксиды, где растворенная в воде часть, диссоциирует на катионы водорода, металла и анионы гидроксида и кислотного остатка.

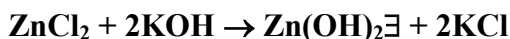


Получение:

1. Взаимодействием переходных металлов (после удаления оксидной пленки) с водой:



2. Взаимодействие солей со щелочами:

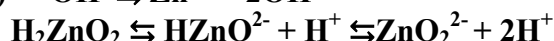


3. Взаимодействием солей с кислотами:

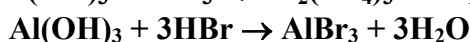
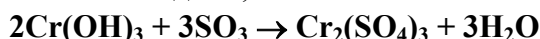


Свойства:

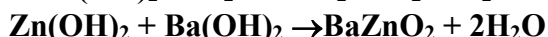
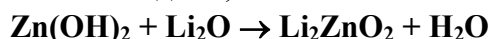
1. Диссоциирует на ионы растворенная в воде часть амфотерного гидроксида: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$



2. Взаимодействие с кислотными оксидами, кислотами и кислыми солями:



3. Взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и основными солями:



4. Подвергаются разложению при нагревании:



Задания:

1. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для сжигания 36 г магния, содержащего 25% оксида этого металла? (Объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21.)
2. Какой объем водорода (н.у.) может быть получен при растворении в воде 120 мг кальция, если выход газа составляет 80% от теоретически возможного?
3. Можно ли получить водород взаимодействием свинца с раствором серной кислоты? Почему?
4. Определите коэффициенты в следующем уравнении реакции, используя метод электронного баланса: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. Какой ион проявляет в этой реакции окислительные свойства?

Контрольные вопросы:

1. Где расположены металлы в периодической системе?
2. Каких элементов больше: металлов или неметаллов?
3. Изобразите распределение электронов по уровням у металлов и их электронные конфигурации (литий, магний, алюминий)?
4. Каковы особенности строения атомов металлов?
5. Как располагаются металлы в периодической системе?
6. Как изменяются свойства металлов в периодической системе?
7. От чего зависят свойства металлов?
8. Какими особенностями строения отличаются: а) атомы; б) кристаллы металлов? Как их строение определяет свойства этого класса веществ? Каким одним словом можно охарактеризовать химические свойства металлов?

9. Что такое электрохимический ряд напряжений металлов? Какими двумя правилами ряда напряжений характеризуются свойства металлов?
10. Какие условия необходимы для взаимодействия металлов с растворами кислот?
11. Какие условия необходимы для взаимодействия металлов с растворами солей?
12. Что такое коррозия металлов? Какие виды коррозии различают?

Практическая работа №16 **«Общая характеристика неметаллов»**

Цель: изучить химические и физические свойства неметаллов.

Неметаллы – это химические элементы, атомы которых принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Если в Периодической системе провести диагональ от бора к астату, то справа вверх по диагонали будут находиться элементы-неметаллы, а слева снизу – металлы, к ним же относятся элементы всех побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Элементы, расположенные вблизи диагонали, например, бериллий, алюминий, титан, германий, сурьма, обладают двойственным характером и относятся к металлоидам. Элементы-неметаллы: s-элемент – водород; p-элементы 13 группы – бор; 14 группы – углерод и кремний; 15 группы – азот, фосфор и мышьяк, 16 группы – кислород, сера, селен и теллур и все элементы 17 группы – фтор, хлор, бром, йод и астат. Элементы 18 группы – инертные газы, занимают особое положение, они имеют полностью завершённый внешний электронный слой и занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. Их иногда относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам.

Физические свойства неметаллов

Если большинство элементов-металлов не окрашены, исключение составляют только медь и золото, то практически все неметаллы имеют свой цвет: фтор – оранжево-желтый, хлор – зеленовато-желтый, бром – кирпично-красный, йод – фиолетовый, сера – желтая, фосфор может быть белым, красным и черным, а жидкий кислород – голубой.

Все неметаллы не проводят тепло и электрический ток, поскольку у них нет свободных носителей заряда – электронов, все они использованы для образования химических связей. Кристаллы неметаллов хрупкие и не пластичные, так как любая деформация приводит к разрушению химических связей. Большинство из неметаллов не имеют металлического блеска.

Физические свойства неметаллов разнообразны и обусловлены разным типом кристаллических решеток.

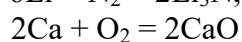
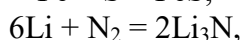
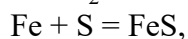
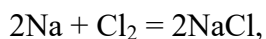
Химические свойства неметаллов

Химические элементы-неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие.

Атомы самого электроотрицательного элемента – фтора – не способны отдавать электроны, он всегда проявляет только окислительные свойства, другие элементы могут проявлять и восстановительные свойства, хотя намного в меньшей степени, чем металлы. Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород и хлор, преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера, йод.

Взаимодействие с простыми веществами

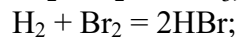
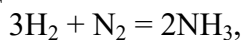
Взаимодействие с металлами:



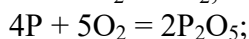
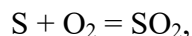
в этих случаях неметаллы проявляют окислительные свойства, они принимают электроны, образуя отрицательно заряженные частицы.

Взаимодействие с другими неметаллами:

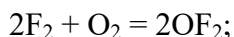
- взаимодействуя с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения – ковалентные гидриды:



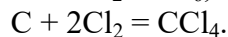
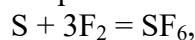
- взаимодействуя с кислородом, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



- при взаимодействии с фтором фтор является окислителем, а кислород – восстановителем:



- неметаллы взаимодействуют между собой, более электроотрицательный металл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя:



Задания:

1 Определите, во сколько раз тяжелее (легче) воздуха кислород, углекислый газ, водород, т. е. определите относительную плотность этих газов по воздуху ($D_{\text{возд}}$).

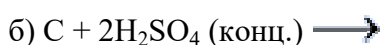
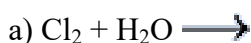
2 Зная объемный состав воздуха, найдите количество вещества каждого газа: азота и кислорода — в 100 л воздуха при н.у.

3 Определите число молекул: а) кислорода, б) азота, содержащихся в 22,4 л воздуха при н.у.

4 Вычислите объем воздуха (н.у.), который потребуется для сжигания 20 м³ сероводорода, если при этом образуются вода и оксид серы (IV). Вычислите массу этого воздуха.

5. Вычислите массу осадка, образовавшегося в результате добавления гидроксида калия к 19 г раствора хлорида магния с массовой долей соли 5%.

6. Запишите уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием неметаллов, укажите окислитель и восстановитель:



Контрольные вопросы:

1. Какие из указанных элементов относятся к неметаллам: Li, Na, He, N, Pb, P, Si, Xe, As, Fe, Zn, At, I, C?

2. Назовите неметаллы, которые в нормальных условиях являются газообразными, жидкими и твердыми?

3. Почему элементы главной подгруппы восьмой группы называются благородными газами? Перечислите их.

4. Назовите все неметаллы, атомы которых имеют конфигурацию внешнего слоя: ns^2np^5 ; ns^2np^3 .

5. Какие способы получения неметаллов Вы знаете?

6. Какими физическими свойствами характеризуются неметаллы?

7. Почему атомы неметаллов в химических реакциях могут являться и окислителями, и восстановителями?

8. Какие химические свойства характерны для неметаллов?

9. Приведите примеры применения неметаллов.
10. Сравнительная характеристика металлов и неметаллов.

Практическая работа №17 «Связь неорганических и органических соединений»

Цель: научиться характеризовать взаимосвязь между основными классами веществ органической и неорганической химии и правильно составлять схемы превращений и решать их; дать представление о единстве органических и неорганических веществ, об их взаимосвязи.

Неорганическая химия изучает свойств и превращения неорганических (минеральных) соединений.

Все вещества делятся на простые и сложные. *Простое вещество представляет собой гомоатомное (из атомов одного элемента) химическое соединение* (C , O_2 , N_2 , Na).

Сложные вещества состоят из двух или более элементов (H_2O , H_2SO_4) *и по составу разделяются на бинарные (двухатомные) и многоэлементные соединения.*

Все простые вещества подразделяются на **металлы** и **неметаллы**. Металлы и неметаллы различаются по физическим свойствам, которые проявляются у соответствующих простых веществ. Для металлов характерны высокая тепло- и электрическая проводимость, специфический металлический блеск, ковкость, пластичность и т.п. Физические свойства неметаллов существенно отличаются: они хрупкие, обладают низкой тепло- и электрической проводимостью и т.п. Различия между металлами и неметаллами проявляются в их химических свойствах: для металлов характерны основные свойства оксидов и гидроксидов, восстановительное действие; для неметаллов – кислотный характер оксидов и гидроксидов, окислительная активность. Деление химических элементов на металлы и неметаллы относительно, т. к. существуют амфотерные элементы.

К важнейшим неорганическим веществам относятся соединения элементов с кислородом (оксиды), галогенами (галогениды или галиды), азотом (нитриды), углеродом (карбиды), основания, кислоты, соли и др.

Основания – сложные вещества, в состав которых входят атомы металла и гидроксогруппы OH^- . Щелочи – растворимые основания: $NaOH$ – гидроксид натрия, KOH – гидроксид калия, $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция; нерастворимые основания: $Zn(OH)_2$ – гидроксид цинка, $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III) и др.

Кислоты – сложные вещества, в состав которых входят ионы водорода H^+ , способные замещаться на металл, и кислотный остаток. Сильные кислоты: H_2SO_4 – серная кислота, HCl – хлороводородная (соляная) кислота, HNO_3 – азотная кислота; кислоты средней силы: HF – фтороводородная (плавиковая) кислота, H_3PO_4 – фосфорная кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота; слабые кислоты: H_2S – сероводородная кислота, H_2CO_3 – угольная кислота, H_2SiO_3 – кремниевая, HNO_2 – азотистая кислота и др.

Соли – соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда, кроме них, ионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- . Например, $NaCl$ – хлорид натрия (поваренная соль), $CaCO_3$ карбонат кальция (мел), $NaHCO_3$ – гидрокарбонат натрия (пищевая сода) и др.

Органические соединения

Органическая химия – химия соединений углерода (А.М. Бутлеров). Помимо атомов углерода в состав органических соединений входят H , O , N , S , P , F , Cl , Br , I и другие химические элементы.

Алканы – предельные (насыщенные) углеводороды, все свободные валентности атомов углерода заняты (полностью «насыщены») атомами водорода: CH_4 – метан (основа природного газа), C_2H_6 – этан, C_3H_8 – пропан, C_8H_{18} – октан (основа бензина).

Алкены – непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну двойную связь: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ – *этилен* (из него синтезируют этиловый спирт, полиэтилен, полистирол).

Алкины – непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну тройную связь: $\text{HC}\equiv\text{CH}$ – *ацетилен* (из него синтезируют синтетический каучук и др. вещества, используют для сварки).

Ароматические углеводороды (арены) – вещества, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец – циклических групп атомов углерода с особым характером связей: C_6H_6 – *бензол* (важнейшее сырье для синтеза фенолформальдегидных смол, красителей, полистирола и многих др. важных продуктов).

Спирты (алкоголи) – производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу ОН. Важнейшие представители: CH_3OH – *метиловый спирт* или *метанол* (в промышленных масштабах используется для получения фенолформальдегидных смол, в качестве растворителя органических веществ; яд! – токсичен в любых дозах), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – *этиловый спирт* или *этанол* (исходное вещество для получения многих органических соединений, используется в качестве растворителя, как дезинфицирующее средство, для изготовления лекарств и др.), *глицерин* (широко применяется в пищевой промышленности, фармации, производстве лекарств и взрывчатых веществ).

Карбонильные соединения (оксосоединения) – органические соединения, в молекуле которых имеется карбонильная группа $\text{C}=\text{O}$, их делятся на две родственные группы – альдегиды и кетоны: CH_2O – *формальдегид* (применяется в качестве дезинфицирующего средства для обработки зерно- и овощехранилищ, для протравливания семян, для консервации анатомических препаратов; получают фенолформальдегидные смолы и формалин); *ацетон* (используют как растворитель лаков, красок, в производстве ацетатного волокна, бездымного пороха).

Карбоновые кислоты – соединения, содержащие карбоксильную группу – COOH . Важнейшие кислоты. HCOOH – *муравьиная кислота* (применяется в фармацевтической и пищевой промышленности); CH_3COOH – *уксусная кислота* (используют для производства искусственных волокон на основе целлюлозы и в пищевой промышленности); $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ – *бензойная кислота* (применяют в фармацевтической промышленности для синтеза душистых веществ и красителей, а также в качестве консерванта для пищевых продуктов), $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ – *стеариновая кислота* (основа твердых животных жиров).

Углеводы (сахара) – это природные органические соединения, имеющие общую формулу $\text{C}_m(\text{H}_2\text{O})_n$. Моносахариды: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ – *глюкоза* и *фруктоза* (энергетическая функция в живых организмах); олигосахариды: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – *сахароза* (главный источник углеводов в пище человека), *мальтоза*, *лактоза*; полисахариды: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ – *крахмал* (запасной сахар растений), *целлюлоза* (основное вещество растительных клеток), *хитин* (основа наружного скелета членистоногих), *гликоген* (запасной сахар животных).

Белки – природные полипептиды с высокими значениями молекулярной массы, состоящие из аминокислот. В составе белков 20 аминокислот. Белки входят в состав всех живых организмов и выполняют разнообразные биологические функции (строительную, ферментативную, транспортную, защитную, рецепторную и др.).

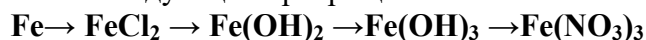
Нуклеиновые кислоты – природные высокомолекулярные соединения (полинуклеотиды), которые играют огромную роль в хранении и передаче наследственной информации в живых организмах: *ДНК* – *дезоксирибонуклеиновая кислота* (главная молекула в живом организме, хранит генетическую информацию и передает от одного поколения к другому), *РНК* – *рибонуклеиновая кислота* (посредника между ДНК и местом синтеза белка).

Полимеры – соединения с большой молекулярной массой, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся фрагментов. *Пластмассы* (полиэтилен, полипропилен,

полистирол, фенолформальдегидные смолы и др.), *волокна* (лавсан, нейлон и др.), *каучуки* и соединения на их основе (резина).

Задания:

1. Осуществить практически следующие превращения:



2. Осуществить практически следующие превращения:



3. Составьте генетические ряды натрия и железа. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить предложенные вами переходы

4. При взаимодействии 12 г предельного одноатомного спирта с натрием выделилось 2,24 л водорода. Найдите молекулярную формулу спирта, напишите формулы возможных изомеров и назовите их.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определения понятий: «генетическая связь», «генетический ряд веществ».
2. В чем выражается генетическая связь между углеводородами?
3. Какая группа веществ лежит в основе большинства генетических цепочек?
4. Что такое кислота?
5. Дайте определение основанием.
6. В чем взаимосвязь органических и неорганических веществ?

Практическая работа №18 «Химия и жизнь»

Цель: ознакомиться с принципами химической промышленности, изучить влияние химической промышленности на окружающую среду, сформировать знания о химии в быту.

Организм человека состоит на 60% из **воды**, 34 % приходится на **органические вещества** и 6 % на **неорганические**. Основными компонентами органических веществ являются углерод, водород, кислород, в их состав так же входят азот, фосфор и сера. В неорганических веществах организма человека обязательно присутствуют 22 химических элемента: Ca, P, O, Na, Mg, S, B, Cl, K, V, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Mo, Cr, Si, I, F, Se.

Экспериментально установлено, что в организме человека металлы занимают около 3 % по массе. Если принять массу человека за 70 кг, то на долю человека приходится 2.1 кг.

Если концентрация элементов в организме человека превышает 10^{-2} %, то его считают **макроэлементом**. **Микроэлементы** находятся в организме в концентрациях $10^{-3} \dots 10^{-5}$ %.

Недостаток неорганических элементов должен сказаться на содержании соответствующих ферментов, а значит и на нормальном функционировании организма человека.

Характерные симптомы дефицита химических элементов в организме человека:

Ca – замедление роста скелета,

Mg – мышечные судороги,

Fe – анемия, нарушение иммунной системы,

Zn - повреждение кожи, замедление роста,

Cu – слабость артерий, нарушение деятельности печени,

Mo – замедление клеточного роста,

Ni – учащение депрессий, дерматиты,

F – кариес зубов,

I – нарушение работы щитовидной железы и тд.

К жизненно необходимым органическим соединениям организма человека относятся белки, углеводы, жиры, витамины.

Витамины – группа низкомолекулярных органических соединений относительно простого строения и разнообразной химической природы. Это сборная по химической природе группа органических веществ, объединённая по признаку абсолютной необходимости для организма в качестве составной части пищи.

С нарушением поступления витаминов в организм человека связаны три принципиально патологических состояния: недостаток витамина – **гиповитаминоз**, отсутствие витамина – **авитаминоз**, и избыток витамина – **гипервитаминоз**.

Вода в природе, в быту и на производстве

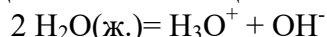
Вода – наиболее распространённое на Земле вещество, она покрывает приблизительно четыре пятых земной поверхности. Это единственное химическое соединение, которое в природных условиях существует в виде жидкости, твердого вещества (лед) и газа (пары воды). Вода играет жизненно важную роль в промышленности, быту и в лабораторной практике; она совершенно необходима для поддержания жизни.

В 1860-х годах итальянский химик Станислав Канниццаро, исследуя органические соединения, содержащие группы –ОН, названные им гидроксильными, окончательно установил, что вода имеет форму H_2O .

Молекула воды представляет собой диполь, т.е. имеет положительно и отрицательно заряженные участки. Вода представляет собой прозрачную бесцветную жидкость, обладающую целым рядом аномальным физических свойств. Например, она имеет аномально высокие температуры замерзания и кипения, а также поверхностное натяжение. Редкой особенностью воды является то, что ее плотность в жидком состоянии при 4°C больше плотности льда. Поэтому лед плавает на поверхности воды.

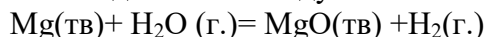
Химические свойства воды:

1. **Кислотно-основные реакции.** Вода обладает амфотерными свойствами. Это означает, что она может выступать как в роли кислоты, так и в роли основания. Ее амфотерные свойства обусловлены способностью воды к самоионизации:

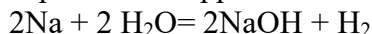


2. **Окислительно-восстановительные реакции.** Вода обладает способностью выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя. Она окисляет металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений выше олова.

Например, реакция является взаимодействием между магнием и водяным паром:



Вода действует как окислитель в процессах коррозии.



В реакции между натрием и водой, вода играет роль восстановителя

3. **Гидратация.** Молекулы воды способны сольватировать как катионы, так и анионы. Это процесс называется гидратацией. Гидратная вода в кристаллах солей называется кристаллизационной водой.

4. **Гидролиз** представляет собой реакцию какого-либо иона или молекулы с водой.

5. **Взаимодействие с оксидами активных металлов:** $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

6. **Взаимодействие с оксидами неметаллов:** $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ необходимый для Вода широко используется в качестве растворителя в химической технологий, а также в лабораторной практике. Она представляет собой универсальный растворитель, необходимый для протекания биохимических реакций.

Жесткость воды подразделяется на временную (карбонатную, обусловленную присутствием гидрокарбонатного кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$) и постоянную (некарбонатную) жесткость. По величине общей жесткости различают воду мягкую (до 2 мг-экв/л), средней жесткости (2-10 мг – экв/л) и жесткую (более 10 мг-экв/л).

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов. Необходимыми компонентами раствора являются **растворитель** и **растворенное вещество**, например, растворенный в воде сахар. Растворенными веществами при одинаковых агрегатных состояниях компонентов обычно считаются компоненты, находящиеся в недостатке, в то время как компонент, находящийся в избытке, считается растворителем.

Водные ресурсы – это все воды гидросферы: т.е. воды рек, озер, каналов, водохранилищ морей и океанов, подземные воды, почвенная влага, вода (льды) горных и полярных ледников, водяные пары атмосферы. Общий объем (единовременный запас) водных ресурсов составляет 1390 млн км³, из них около 1340 млн км³ – воды Мирового океана. Менее 3% составляют пресные воды, из них технически доступны для использования – всего 0,3 %.

Характеристики воды:

- Прозрачность;
- Наличие растворенных неорганических веществ, например, нитратов, хлоридов, железа;
- Температура;
- Наличие растворенных органических веществ, например, фенолов;
- Вкус;
- Наличие микроорганизмов, например, бактерий;
- Запах;
- Наличие флоры и фауны;
- pH
- электропроводность;
- жесткость;

Загрязнение воды - это понижение ее качества в результате попадания в реки, ручьи, озера, моря и океаны различных физических, химических или биологических веществ.

Источники загрязнения воды.

1. Населенные пункты.
2. Промышленность.
3. Тепловое загрязнение
4. Сельское хозяйство

Очистка и подготовка воды.

Физические процессы водоочистки и водоподготовки:

1. **Решение.** Первая стадия водоочистки заключается в удалении из воды больших плавающих предметов и взвешенного мусора.
2. **Аэрирование** – насыщение газами. Этот процесс приводит к удалению из воды диоксида углерода, сероводорода и летучих масел, которые могут придавать воде какой-либо вкус или запах.
3. **Флокуляция.** Этот процесс включает осторожное взбалтывание воды, приводящее к конгломерациям мелких частиц с образованием более крупных, быстро оседающих на дно.
4. **Седиментация.** В этом процессе происходит удаление из воды мелкого взвешенного материала в результате ее пропускания через слой песка, который находится на подложке из гравия.

Химическая подготовка воды:

Производится по-разному, в зависимости от качества воды, забираемой из реки или другого резервуара.

1. **Дезинфекция.** Для разрушения микроорганизмов, содержащихся в воде, ее дезинфицируют, как правило, хлором. Хлорирование обычно является последней стадией водоподготовки.
2. **Умягчение воды.** Жесткость воды поверхностных источников существенно колеблется в течение года; она максимальна в конце зимы, минимальна – в период паводка.

Воздух. Атмосфера и климат

Атмосфера - смесь различных газов, окружающих Землю. Основные параметры атмосферы: плотность воздуха, давление, температура и состав. С увеличением высоты плотность воздуха и атмосферное давление уменьшаются.

Главнейшие газы входят в состав чистого атмосферного воздуха в следующих соотношениях (% по объему): азот- 78,03; кислород – 20,95; озон и другие инертные газы (аргон, гелий, неон, криптон, ксенон, радон) – 0,94; углекислый газ- 0,03; водяной пар- 0,05.

Содержание углекислого газа в атмосферном воздухе принимается равным (% по объёму): в сельской местности-0,03, в горах-0,04-0,07.

Наружный воздух загрязняется отходящими от промышленных предприятий вредными для здоровья человека газами и пылью.

Плотность воздуха называется отношение **массы** воздуха к его объему и выражается в кг/м^3 .

Температура воздуха показывает степень его нагрева. Температуру выражают в градусах различных температурных шкал. В Международной практической температурной шкале различают температуру Кельвина (T) и температура Цельсия (t), которые связаны соотношением $t(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15 \text{ K}$.

Давление- сила, действующая на единицу поверхности в направлении, перпендикулярном этой поверхности. В СИ за единицу давления принят Паскаль(Па).

Функции атмосферы:

- Содержит кислород, необходимый для дыхания живых организмов;
- Является источником углекислого газа для фотосинтеза растений;
- Защищает живые организмы от космических излучений;
- Сохраняет тепло Земли и регулирует климат;
- Трансформирует газообразные продукты обмена веществ;
- Переносит водяные пары по планете;
- Является средой обитания летающих форм организмов;
- Служит источником химического сырья и энергии;
- Принимает и трансформирует газообразные и пылевидные отходы.

Атмосфера состоит из четырех основных слоев: тропосферы, стратосферы, мезосферы и термосферы. Переходные области атмосферы между соседними облачками называют соответственно тропопауза, стратопауза и т.п

Первый слой- **тропосфера**- является самым тонким , заканчиваясь на высоте около 12 км над землей. Но даже этот полоток непреодолим для самолетов, которые летают, как правило, на высоте 9-11 км. По мере удаления от земной поверхности температура воздуха падает до -55°C в верхней части тропосферы.

Далее идет **стратосфера**, которая простирается до высоты около 50 км над поверхностью. В верхней части стратосферы находится озоновый слой, который задерживает значительную часть губительного ультрафиолетового излучения.

Над стратосферой (50-70км) находится **мезосфера**. В пределах мезосферы, при температуре около -225°C , имеется мезопауза- самая холодная область атмосферы.

Последний основной слой, атмосферы, отделяющий Землю от космоса, называется **термосферой**. Он находится на высоте примерно 100км от земной поверхности и состоит из ионосферы и магнитосферы.

Термосфера имеет наименьшую плотность среди всех слоев, атмосфера постепенно исчезает и сливается с космическим пространством. Часть атмосферы , наполненная жизнью, называется **биосферой**. Она простирается от высоты птичьего полета до поверхности и в глубь земли и океана.

Загрязнение атмосферы и его источники

Загрязнение атмосферы может быть **естественным** (природным) и антропогенным (техногенным).

Естественное загрязнение воздуха вызвано природными процессами. К ним относятся вулканическая деятельность, выветривание горных пород, ветровая эрозия, массовое цветение растений, дым от лесных и степных пожаров и др.

Антропогенное загрязнение связано с выбросом различных загрязняющих веществ в процессе деятельности человека. По своим масштабам оно значительно превосходит природное загрязнение атмосферного воздуха.

Контрольные вопросы:

1. Какие этапы включает принципиальная схема химического производства?
2. Какие химические реакции протекают доменной печи при восстановлении железа из руд? Какова роль кокса в доменном процессе?
3. Какие химические процессы протекают при производстве стали? Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Перечислите химические вещества, которые окружают нас в бытовой среде дома.
5. Какие источники загрязняют воду, воздух и почву? Приведите примеры.

Проверка выполнения самостоятельной работы. Самостоятельная работа направлена на самостоятельное освоение и закрепление результатов обучения.

Самостоятельная подготовка обучающихся по дисциплине предполагает следующие виды и формы работы:

- Систематическая проработка конспектов занятий, учебной и специальной технической литературы.
- Самостоятельное изучение материала и конспектирование лекций по учебной и специальной технической литературе.
- Написание и защита доклада; подготовка к сообщению или беседе на занятии по заданной преподавателем теме.
- Выполнение расчетных заданий.
- Работа со справочной литературой и нормативными материалами.

Самостоятельная работа №1

1. Составить формулы веществ по названиям:

- А) 2-метил-4-этилоктан
- Б) 3,3-диметилгексан
- В) 4-метилпентен-1
- Г) Пентен-2
- Д) 1-хлорбутан
- Е) 2,2-дибромпентан

2. Массовая доля углерода = 80%. Массовая доля водорода = 20%. $DH_2(C_xH_y) = 15$. Найти C_xH_y -?

3. Найдите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля углерода в котором составляет 83,3%. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 36.

4. Найдите молекулярную формулу органического вещества, если известно, что массовая доля углерода в нем составляет 51,89%, водорода 9,73% и хлора 38,38%. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 3,19.

Проверка выполнения контрольных работ. Контрольная работа проводится с целью результатов обучения и последующего анализа типичных ошибок и затруднений обучающихся в

конце изучения темы или раздела. Согласно календарно-тематическому плану дисциплины предусмотрено проведение следующих контрольных работ:

- Контрольная работа №1

Сводная таблица по применяемым формам и методам текущего контроля и оценки результатов обучения

Результаты обучения	Формы и методы контроля и оценки результатов обучения
личностных:	
- чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами; - готовность к продолжению образования и повышения квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом; - умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;	<i>Выполнение и защита практических работ № 9-15</i> <i>Оценка правильности выполнения самостоятельной работы</i>
метапредметных:	
- использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере; - использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;	<i>Выполнение и защита практических работ № 2-8</i> <i>Оценка правильности выполнения самостоятельной работы</i>

предметных:	
- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач; - владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой; - владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач; - сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по влиянию различных факторов на параметры обработки металлов давлением. - химическим формулам и уравнениям; - владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ; - сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.	<i>Защита практических работ №4-7</i> <i>Устный опрос во время занятия</i> <i>Решение задач</i>

3.2 Форма промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация по дисциплине БУД.07 Химия –итоговая контрольная работа.

Обучающиеся допускаются к сдаче экзамена при выполнении всех видов самостоятельной работы, практических и контрольных работ, предусмотренных рабочей программой и календарно-тематическим планом дисциплины.

Итоговая контрольная работа проводится за счет времени отведенного на изучение дисциплины. При условии своевременного и качественного выполнения обучающимся всех видов работ, предусмотренных рабочей программой дисциплины.

Итоговая контрольная работа Вариант 1

1. Изомером, для бутана, является:

- а) 2-метилпропан
- б) 2-этилпропан

в) 2-пропилпропан

2. Валентность О (кислорода) в органических соединениях:

- а) I
- б) III
- в) II
- г) VI

3. Углеводы не выполняют:

- а) транспортную функцию
- б) энергетическую функцию
- в) защитную функцию
- г) каталитическую функцию

4. Качественной реакцией на крахмал, является, взаимодействие с:

- а) йодом
- б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- в) H_2SO_4 (конц)
- г) HNO_3 (конц)

5. Реакция дегидратация характерна для:

- а) одноатомных спиртов
- б) карбоновых кислот
- в) альдегидов

6. Для алканов характерны реакции:

- а) разложения
- б) присоединения
- в) замещения
- г) обмена

7. Реакция дегидратация, обозначает:

- а) отщепление H_2O
- б) присоединение H_2

8. Формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$, соответствует общей формуле:

- а) ароматических углеводородов
- б) алканов
- в) алкинов
- г) алкенов

9. Автором явления изомерии, является:

- а) С.В. Лебедев
- б) В.В. Марковников
- в) Бутлеров А.М.

10. Процесс образования этилового спирта из глюкозы, называется:

- а) гидратация
- б) брожение
- в) гидролиз
- г) этерификация

11. Процесс изменения углеродного скелета в пространстве называется:
- а) изомеризация
 - б) полимеризация
 - в) гидролиз
12. Формула глюкозы:
- а) $C_6H_{12}O_5$
 - б) $C_6H_{12}O_6$
 - в) $C_6H_6O_5$
13. Качественной реакцией на глицерин, является взаимодействие с:
- а) сульфатом меди (II)
 - б) гидроксидом натрия
 - в) гидроксидом меди (II)
14. Общим свойством одноатомных и карбоновых кислот, является:
- а) внутримолекулярная дегидратация
 - б) брожение
 - в) взаимодействие с активными металлами
15. Соединения, в молекулах которых есть амидные (пептидные) связи, называются:
- а) жиры
 - б) углеводороды
 - в) белки
 - г) углеводы
16. Белки не выполняют:
- А) транспортную функцию
 - Б) энергетическую функцию
 - В) защитную функцию
 - Г) двигательную функцию
17. Ядро атома - это
- а) совокупность электронов $\bar{e}$, протонов p и нейтронов n
 - б) совокупность протонов p и нейтронов n
 - в) совокупность нейтронов n
 - г) совокупность электронов $\bar{e}$ и протонов p
18. Нейтральная среда имеет:
- а) $pH=7$
 - б) $pH=13$
 - в) $pH=11$
19. Сложные вещества, которые состоят из атомов водорода и кислотных остатков, называют:
- а) кислоты
 - б) соли
 - в) оксиды
20. Электронная формула атома натрия:
- а) $1s^2 2s^2 2p^2$

- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

21. Какой % концентрации растворов, если известно, что 200 г раствора содержат 10 г сульфата цинка:

- а) 2 %
б) 20 %
в) 5 %

22. Электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла, и анионы кислотного остатка называются:

- а) кислотами
б) солями
в) основаниями

23. К реакциям обмена относится:

- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
б) $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
в) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

24. Число электронов, которые содержатся в атоме углерода равно:

- а) 6
б) 12
в) 8

25. К окислительно – восстановительным относится реакция, уравнение которой:

- а) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
б) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$,
в) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
г) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$

26. Составьте формулы органических веществ:

- а) гексин-2;
б) метилбензол;
в) 2,3-диметил -3,4-диэтилоктан;
г) 2,2-диметилпентан.

27. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержание углерода (С) в котором 92,3%, а водорода (Н) –7,7 %. Относительная плотность по водороду (H₂) равна 13.

28. При взаимодействии технического кальция массой 8 г, содержащего 20 % примесей, и раствора соляной кислоты выделился водород объемом ... л.

Вариант 2

1. К углеводам не относятся:

- а) тетразы, пентозы, гексозы

- б) моносахариды, олигосахариды, полисахариды
- в) первичные, вторичные и третичные амины

2. Для алкенов характерны реакции:

- а) присоединения
- б) отщепления
- в) обмена

3. Желтое окрашивание возникает при действии на белок:

- а) щелочи
- б) H_2SO_4 (конц)
- в) HNO_3 (конц)
- г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

4. Белый аморфный порошок, не растворимый в холодной воде, но разбухающий в горячей – это:

- а) целлюлоза
- б) сахароза
- в) фруктоза
- г) крахмал

5. Изомерия положения кратной связи характерна для:

- а) непредельных углеводородов – алкенов
- б) предельных углеводородов – алканов
- в) ароматических соединений – аренов
- г) предельных одноатомных спиртов

6. Реакции взаимодействия органических соединений с HCl , называются:

- а) галогенирование
- б) гидратация
- в) гидрогалогенирование
- г) гидрирование

7. Реакции полимеризации, не характерны для:

- а) алканов
- б) алкенов
- в) алкинов

8. Органические вещества, в состав которых входят С и Н, называются:

- а) карбиды
- б) гидриды
- в) углеводороды
- г) галогениды

9. Какие функциональные группы входят в состав аминокислот:

- а) $-\text{NH}_2$ и $-\text{COOH}$
- б) $-\text{NH}_2$ и $-\text{OH}$
- в) $-\text{NO}_2$ и $-\text{COOH}$
- г) $-\text{NO}_2$ и $-\text{OH}$

10. Белки – это...:

- а) органические соединения, содержащие два или более остатка аминокислот.
- б) азотсодержащие органические соединения природного происхождения
- в) природные полимеры, состоящие из большого числа остатков аминокислот, связанных между собой пептидными связями.

11. Общая формула алкинов:

- а) C_nH_{2n+2}
- б) C_nH_{2n}
- в) C_nH_{2n-2}
- г) C_nH_{2n+1}

12. Крахмал, вещество:

- а) животного происхождения
- б) является основной частью стенок растений
- в) является продуктом гидролиза углеводов
- г) образуется в результате фотосинтеза

13. Изомером для 3,3 диметилбутановой кислоты, является:

- а) гексановая кислота
- б) 2-этилпропановая кислота
- в) 2-метилпропановая кислота

14. Реакция взаимодействия одноатомных спиртов с карбоновыми кислотами, называется реакцией:

- а) ароматизация
- б) гидратация
- в) этерификация

15. Уксусный альдегид имеет формулу:

- а) CH_3COH
- б) CH_3COOH
- в) CH_3CH_2OH

16. Рибоза и дезоксирибоза, являются:

- а) нуклеиновыми кислотами
- б) углеводами
- в) белками

17. Реакции полимеризации, характерны для:

- а) алканов
- б) алкенов
- в) алкинов

18. Электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Химический знак этого элемента:

- а) С
- б) О
- в) Si

19. Что называют ионной связью?

- а) связь, образованная электронными парами;

б) связь между ионами из-за электростатического взаимодействия; в) связь, образованная ионом водорода при его внедрении в более электроотрицательный атом;
в) связь, образованная парой электронов, принадлежащей одному атому и вакантной ячейкой другого атома;
г) связь между находящимися в узлах решётки атомами и ионами, удерживаемыми быстро перемещающимися электронами.

20. С какими веществами реагируют основания?

- а) только с кислотами
- б) с кислотами и основными оксидами
- в) с кислотами и кислотными оксидами

21. Укажите амфотерное основание:

- а) NaOH
- б) KOH
- в) $Zn(OH)_2$ +

22. Сложные вещества, которые состоят из атомов металлов и гидроксогрупп, называют:

- а) кислоты
- б) соли
- в) основания +

23. Реакция, уравнение которой: $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$ является:

- а) обмена, обратимая
- б) обмена, каталитической
- в) обмена, необратимая
- г) окислительно-восстановительной, обмена.

24. Какой % концентрации раствора, если известно, что 300 г раствора содержат 30 г хлорида натрия:

- а) 20%
- б) 1%
- в) 10% +

25. К реакциям соединения относится:

- а) $KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$;
- б) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
- в) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

26. Составьте формулы органических веществ:

- а) 2-метилбутен-1;
- б) 2,3-диметилгексан;
- в) 4,5-диэтилгептен-3;
- г) 3-этилбутанол-1.

27. Определите объем углекислого газа, который образовался при взаимодействии азотной кислоты и технического карбоната кальция массой 300 г, содержащего 25 % примесей.

28. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержащего 85,7% углерода и 14,3% водорода; относительная плотность по водороду равна 28. Установите по формуле, относится ли этот углеводород к предельным.

4 Система оценивания комплекта ФОС текущего контроля и промежуточной аттестации

При оценивании практической и самостоятельной работы обучающегося учитывается следующее:

- *качество выполнения практической части работы;*
- *качество оформления отчета по работе;*
- *качество устных ответов на контрольные вопросы при защите работы.*

Каждый вид работы оценивается по пяти бальной шкале.

«5» (отлично) – за глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, в котором обучающийся свободно и уверенно ориентируется; за умение практически применять теоретические знания, высказывать и обосновывать свои суждения. Оценка «5» (отлично) предполагает грамотное и логичное изложение ответа.

«4» (хорошо) – если обучающийся полно освоил учебный материал, владеет научно-понятийным аппаратом, ориентируется в изученном материале, осознанно применяет теоретические знания на практике, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности.

«3» (удовлетворительно) – если обучающийся обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности, в применении теоретических знаний при ответе на практико-ориентированные вопросы; не умеет доказательно обосновать собственные суждения.

«2» (неудовлетворительно) – если обучающийся имеет разрозненные, бессистемные знания, допускает ошибки в определении базовых понятий, искажает их смысл; не может практически применять теоретические знания.

Критерии оценивания итоговой контрольной работы

«5» (отлично) – за глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, в котором обучающийся свободно и уверенно ориентируется; за умение практически применять теоретические знания, высказывать и обосновывать свои суждения. Оценка «5» (отлично) предполагает грамотное и логичное изложение ответа.

«4» (хорошо) – если обучающийся полно освоил учебный материал, владеет научно-понятийным аппаратом, ориентируется в изученном материале, осознанно применяет теоретические знания на практике, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности.

«3» (удовлетворительно) – если обучающийся обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности в применении теоретических знаний при ответе на практико-ориентированные вопросы; не умеет доказательно обосновать собственные суждения.

«2» (неудовлетворительно) – если обучающийся имеет разрозненные, бессистемные знания, допускает ошибки в определении базовых понятий, искажает их смысл; не может практически применять теоретические знания.

Тест оценивается по пяти бальной шкале следующим образом: стоимость каждого вопроса 1 балл. За правильный ответ студент получает 1 балл. За неверный ответ или его отсутствие баллы не начисляются.

Оценка «5» соответствует 86% – 100% правильных ответов.

Оценка «4» соответствует 73% – 85% правильных ответов.

Оценка «3» соответствует 53% – 72% правильных ответов.

Оценка «2» соответствует 0% – 52% правильных ответов.