ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ИРКУТСКОЙ ОБЛАСТИ «ЧЕРЕМХОВСКИЙ ГОРНОТЕХНИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИМ. М.И. ЩАДОВА»

РАССМОТРЕНО
на заседании ЦК
«Общеобразовательных,
экономических и транспортных
дисциплин»
Протокол №6
«04» февраля 2025 г.
Председатель: А.К. Кузьмина

Утверждаю:
Зам. директора
О.В. Папанова
« 26» мая 2025 г.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для выполнения
практических и лабораторных занятий студентов
по учебной дисциплине

ОУД.12 ХИМИЯ

программы подготовки специалистов среднего звена

09.02.07 Информационные системы и программирование

Разработал
преподаватель:
Юркина Е.Г.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 54CE6FF6F2E941EC6571CFEA2EAFB5E4
Владелец: Сычев Сергей Николаевич
Действителен: с 23.08.2024 до 16.11.2025

2025 г.

СОДЕРЖАНИЕ

		СТР.
1.	ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	3
2.	ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	7
3.	СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	8
4.	ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	151
5.	ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ, ВНЕСЁННЫХ В МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	152

1.ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания по выполнению практических и лабораторных занятий по учебной дисциплине **«Химия»** предназначены для студентов специальности ***09.02.07 Информационные системы и программирование*** составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «**Химия**» с учетом рекомендаций требований Мин. обр. (помещение кабинета химии должны удовлетворять требованиям санитарно-эпидемиологических правил и нормативов (СанПиН 2.4.2 № 178-02)) и направлены на достижение следующих целей:

- формирование у обучающихся умения оценивать значимость химического знания для каждого человека;
- формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественнонаучной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности – природной, социальной, культурной, технической среды, – используя для этого химические знания;
- развитие у обучающихся умений различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определённой системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;
- приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, опыта познания и самопознания; ключевых навыков, имеющих универсальное значение для различных видов деятельности (навыков решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, навыков сотрудничества, навыков безопасного обращения с веществами в повседневной жизни).

Методические указания являются частью учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия» и содержат задания, указания, теоретический материал, формулы. Перед выполнением практической или лабораторной работы каждый студент обязан показать свою готовность к выполнению работы: пройти тестирование, инструктаж, ответить на вопросы. По окончанию работы студент оформляет отчет, защищает работу.

В результате выполнения полного объема практических работ студент должен у**меть:**

- **называть:** изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатурам;
- **определять:** валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;
- **характеризовать:** *s*-, *p*-, *d*-элементы по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных

классов неорганических и органических соединений; строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, аминов, аминокислот и углеводов);

- **объяснять:** зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения, природу химической связи, зависимость скорости химической реакции от различных факторов, реакционной способности органических соединений от строения их молекул;
- **выполнять химический эксперимент** по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ, получению конкретных веществ, относящихся к изученным классам соединений;
- **проводить** расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;
- **осуществлять** самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- **использовать** приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни:
- для понимания глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических и сырьевых;
- объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
- безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;
- определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- распознавания и идентификации важнейших веществ и материалов;
- оценки качества питьевой воды и отдельных пищевых продуктов;

критической оценки достоверности химической информации, поступающей из различных источников.

При проведении практических и лабораторных занятий применяются следующие технологии и методы обучения: критического мышления, проблемно-диалогического обучения, СДО; лабораторный и практический методы.

Общие рекомендации обучающимся по выполнению практических занятий

1. Внимательно прочитайте методические рекомендации по выполнению практического задания.
2. Внимательно прочитайте пояснения, при необходимости повторите лекционный материал по конспектам и другим источникам, относящийся к теме практического задания.
3. Ответьте на контрольные вопросы, если они предложены.
4. Подготовьте все необходимое для выполнения задания, рационально подготовьте рабочее место.

5. Продумайте ход выполнения задания.

6. Если ваша работа связана с использованием ИКТ, проверьте наличие и работоспособность программного обеспечения, необходимого для выполнения задания.

7. Если при выполнении практического задания применяется групповое или коллективное выполнение задания, старайтесь поддерживать в коллективе нормальный психологический климат, грамотно распределить роли и обязанности. Вместе проводите анализ организации и промежуточные результаты практического задания микрогруппы.

8. При выполнении практического задания соблюдайте правила техники безопасности и охраны труда.

9. В процессе выполнения практического задания обращайтесь за консультациями к преподавателю, чтобы вовремя скорректировать свою деятельность, проверить правильность выполнения задания.

10. По окончании выполнения практического задания составьте письменный или устный отчет в соответствии с теми методическими указаниями по оформлению отчета, которые вы получили от преподавателя или в методических указаниях.

11. Сдайте готовую работу преподавателю для проверки.

12. Участвуйте в обсуждении и оценке полученных результатов практической работы (общегрупповом или в микрогруппах).

Выполнение лабораторной работы

- Перед выполнением лабораторной работы сначала необходимо изучить вещества, вступающие в реакцию и образующиеся в результате реакции.
- Затем следует ознакомиться с прибором, в котором происходит химическая реакция. Нужно установить его соответствие описанию, выполнить рекомендованную в описании прибора последовательность действий по подготовке прибора к работе.
- Осуществить саму реакцию, изучить условия её течения, произвести наблюдения изменений веществ, тепловых явлений.
- Произвести описание опыта, проанализировать, сделать вывод и обосновать его – ответить на вопрос, для решения которого выполнялся опыт.
- Все записи при выполнении лабораторной работы должны вестись исключительно в тетради для лабораторных работ. Ее следует вести самым аккуратнейшим образом. В тетради для лабораторных работ оформляется выполненная работа согласно указанию по ее выполнению.

Оформление лабораторной работы

Правильно оформленная лабораторная и практическая работа должны содержать в себе следующие разделы:

- Название работы и её №.
- Оборудование.
- Цель работы.

- Рисунок или схема установки с используемыми в работе символами измеряемых величин (при необходимости).
- Порядок выполнения работы.
- Результаты наблюдений и вычислений в виде таблицы.
- Уравнения химических реакций (при необходимости).
- Вывод (должен соответствовать цели работы).

Критерии оценивания лабораторной и практической работы

Оценка «5» ставится, если:

а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы;

б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами;

в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).

Оценка «4» ставится, если :

а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы;

б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами.

Оценка «3» ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью учителя.

Оценка «2» ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию учителя.

Во всех случаях оценка снижается, если обучающийся не соблюдал правила техники безопасности

В соответствии с учебным планом программы подготовки специалистов среднего звена по специальности **09.02.07 Информационные системы и программирование** рабочей программой по дисциплине **«Химия»** на практические и лабораторные занятия отводится **32** часа, на контрольные работы - **6** часов. Содержание контрольных работ, критерии их оценки представлены в комплекте контрольно-оценочных средств по учебной дисциплине ОУД.12 Химия.

2.ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

№ п/п	Тематика практических и лабораторных занятий	Количество часов
1	**Практическое занятие №1.** Решение заданий на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов. Практические задания на установление связи между строением атомов химических элементов и периодическим изменением свойств химических элементов и их соединений в соответствии с положением Периодической системы.	2
2	**Практическое занятие №2.** Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл Периодического закона Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств химических элементов, образуемых ими простых и сложных веществ в соответствии с положением химического элемента в Периодической системе. Мировоззренческое и научное значение Периодического закона Д.И. Менделеева. Прогнозы Д.И. Менделеева. Открытие новых химических элементов. Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеризацию химических элементов «Металлические / неметаллические свойства, электроотрицательность химических элементов в соответствии с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева»	2
3	**Практическое занятие №3.** Количественные отношения в химии. Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций. Моль как единица количества вещества. Молярная масса. Законы сохранения массы и энергии. Закон Авогадро. Молярный объем газов. Относительная плотность газов. Расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества	2
4	**Практическое занятие № 4.** Номенклатура неорганических веществ: название вещества исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре. Решение практических заданий по классификации, номенклатуре и химическим формулам неорганических веществ различных классов (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других): называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу. Источники химической информации (средств массовой информации, сеть Интернет и другие). Поиск информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам	2
5	**Практическое занятие № 5.** Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства. Решение практико-ориентированных теоретических заданий на свойства, состав, получение и безопасное использование важнейших	2

	неорганических веществ в быту и практической деятельности человека	
6	**Практическое занятие № 6.** Номенклатура органических соединений отдельных классов (насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и др.) Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин). Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)	2
7	**Практическое занятие № 7.** Свойства органических соединений отдельных классов (тривиальная и международная номенклатура, химические свойства, способы получения): предельные (алканы и циклоалканы), непредельные (алкены, алкины и алкадиены) и ароматические углеводороды, спирты и фенолы, карбоновые кислоты и эфиры, альдегиды и кетоны, амины и аминокислоты, высокомолекулярные соединения. Задания на составление уравнений химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения	2
8	**Практическое занятие № 8.** Решение практико-ориентированных заданий на анализ факторов, влияющих на изменение скорости химической реакции, в т.ч. с позиций экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды. Решение практико-ориентированных заданий на применение принципа Ле-Шателье для нахождения направления смещения равновесия химической реакции и анализ факторов, влияющих на смещение химического равновесия	2
9	**Практическое занятие № 9.** Растворение как физико-химический процесс. Растворы. Способы приготовления растворов. Растворимость. Массовая доля растворенного вещества. Смысл показателя предельно допустимой концентрации и его использование в оценке экологической безопасности. Правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; опасность воздействия на живые организмы определенных веществ. Решение практико-ориентированных расчетных заданий на растворы, используемые в бытовой и производственной деятельности человека	2
10	**Практическая работа № 10.** Правила поиска и анализа химической информации из различных источников (научная и учебно-научная литература, средства массовой информации, сеть Интернет). Применение химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности.	2
11	**Практическое занятие № 11.** Поиск и анализ кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности. Защита: Представление результатов решения кейсов в форме мини-доклада с презентацией	2
12	**Лабораторное занятие №1.** Лабораторная работа “Типы химических реакций”. Исследование типов (по составу и количеству исходных и	2

	образующихся веществ) и признаков химических реакций. Проведение реакций ионного обмена, определение среды водных растворов. Задания на составление ионных реакций	
13	**Лабораторное занятие №2.** Лабораторная работа «Идентификация неорганических веществ». Решение экспериментальных задач по химическим свойствам металлов и неметаллов, по распознаванию и получения соединений металлов и неметаллов. Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций. Качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония	2
14	**Лабораторное занятие № 3.** Лабораторная работа “Превращения органических веществ при нагревании". Получение этилена и изучение его свойств. Моделирование молекул и химических превращений на примере этана, этилена, ацетилена и др.	2
15	**Лабораторное занятие № 4.** Лабораторная работа: “Идентификация органических соединений отдельных классов” Идентификация органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций. Денатурация белка при нагревании. Цветные реакции белков. Возникновение аналитического сигнала с точки зрения химических процессов при протекании качественной реакции, позволяющей идентифицировать предложенные органические вещества	2
16	**Лабораторное занятие № 5.** Лабораторная работа «Приготовление растворов». Приготовление растворов заданной (массовой, %) концентрации (с практико-ориентированными вопросами) и определение среды водных растворов. Решение задач на приготовление растворов	2
17	**Контрольная работа № 1.** Строение вещества и химические реакции	2
18	**Контрольная работа № 2.** Свойства неорганических веществ	2
19	**Контрольная работа № 3.** Структура и свойства органических веществ	2
Всего:		38

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ИХ ВЫПОЛНЕНИЮ

Практическое занятие №1. Решение заданий на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов.

Практические задания на установление связи между строением атомов химических элементов и периодическим изменением свойств химических элементов и их соединений в соответствии с положением Периодической системы.

Учебная цель: формировать умения называть бинарные соединения, производить расчёты по химическим формулам.

Учебные задачи:

1.Научиться пользоваться химической символикой и названиями соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов.

2.Уметь устанавливать связи между строением атомов химических элементов и периодическим изменением свойств химических элементов и их соединений в соответствии с положением Периодической системы.
3.Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов;

знать: названия соединений, валентность, степень окисления, массовая доля элемента;

уметь: выполнять расчёты по химическим формулам;

владеть: навыками работы с Периодической системой ХЭ и калькулятором.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.

6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Бинарные соединения – это сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов (как правило, на первом месте записывается элемент с положительной степенью окисления, на втором месте – с отрицательной степенью окисления).

Степень окисления – это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (ионные и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления показывает, сколько электронов смещается к более электроотрицательному элементу. Электроотрицательность (ЭО) – свойство атомов данного химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения. Степени окисления расставляются: вверху над символом элемента, причем вначале пишется заряд (+ или -), а затем число (1,2,3).

Примеры веществ, в которых у элементов проставлены степени окисления:

Na2+1S-2, H2+1O-2, Cl20.

Для того, чтобы по формулам химических соединений рассчитать степени окисления с.о.), необходимо знать определенные правила:

1. В соединениях отрицательное значение с.о. имеют элементы с большим значением электроотрицательности, а положительное значение с.о. – элементы с меньшим значением электроотрицательности.
2. Есть элементы с постоянной с.о. и элементы с переменной с.о.

Элементы с постоянным значением с.о.:

а) металлы всегда имеют положительное значение с.о.

У металлов главных подгрупп: I группы во всех соединениях с.о. равна +1, II группы - +2, III группы - +3.

б) элемент фтор в соединениях всегда проявляет степень окисления -1

Элементы с переменным значением с.о.:

а) все остальные металлы (кроме перечисленных выше металлов);

б) почти все неметаллы;

в) кислород почти всегда имеет с.о. -2;

г) в большинстве соединений водород имеет с.о. +1.

3. У элементов, которые в бинарном соединении записываются на втором месте, с.о. отрицательна и рассчитывается по формуле: № группы элемента -8.

4. У простых веществ и свободных атомов с.о. всегда равна нулю (H2, N2, Fe, Al, Cl, N, Na).

5. В соединениях сумма всех степеней окисления элементов всегда равна нулю. То есть, сумма положительных и отрицательных зарядов в молекуле всегда равна нулю.

6. Для того, чтобы рассчитать с.о. одного элемента в соединении, надо знать с.о. другого элемента.

Нахождение с.о. по формуле вещества.

Составим алгебраическое уравнение с одним неизвестным для определения значения с.о. в каком-либо соединении.
Найдем с.о. хлора в соединении Cl_2O. Выпишем с.о. кислорода и обозначим неизвестную степень окисления хлора через x: Cl_2xO^{-2}
Составим уравнение:
2x+(-2)▪1=0; 2x=2; x=+1
Записываем степень окисления хлора: $Cl_2^{+1}O^{-2}$
Составление формулы соединения по известным с.о.элементов.
Например, составить формулу бинарного соединения алюминия с углеродом.
Запишем знаки алюминия и углерода: Al C, причем вначале записываем элемент с положительным значением с.о. (какой это элемент в нашем примере?), а затем – элемент с отрицательным значением с.о.
Теперь по порядку:

1. Алюминий находится в 3 группе, это металл, его с. о. всегда положительна и равна +3.
2. Углерод находится в 4 группе, его с.о. его будет равна -4 (4 – 8 = -4)

Запишем эти значения в формулу: Al+3C-4, найдем наименьшее общее кратное для них (оно равно 12). Затем рассчитаем индексы:
12
Al +3 C -4 → Al4C3
Названия бинарных соединений образуются из двух слов – названий входящих в их состав химических элементов. Вначале произносят корень латинского названия элемента с отрицательной с.о.(у нас углерод, его латинское название - карбонеум), добавляя суффикс – «ид» (в именительном падеже), после этого добавляют название элемента с положительной с.о. в родительном падеже.

Например: NaCl – хлорид натрия, MgS – сульфид магния, KH – гидрид калия.

Если же электроположительный элемент проявляет разные степени окисления, то это отражают в названии, обозначив с. о. римской цифрой, которую ставят в конце названия в скобках.

Например: Fe+2O-2 оксид железа (II); Fe2+3O3-2 оксид железа (III).

Если же соединение состоит из двух элементов-неметаллов, то к корню латинского названия более ЭО (находится в формуле на втором месте) из них прибавляют суффикс «ид», второй компонент называют в родительном падеже.

Например: O+2F2-1 – фторид кислорода, S+4O2-2- оксид серы (IV), S+6O3-2- оксид серы (VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначают при помощи названий греческих числительных – моно, ди, три, тетра.
CO- монооксид углерода, CO2- диоксид углерода, PbCl4- тетрахлорид фтора.
Относительная молекулярная масса (Mr)- безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы изотопа углерода C12.
Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.
Примеры:

Mr(B2O3) = 2 · Ar(B) + 3 · Ar(O) = 2 · 11 + 3 · 16 = 70
Mr(KAl(SO4)2) = 1 · Ar(K) + 1 · Ar(Al) + 1· 2 · Ar(S) + 2· 4 · Ar(O) = = 1 · 39 + 1 · 27 + 1 · 2 · 32 + 2 · 4 ·16 = 258

Массовая доля химического элемента.

Зная химическую формулу, можно вычислить массовую долю химических элементов в веществе. Массовая доля элемента в вещества обозначается греческой буквой «омега» - ω и рассчитывается по формуле:

$$\omega_{Э/В} = \frac{A_{r(э)} \cdot k}{M_{r(B)}} \cdot 100\%,$$

где k – число атомов этого элемента в молекуле.

Пример: рассчитать массовые доли водорода и кислорода в молекуле воды H_2O.

Решение:

1) Вычисляем относительную молекулярную массу воды:

$M_r(H_2O) = 2*A_r(H) + 1*A_r(O) = 2*1 + 1* 16 = 18$

2) Вычисляем массовую долю водорода в воде:

$$\omega_{H/B} = \frac{A_{r(H)} \cdot 2}{M_{r(H_2O)}} \cdot 100\% = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11\%$$

3) Вычисляем массовую долю кислорода в воде. Так как в состав воды входят атомы только двух химических элементов, массовая доля кислорода будет равна:

$$\omega_{O/B} = 100\% - 11\% = 89\%$$

Ответ: $\omega_{O/B} = 89\%$, $\omega_{H/B} = 11\%$

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Какую информацию даёт формула CO_2?
2. Что такое степень окисления?
3. Какие величины могут находиться рядом с химическим знаком?
4. Приведите примеры простых веществ и назовите их формулы.
5. Приведите примеры сложных веществ и назовите их формулы.
6. Сформулируйте правила определения степеней окисления.
7. Какова формула для определения массовой доли химического элемента?

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав вещества из вашего варианта под номерами…(по указанию учителя).

Варианты					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	AgCl	Na2S	Ca3N2	H2Se	AgBr

2	LiBr	NH3	NaCl	P2O5	MgCl4
3	HF	Ca3P2	Li2S	SF6	LiH
4	K2S	HCl	N2O5	Na3N	NH3
5	AlI3	CrF3	LiI	K2S	PCl3
6	PH3	BaBr2	CaF2	LiBr	H2S
7	CaH2	PbI2	HBr	PCl5	FeBr3
8	CH4	CuCl2	KH	BaH2	CaC2
9	Na3P	ZnS	AgI	SiH4	CCl4
10	FeCl2	SiH4	Mg3P2	H2S	SO3
11	H2S	NaH	MnS	MgS	Ba3P2
12	HgBr2	HF	PH3	CaCl2	HI
13	NiI2	SO2	CuBr2	ClF5	SrS

1. Дайте названия веществам из вашего варианта.
2. Определите качественный и количественный состав вещества из вашего варианта под номерами...
3. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ из вашего варианта под номерами...
4. Рассчитайте массовые доли химических элементов, входящих в состав основания из вашего варианта под номером…
5. Определите тип химической связи в веществах из вашего варианта под номерами...
6. Определите степени окисления каждого элемента в основаниях из вашего варианта под номерами...

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя вариант и номера веществ, необходимые для выполнения заданий.
2. Если веществ несколько, сначала выполняете все 6 заданий для одного вещества, затем для следующего, и так по порядку.
3. **Образец для выполнения:**

Вариант 5 № 13

1. ***SrS – сульфид стронция***
2. ***Качественный состав – атомы стронция и серы, количественный состав – всего два атома: один атом стронция и один атом серы.***
3. ***Mr(SrS)= 88+32=120***
4. ***W(Sr)=n*Ar(Sr)/Mr(SrS)*100%=1*88/120*100%=73,33% W(S)= n*Ar(S)/Mr(SrS)*100%=1*32/120*100%=26,67%***
5. ***Ионная***
6. ***$Sr^{+2}S^{-1}$***

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните задания № 1, 2, 3, 4, 5, 6 к веществам, указанным учителем.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие №2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл Периодического закона Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств химических элементов, образуемых ими простых и сложных веществ в соответствии с положением химического элемента в Периодической системе. Мировоззренческое и научное значение Периодического закона Д.И. Менделеева. Прогнозы Д.И. Менделеева. Открытие новых химических элементов. Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеризацию химических элементов «Металлические / неметаллические свойства, электроотрицательность химических элементов в соответствии с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева»

Учебная цель: формировать умения определять металлические и неметаллические свойства химических элементов.

Учебные задачи:

1.Научиться определять металлические и неметаллические свойства химических элементов.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: определять металлические и неметаллические свойства химических элементов;
знать: названия элементов;
уметь: определять металлические и неметаллические свойства химических элементов;
владеть: навыками работы с Периодической системой ХЭ.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы

по теме практического занятия

Периодический закон.

Периодический закон был открыт Д.И. Менделеевым в 1868 году. Его современная формулировка: свойства химических элементов и образуемых ими соединений (простых и сложных) находятся в периодической зависимости от величины заряда атомного ядра.

Периодический закон лежит в основе современного учения о строении вещества. Периодическая система Д.И. Менделеева является наглядным отражением периодического закона.

В периодической таблице элементы расположены в порядке увеличения атомного заряда, группируются в "строки и столбцы" - периоды и группы.

Период - ряд горизонтально расположенных химических элементов. 1, 2 и 3 периоды называются малыми, они состоят из одного ряда элементов. 4, 5, 6 - называются большими периодами, они состоят из двух рядов химических элементов.

Группой называют вертикальный ряд химических элементов в периодической таблице. Элементы собраны в группы на основе степени окисления в высшем оксиде. Каждая из восьми групп состоит из главной подгруппы (а) и побочной подгруппы (б).

Периодическая таблица Д.И. Менделеева содержит колоссальное число ответов на самые разные вопросы. При умелом ее использовании вы сможете предполагать строение и свойства веществ, успешно писать химические реакции и решать задачи.

Радиус атома.

Радиусом атома называют расстояние между атомным ядром и самой дальней электронной орбиталью. Это не четкая, а условная граница, которая говорит о наиболее вероятном месте нахождения электрона.

В периоде радиус атома уменьшается с увеличением порядкового номера элементов ("→" слева направо). Это связано с тем, что с увеличением номера группы увеличивается число электронов на внешнем уровне. Запомните, что для элементов главных подгрупп номер группы равен числу электронов на внешнем уровне.

С увеличением числа электронов они становятся более скученными, так как притягиваются друг к другу сильнее: это и есть причина маленького радиуса атома.

Чем меньше электронов, тем больше у них свободы и больше радиус атома, поэтому радиус увеличивается в периоде "←" справа налево.

В группе радиус атома увеличивается с увеличением заряда атомных ядер - сверху вниз "↓". Чем больше период, тем больше электронных орбиталей вокруг атома, соответственно, и больше его радиус. С уменьшением заряда атома в группе радиус атома уменьшается - снизу вверх "↑". Это связано с уменьшением количества электронных орбиталей вокруг атома. Для примера возьмем атомы бора и алюминия, элементов, расположенных в одной группе.

Строение атома.

Атом — это мельчайшая химически неделимая частица вещества.

Атомы могут соединяться друг с другом с помощью химических связей в различной последовательности, образуя более сложные частицы — **молекулы.**

Молекула — это мельчайшие частицы, которые состоят из атомов. Они являются химически делимыми.

Атом состоит из более мелких, или **элементарных частиц** — протонов (p), нейтронов (n) и электронов ($\bar{e}$).

В центре атома располагается ядро, которое состоит из протонов и нейтронов (их общее название нуклоны), а вокруг ядра вращаются электроны. Описываемая модель атома называется "планетарной" и была предложена в 1913 году великими физиками: Нильсом Бором и Эрнестом Резерфордом.

Электронная конфигурация атома.

Электроны атома находятся в непрерывном движении вокруг ядра. Энергия электронов отличается друг от друга, в соответствии с этим электроны занимают различные энергетические уровни.

Энергетические уровни подразделяются на несколько подуровней:

1. Первый уровень: Состоит из s-подуровня: одной "1s" ячейки, в которой помещаются 2 электрона (заполненный электронами - 1s2)
2. Второй уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (2s2) и p-подуровня: трех "p" ячеек (2p6), на которых помещается 6 электронов
3. Третий уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (3s2), p-подуровня: трех "p" ячеек (3p6) и d-подуровня: пяти "d" ячеек (3d10), в которых помещается 10 электронов.
4. Четвертый уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (4s2), p-подуровня: трех "p" ячеек (4p6), d-подуровня: пяти "d" ячеек (4d10) и f-подуровня: семи "f" ячеек (4f14), на которых помещается 14 электронов.

Правила заполнения электронных орбиталей и примеры

Существует ряд правил, которые применяют при составлении электронных конфигураций атомов:

- Сперва следует заполнить орбитали с наименьшей энергией, и только после переходить к энергетически более высоким
- На орбитали (в одной "ячейке") не может располагаться более двух электронов
- Орбитали заполняются электронами так: сначала в каждую ячейку помещают по одному электрону, после чего орбитали дополняются еще одним электроном с противоположным направлением
- Порядок заполнения орбиталей: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s

  Должно быть, вы обратили внимание на некоторое несоответствие: после 3p подуровня следует переход к 4s, хотя логично было бы заполнить до конца 4s подуровень. Однако природа распорядилась иначе. Запомните, что, только заполнив 4s подуровень двумя электронами, можно переходить к 3d подуровню.

Алгоритм составления схемы строения атома

1. Записать символ элемента – например Na

2. Записать значение заряда ядра атома натрия (заряд ядра со знаком + равен порядковому номеру элемента) – Na +11

3. Далее записать количество электронных слоёв в атоме (число электронных слоёв равно номеру периода, в котором находится элемент – натрий – в третьем периоде ПСХЭ) Na +11)))

4. Количество электронов начинать записывать с последнего электронного уровня (слоя). У атомов элементов главных подгрупп на последнем электронном слое число электронов равно номеру группы. У атомов элементов побочных подгрупп на последнем электронном слое всегда 2 электрона. Натрий в ПСХЭ находиться в I группе, главной подгруппе, значит у него на последнем электронном слое 1 электрон. Na +11)))

1

5. На первом электронном слое всегда 2 электрона (кроме атома водорода)

Na +11))) 2 1

6. Количество электронов на оставшемся электронном слое считать по разнице заряда атома и числа записанных электронов (11-3=8). Na +11))) 2 8 1

7. Далее записать электронную формулу (используя подсказку) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

8. Рассчитать количество электронов, протонов и нейтронов в атоме.

Для атома натрия: P=11, e=11, N=23-11=12.

Металлические и неметаллические свойства

В периоде с увеличением заряда атома металлические свойства ослабевают, неметаллические - усиливаются (слева направо "→"). В группе с увеличением заряда атома металлические свойства усиливаются, а неметаллические - ослабевают (сверху вниз "↓").

Сравним металлические и неметаллические свойства Rb, Na, Al, S. Натрий, алюминий и сера находятся в одном периоде. Металлические свойства возрастают S → Al → Na. Натрий и рубидий находятся в одной группе, металлические свойства возрастают Na → Rb.

Таким образом, самые сильные металлические свойства проявляет рубидий, но с другой стороны - у него самые слабые неметаллические свойства. Сера обладает самыми слабыми металлическими свойствами, но, если посмотреть по-другому, сера - самый сильный неметалл.

Распределение металлов и неметаллов в периодической таблице также является наглядным отображением этого правила. Если провести условную линию, проходящую от бора до астата, то справа окажутся неметаллы, а слева - металлы.

Закономерности изменения свойств простых веществ и соединений

Свойства	В периоде	В группе
Металлические свойства простых веществ	ослабевают	усиливаются
Основные свойства высших оксидов и гидроксидов	ослабевают	усиливаются
Неметаллические свойства простых веществ	усиливаются	ослабевают
Кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов	усиливаются	ослабевают

Высшие оксиды и летучие водородные соединения.

В периодической таблице Д.И. Менделеева ниже 7 периода находится строка, в которой для каждой группы указаны соответствующие высшие оксиды, ниже строка с летучими водородными соединениями.

Для элементов главных подгрупп начиная с IV группы (в большинстве случае) максимальная степень окисления (СО) определяется по номеру группы. К примеру, для серы (в VI группе) максимальная СО = +6, которую она проявляет в соединениях: H_2SO_4, SO_3.

В таблице видно, что для VIa группы формула высшего оксида RO_3, а, к примеру, для IIIa группы - R_2O_3. Напишем высшие оксиды для веществ из VIa : SO_3, SeO_3, TeO_3 и IIIa группы: B_2O_3, Al_2O_3, Ga_2O_3.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Какую информацию даёт Периодическая система химических элементов?
2. Что такое атом, молекула?
3. Какие частицы входят в состав атома?
4. Приведите примеры металлов и неметаллов.
5. Сформулируйте правила заполнения энергетических уровней.

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав вещества из вашего варианта под номерами…(по указанию учителя).

	Варианты				
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	O	Na	F	C	Ca
2	Li	S	Zn	H	I

3	Be	Cu	B	Mg	Ag
4	He	Br	K	Ba	P
5	N	Al	Ne	Si	Cl
6	Fe	Ar	Co	Ni	As
7	S	Mg	Ca	O	P
8	H	B	N	Na	C
9	Ba	Si	Li	Cl	Al
10	Ga	P	H	Zn	Se
11	C	O	S	B	K
12	F	Ag	Al	N	Kr

1. Дайте название химических элементов из вашего варианта.
2. Определите местонахождение химического элемента из вашего варианта по номерами... в Периодической системе ХЭ, указав порядковый номер, номер группы, подгруппу, номер периода и ряд.
3. Запишите схему строения атомов химических элементов из вашего варианта под номерами...
4. Запишите электронную конфигурацию электронов в атомах химических электронов из предыдущего номера.
5. Определите, используя ПСХЭ, и запишите относительные атомные массы химических элементов из вашего варианта под номерами....
6. Укажите количество электронов, протонов и нейтронов в атомах химических элементов из вашего варианта под номерами…
7. Выпишите в два столбика химические знаки металлов и неметаллов из вашего варианта.
8. Запишите формулы высших оксидов и летучих водородных соединений, образованных химическими элементами из вашего варианта под номерами…

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя вариант и номера элементов, необходимые для выполнения заданий.
2. Если элементов несколько, сначала выполняете все 6 заданий для одного элемента, затем для следующего, и так по порядку.
3. Формулы высших оксидов и летучих водородных соединений указаны в Периодической системе химических элементов после 7 периода.
4. **Образец для выполнения:**
   Вариант 5 № 12

   1. ***Kr– криптон***
   2. ***№ 36, VIII группа, главная подгруппа, 4 период, 5 ряд.***
   3. ***Kr +36)$_2$)$_8$)$_{18}$)$_8$***
   4. ***$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$***
   5. ***Ar (Kr) = 84***
   6. ***N (e) =36, N (p) = 36, N (n) = 84-36=48***
   7. ***Неметалл***
   8. ***KrO_4, -***

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните Задания № 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие №3. Количественные отношения в химии. Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций. Моль как единица количества вещества. Молярная масса. Законы сохранения массы и энергии. Закон Авогадро. Молярный объем газов. Относительная плотность газов. Расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.

Учебная цель: формировать умения производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.

Учебные задачи:
1.Научиться производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.

Образовательные результаты:

Студент должен:
иметь практический опыт: производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.
знать: формулы для вычисления количества вещества, молярного объема и относительной плотности газов;
уметь: производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.
владеть: навыками работы с Периодической системой ХЭ и калькулятором.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Относительная атомная масса - A_r

Представляет собой массу атома, выраженную в атомных единицах массы. Относительные атомные массы указаны в периодической таблице Д.И. Менделеева. Так, один атом водорода имеет атомную массу = 1, кислород = 16, кальций = 40.

Относительная молекулярная масса - M_r

Относительная молекулярная масса складывается из суммы относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав вещества. В качестве примера найдем относительные молекулярные массы кислорода, воды, перманганата калия и медного купороса:

$M_r (O_2) = (2 \times A_r(O)) = 2 \times 16 = 32$

$M_r (H_2O) = (2 \times A_r(H)) + A_r(O) = (2 \times 1) + 16 = 18$

$M_r (KMnO_4) = A_r(K) + A_r(Mn) + (4 \times A_r(O)) = 39 + 55 + (4 * 16) = 158$

$M_r (CuSO_4*5H_2O) = A_r(Cu) + A_r(S) + (4 \times A_r(O)) + (5 \times ((A_r(H) \times 2) + A_r(O))) = 64 + 32 + (4 \times 16) + (5 \times ((1 \times 2) + 16)) = 160 + 5 * 18 = 250$

Моль и число Авогадро

Моль - единица количества вещества (в системе единиц СИ), определяемая как количество вещества, содержащее столько же структурных единиц этого вещества (молекул, атомов, ионов) сколько содержится в 12 г изотопа ^{12}C, т.е. 6×10^{23}.

Число Авогадро (постоянная Авогадро, N_A) - число частиц (молекул, атомов, ионов) содержащихся в одном моле любого вещества.

Моль - международная единица количества вещества, которая показывает, сколько атомов, молекул или ионов содержится в определенной массе или конкретном объеме вещества. Один моль любого вещества содержит 6.02×10^{23} атомов/молекул/ионов.

Иногда в задачах бывает дано число Авогадро, и от вас требуется найти, какое вам дали количество вещества (моль). Количество вещества в химии обозначается n (по греч. читается "эн").

Рассчитаем по формуле: $n = N/N_A$ количество вещества 3.01×10^{23} молекул воды и 12.04×10^{23} атомов углерода.

Молярная масса - M

Молярная масса - масса одного моля вещества, выражается в "г/моль" (грамм/моль). Численно совпадает с изученной нами ранее относительной молекулярной массой.

Рассчитаем молярные массы $CaCO_3$, HCl и N_2

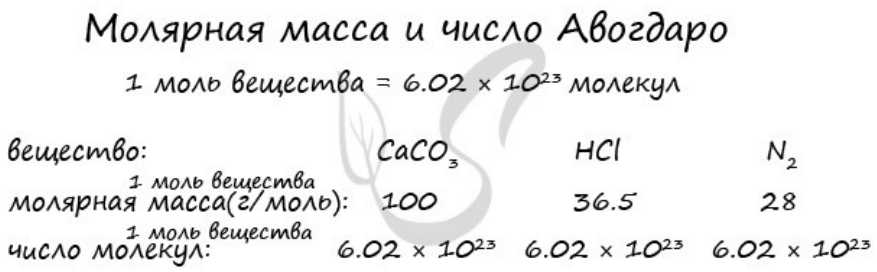
$M(CaCO_3) = A_r(Ca) + A_r(C) + (3 \times A_r(O)) = 40 + 12 + (3 \times 16) = 100$ г/моль

$M(HCl) = A_r(H) + A_r(Cl) = 1 + 35.5 = 36.5$ г/моль

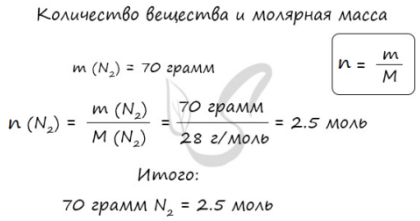
$M(N_2) = A_r(N) \times 2 = 14 \times 2 = 28$ г/моль

Вспомните про число Авогадро. Получается, что, несмотря на одинаковое число молекул в 1 моле (1 моль любого вещества содержит 6.02×10^{23} молекул), молекулярные массы отличаются. Так, 6.02×10^{23} молекул N_2 весят 28 грамм, а такое же количество молекул HCl - 36.5 грамм.

Это связано с тем, что, хоть количество молекул одинаково - 6.02×10^{23}, в их состав входят разные атомы, поэтому и массы получаются разные.



Часто в задачах бывает дана масса, а от вас требуется рассчитать количество вещества, чтобы перейти к другому веществу в реакции. Сейчас мы определим количество вещества (моль) 70 грамм N_2, 50 грамм $CaCO_3$, 109.5 грамм HCl. Их молярные массы были найдены нами уже чуть раньше, что ускорит ход решения.



n ($CaCO_3$) = m($CaCO_3$) : M($CaCO_3$) = 50 г. : 100 г/моль = 0.5 моль

n (HCl) = m(HCl) : M(HCl) = 109.5 г. : 36.5 г/моль = 3 моль

Иногда в задачах может быть дано число молекул, а вам требуется рассчитать массу, которую они занимают. Здесь нужно использовать количество вещества (моль) как посредника, который поможет решить поставленную задачу.

Предположим нам дали 15.05×10^{23} молекул азота, 3.01×10^{23} молекул $CaCO_3$ и 18.06×10^{23} молекул HCl. Требуется найти массу, которую составляет указанное число молекул. Мы несколько изменим известную формулу, которая поможет нам связать моль и число Авогадро.

Количество вещества, молярная масса и число Авогадро

1. Сначала найдем количество вещества

$$n = \frac{N(N_2)}{N_A} = \frac{15.05 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = 2.5\ \text{моль} \qquad \boxed{n = \frac{N}{N_A}}$$

2. Зная количество вещества, найдем массу

$$m(N_2) = n(N_2) \times M(N_2) = 2.5\ \text{моль} \times 28\ \text{г/моль} = 70\ \text{грамм} \qquad \boxed{m = n \times M}$$

3. Итого:

$$70\ \text{грамм}\ N_2 = 2.5\ \text{моль} = 15.05 \times 10^{23}\ \text{молекул}$$

Молярный объем

Молярный объем - объем, занимаемый одним молем вещества. Примерно одинаков для всех газов при стандартной температуре и давлении составляет 22.4 л/моль. Он обозначается как - V_M.

Подключим к нашей системе еще одно понятие. Предлагаю найти количество вещества, количество молекул и массу газа объемом 33.6 литра. Поскольку показательно молярного объема при н.у. - константа (22.4 л/моль), то совершенно неважно, какой газ мы возьмем: хлор, азот или сероводород.

Запомните, что 1 моль любого газа занимает объем 22.4 литра. Итак, приступим к решению задачи. Поскольку какой-то газ все же надо выбрать, выберем хлор - Cl_2.

Количество вещества, молярная масса, число Авогадро и молярный объем

$(Cl_2) = 33.6$ литра

1. Сначала найдем количество вещества

$$n = \frac{V(Cl_2)}{V_M} = \frac{33.6\ \text{литра}}{22.4\ \text{литра/моль}} = 1.5\ \text{моль} \qquad \boxed{n = \frac{V}{V_M}}$$

2. Зная количество вещества, найдем массу

$$m(Cl_2) = n(Cl_2) \times M(Cl_2) = 1.5\ \text{моль} \times (35.5\ \text{г/моль} * 2) = 106.5\ \text{грамм} \qquad \boxed{m = n \times M}$$

3. Зная количество вещества, найдем число молекул

$N(Cl_2) = n(Cl_2) \times N_A(Cl_2) =$
1.5 моль $\times 6.02 \times 10^{23}$ моль$^{-1}$
$= 9.03 \times 10^{23}$ моль$^{-1}$

$$N = n \times N_A$$

Итого:

33.6 литра Cl_2 = 106.5 грамм Cl_2 =
= 1.5 моль = 9.03×10^{23} молекул

Моль (количество вещества) - самое гибкое из всех понятий в химии. Количество вещества позволяет вам перейти и к числу Авогадро, и к массе, и к объему.

Количество вещества

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{N}{N_A}$$

Предположим, что $n(N_2) = 0.5$ моль

$$n(N_2) = \frac{14\ г}{28\ г/моль} = \frac{11.2\ л}{22.4\ л/моль} = \frac{3.01 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}\ моль^{-1}}$$

Относительная плотность и газы – D

Относительной плотностью газа называют отношение молярных масс (плотностей) двух газов. Она показывает, во сколько раз одно вещество легче/тяжелее другого. D = M (1 вещества) / M (2 вещества).

В задачах бывает дано неизвестное вещество, однако известна его плотность по водороду, азоту, кислороду или воздуху. Для того чтобы найти молярную массу вещества, следует умножить значение плотности на молярную массу газа, по которому дана плотность.

Запомните, что молярная масса воздуха = 29 г/моль. Лучше объяснить, что такое плотность и с чем ее едят на примере. Нам нужно найти молярную массу неизвестного вещества, плотность которого по воздуху 2.5

Плотность

D (неизвестного в-ва по воздуху) = 2.5

M (неизв. в-ва) = D (по возд.) × M (воздуха) = 2.5 × 29 г/моль = = 72.5 грамм/моль

$$D = \frac{M\ (в\text{-}ва\ 1)}{M\ (в\text{-}ва\ 2)}$$

2 вещество «по которому» дана плотность (кислород, воздух и т.д.)

Относительная плотность и водный раствор – ρ

Плотность является отражением зависимости массы от вещества, равна отношению массы вещества к единице его объема. Единицы измерения плотности: г/мл, г/см^3, кг/м^3 и т.д.

Для примера решим задачку. Объем серной кислоты составляет 200 мл, плотность 1.34 г/мл. Найдите массу раствора. Чтобы не запутаться в единицах измерения поступайте с ними как с самыми обычными числами: сокращайте при делении и умножении - так вы точно не запутаетесь.

Плотность раствора

$V(H_2SO_4)_{р-р} = 200$ мл

$\rho(H_2SO_4)_{р-р} = 1.34 \frac{г}{мл}$

$m = \rho \times V$

$m(H_2SO_4)_{р-р} = \rho(H_2SO_4)_{р-р} \times V(H_2SO_4)_{р-р} =$

$1.34 \frac{г}{\cancel{мл}} \times 200\ \cancel{мл} = 268$ грамм

Иногда перед вами может стоять обратная задача, когда известна масса раствора, плотность и вы должны найти объем. Опять-таки, если вы будете следовать моему правилу и относится к обозначенным условным единицам "как к числам", то не запутаетесь.

В ходе ваших действий "грамм" и "грамм" должны сократиться, а значит, в таком случае мы будем делить массу на плотность. В противном случае вы бы получили граммы в квадрате :)

К примеру, даны масса раствора HCl - 150 грамм и плотность 1.76 г/мл. Нужно найти объем раствора.

Плотность раствора

$m(HCl)_{р-р} = 150$ грамм

$\rho(HCl)_{р-р} = 1.76 \frac{г}{мл}$

$V = \frac{m}{\rho}$

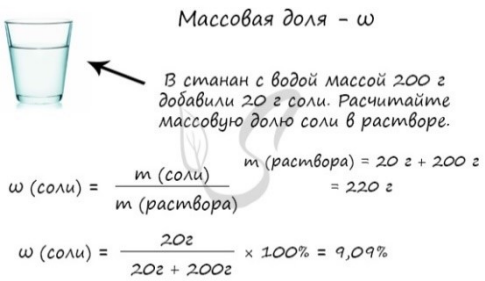
$V(HCl)_{р-р} = m(HCl)_{р-р} : \rho(HCl)_{р-р} =$

$150\ \cancel{грамм} : 1.76 \frac{г}{мл} = 85$ мл

Массовая доля - ω

Массовой долей называют отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Важно заметить, что в понятие раствора входит как растворитель, так и само растворенное вещество.

Массовая доля вычисляется по формуле ω (вещества) = m (вещества) / m (раствора). Полученное число будет показывать массовую долю в долях от единицы, если хотите получить в процентах - его нужно умножить на 100%. Продемонстрирую это на примере.



Решим несколько иную задачу и найдем массу чистой уксусной кислоты в широко известной уксусной эссенции.

Обозначение	Величина	Единица измерения	Формулы
m	масса	мг, г, кг	$m = M \cdot n$ $m = p*V$
V	объем	мл, л, $м^3$	$V= m/p$ $V = V_m \cdot n$
P	плотность	Мг\мл, г\л кг\м3	$P=m/V$
Ar	Относительная атомная масса	-	См. ПС
Mr	Относительная молекулярная масса	-	См. ПС
M	Молярная масса	Мг/ ммоль, Г/моль,кг/кмоль	$M = \frac{m}{n}$ См. ПС
N	Количество частиц (атомы, молекулы, ионы)	атомы, молекулы, ионы	$N = N_A \cdot n$
Na	Постоянная Авогадро	частиц/моль	$N_A = N/n$

			$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц/моль
n	Количество вещества	Ммоль, моль кмоль	$n = N/N_A$ $n = \frac{m}{M}$
Vm	Молярный объем	Мл/ммоль, см3/ммоль, л/моль, дм3/моль м3/кмоль	$V_m = \frac{V}{n}$ 22,4 л/моль
D	Относительная плотность газов	-	D=M газа А/M газа Б
W	Массовая доля	- или %	W (Э) = n*Ar/Mr Wв-ва=mв-ва/mр-ра

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что такое относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, количество вещества, относительная плотность газов?
2. Какие величины связывает количество вещества?
3. Приведите значение постоянной Авогадро.
4. Приведите значение молярного объема газов.
5. Укажите формулу для определения массовой доли вещества.

Задания для практического занятия:

Решите задачи из карточки под номером…(по указанию учителя).

<u>Карточка № 1.</u>

1. Сколько моль и молекул содержится в 12,6 г хлора?
2. Какой объем при н.у. занимают 64г оксида серы (IV)?
3. Определите относительную плотность бутана С4 Н10 по кислороду.
4. Рассчитайте объем кислорода, который потребуется для полного сжигания 100 грамм угля(свободного углерода).
5. Какую массу соли и воды необходимо взять для приготовления 260г 25%-ного раствора?

<u>Карточка № 2.</u>

1. Сколько моль и молекул содержится в 5 г магния?

2. Определите, какой объем при нормальных условиях занимает $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул оксида азота(Il) NO.
3. Определите относительную плотность ацетилена C_2H_2 по воздуху.
4. Какая масса ртути образуется при разложении 108 грамм оксида ртути(II)?
5. Смешали 5 г соли и 160 мл воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Карточка № 3.

1. Сколько моль и молекул содержится в 8 г водорода?
2. Какой объем занимает аммиак NH_3 количеством вещества 2,40 моль? Какое число молекул содержится в данной порции газа?
3. Определите относительную плотность веселящего газа N_2O по хлору.
4. Какой объем сернистого газа можно получить при полном сжигании 2,24 литра сероводорода?
5. Какой объем воды надо прилить к 0,5 г сахара, чтобы получить 1 %-ный раствор?

Карточка № 4.

1. Сколько моль и молекул содержится в 17 г карбоната кальция?
2. Определите, какой объем занимают $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода (н. у.).
3. Определите относительную плотность фосфина PH_3 по кислороду.
4. Рассчитать массу водорода, вступившего в реакцию с кислородом, если образуется 144 граммов воды.
5. К 200 г 10 %-ного раствора соли прилили 300 мл воды. Каково процентное содержание соли во вновь полученном растворе?

Карточка № 5.

1. Сколько моль и молекул содержится в 6 г силиката бария?
2. Рассчитайте, какой объем (н. у.) займут 0,6 моль азота.
3. Определите молекулярную массу газа, если его относительная плотность по кислороду равна 2,215.
4. Какой объем сероводорода получится при действии соляной кислоты на сульфид железа (II), массой 132 грамма.
5. Какую массу соли и воды необходимо взять для приготовления 500г 60%-ного раствора?

Инструкция по выполнению практического занятия:

1. Уточните у преподавателя номер карточки, необходимый для выполнения заданий.
2. **Образец для оформления задачи:**

В сосуде содержится $4{,}34 \cdot 10^{24}$ молекул аммиака. Вычислите количество вещества данного газа в сосуде.

Дано:	Решение:
$N = 4{,}34 \cdot 10^{24}$ молекул	$n = \frac{N}{N_a} = \frac{4{,}34 * 10^{24}}{6{,}02 * 10^{23}} = 0{,}72 * 10^{1} = 7{,}2$ моль
	Ответ: 7,2 моль.
n-?	

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1. В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Решите задачи из своей карточки.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие №4. «Номенклатура неорганических веществ: название вещества исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре. Решение практических заданий по классификации, номенклатуре и химическим формулам неорганических веществ различных классов (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других): называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу».

Учебная цель: формировать умения определять названия веществ исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре.

Учебные задачи:
1. Научиться определять названия веществ исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре.
2. Научиться называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: названия веществ исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре;
знать: названия веществ;

уметь: называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу.
владеть: навыками работы с Периодической системой ХЭ и таблицей растворимости.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», таблица растворимости.
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы

по теме практического занятия

Классификация неорганических веществ.

К важнейшим классам неорганических веществ по традиции относят:

- **простые вещества** (металлы и неметаллы),
- **оксиды** (кислотные, основные и амфотерные),
- **гидроксиды** (часть кислот, основания, амфотерные гидроксиды),
- **соли.**

Простые вещества обычно делят на **металлы и неметаллы**.

Металлы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой металлической связью.

Неметаллы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой ковалентными (или межмолекулярными) связями.

По химическим свойствам среди металлов выделяют группу так называемых **амфотерных металлов**.

Это название отражает **способность этих металлов, их оксидов и гидроксидов реагировать как с кислотами, так и со щелочами.**

Оксиды – бинарные соединения, одним из двух элементов в которых является **кислород** со степенью окисления -2.

Основные	Амфотерные	Кислотные	Несолеобразующие	Солеобразные (двойные)
Оксиды металлов в степенях окисления +1, +2, кроме амфотерных.	Оксиды металлов в степенях окисления +2: только Be, Zn, Sn, Pb; +3 (все, кроме La_2O_3), +4	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих; 2) Оксиды металлов в степенях окисления от +5 и выше.	Оксиды неметаллов, которым не соответствуют кислоты. NO, N_2O, CO, (SiO)	Некоторые оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления: Fe_3O_4
С о л е о б р а з у ю щ и е				

Каждому солеобразующему оксиду соответствует гидроксид:

Основным оксидам соответствуют основания;

Амфотерным оксидам – амфотерные гидроксиды,

Кислотным оксидам – кислородсодержащие кислоты.

Гидроксиды – соединения, в состав которых входит группа Э–О-Н. И основания, и кислородсодержащие кислоты, и амфотерные гидроксиды – относятся к ГИДРОКСИДАМ!

Связь между оксидом и гидроксидами.

		Гидроксиды	

Степень окисления	Оксид	Основания	Кислоты	Примеры	
+1	$Э_2O$	ЭОН	НЭО	КОН	HClO
+2	ЭО	$Э(OH)_2$	$H_2ЭO_2$	$Ba(OH)_2$	?
+3	$Э_2O_3$	$Э(OH)_3$	$HЭO_2$ (**мета**-форма) -- ($+H_2O$) → $H_3ЭO_3$ (**орто**-форма)	$Al(OH)_3$	HNO_2 H_3PO_3
+4	$ЭO_2$	-----	$H_2ЭO_3$ → $H_4ЭO_4$	-----	H_2CO_3 H_4SiO_4
+5	$Э_2O_5$	-----	$HЭO_3$ → $H_3ЭO_4$	-----	HNO_3 H_3PO_4
+6	$ЭO_3$	-----	$H_2ЭO_4$	-----	H_2SO_4
+7	$Э_2O_7$	-----	$HЭO_4$ --($+2H_2O$) → $H_5ЭO_6$	-----	$HClO_4$ H_5IO_6

КАК СОСТАВИТЬ ФОРМУЛУ КИСЛОТНОГО ГИДРОКСИДА

А. Если чётная степень окисления элемента в оксиде: ПРИБАВЛЯЕМ ВОДУ к оксиду. *Пример:* $\boldsymbol{WO_3 - (+H_2O) \rightarrow H_2WO_4}$

Б. Если нечетная степень окисления:

Мета-форма кислоты - ОДИН атом водорода: $\mathbf{HЭO_x}$	Орто-форма кислоты – отличается от МЕТА-формы на одну молекулу воды. $\mathbf{H_3ЭO_{x+1}}$

Пример: Оксид $\mathbf{As_2O_5}$, степень окисления мышьяка +5.

Составим формулу кислоты: $\mathbf{H^{+}As^{+5}O^{-2}x}$

Так как суммарный заряд =0, легко рассчитать, что x=3.

$\mathbf{HAsO_3}$ Это МЕТА-форма кислоты - мета-мышьяковая кислота.

Но для фосфора и мышьяка существует и более устойчива ОРТО-форма. Прибавив к мета-форме $\mathbf{H_2O}$, получим $\mathbf{H_3AsO_4}$. Это орто-мышьяковая кислота.

Основания – сложные вещества, содержащие в своем составе гидроксид-ионы **OH^-** и при диссоциации образующие **в качестве анионов только эти ионы.**

Типы оснований

Растворимые (Щелочи)	Нерастворимые
1) гидроксиды металлов первой группы главной подгруппы: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH 2) гидроксиды металлов второй группы главной подгруппы, начиная с кальция: $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	Все остальные гидроксиды металлов.

КИСЛОТНОСТЬ основания – это число групп ОН в его формуле:
однокислотные – содержащие только 1 гидроксогруппу
двухкислотные – имеющие 2 гидроксогруппу;
трёхкислотные – с тремя группами ОН.

Кислоты – сложные вещества, содержащие в своем составе ионы оксония **H^+** или при взаимодействии с водой образующие в качестве катионов только эти ионы.

ВАЖНЕЙШИЕ КИСЛОТЫ И КИСЛОТНЫЕ ОСТАТКИ

№	***Название*** (В скобках даны тривиальные названия)	***Молекулярная формула***	***Кислотные остатки***	***Названия кислотных остатков***
1	Фтороводородная (плавиковая)	HF	F^-	фторид
2	Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl^-	хлорид
3	Бромоводородная	HBr	Br^-	бромид
4	Иодоводородная	HI	I^-	иодид
5	Сероводородная	H_2S	HS^- S^{2-}	гидросульфид сульфид
6	Циановодородная (синильная)	HCN	CN^-	цианид

7	Тиоцианово дородная (родановая)	HSCN	SCN^-	тиоцианат (роданид)
8	Серная	H_2SO_4	HSO_4^- SO_4^{2-}	гидросульфат сульфат
9	Сернистая	H_2SO_3	HSO_3^- SO_3^{2-}	гидросульфит сульфит
10	Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфат
11	Азотная	HNO_3	NO_3^-	нитрат
12	Азотистая	HNO_2	NO_2^-	нитрит
13	Ортофосфорная (фосфорная)	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	дигидроортофосфат (дигидрофосфат) гидроортофосфат (гидрофосфат) ортофосфат (фосфат)
14	Метафосфорная	HPO_3	PO_3^-	метафосфат
15	Дифосфорная (пирофосфорная)	$H_4P_2O_7$	$P_2O_7^{4-}$	дифосфат (пирофосфат)
16	Угольная	H_2CO_3	HCO_3^- CO_3^{2-}	гидрокарбонат карбонат
17	Метакремниевая (кремниевая)	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	метасиликат (силикат)
18	Ортокремниевая	H_4SiO_4	SiO_4^{4-}	ортосиликат
19	Ортоборная (борная)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	ортоборат (борат)
20	Метаборная	HBO_2	BO_2^-	метаборат
21	Хлорная	$HClO_4$	ClO_4^-	перхлорат
22	Хлорноватая	$HClO_3$	ClO_3^-	хлорат
23	Хлористая	$HClO_2$	ClO_2^-	хлорит
24	Хлорноватистая	HClO	ClO^-	гипохлорит
25	Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	хромат
26	Дихромовая	$H_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат (бихромат)
27	Хромистая	$HCrO_2$	CrO_2^-	хромит

28	Марганцовая	$HMnO_4$	MnO_4^-	перманганат
29	Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	манганат
30	Марганцоватистая	H_2MnO_3	MnO_3^{2-}	манганит
31	Уксусная	CH_3COOH	$CH3COO^-$	ацетат

Классификация кислот по составу.

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 серная кислота HNO_3 азотная кислота H_3PO_4 фосфорная кислота H_2CO_3 угольная кислота H_2SiO_3 кремниевая кислота H_2SO_3 серн**ист**ая кислота HNO_2 азот**ист**ая кислота	HF фторо**водород**ная кислота HCl хлоро**водород**ная кислота (соляная кислота) HBr бромо**водород**ная кислота HI иодо**водород**ная кислота H_2S серо**водород**ная кислота

Классификация кислот по числу атомов водорода.

Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные
HNO_3 азотная HF фтороводородная HCl хлороводородная HBr бромоводородная HI иодоводородная	H_2SO_4 серная H_2SO_3 сернистая H_2S сероводородная H_2CO_3 угольная H_2SiO_3 кремниевая	H_3PO_4 фосфорная

Классификация по силе и устойчивости

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI иодоводородная HBr бромоводородная HCl хлороводородная H_2SO_4 серная HNO_3 азотная $HClO_4$ хлорная	HF фтороводородная H_3PO_4 фосфорная HNO_2 азотистая (неустойчивая) H_2SO_3 сернистая (неустойчивая) H_2CO_3 угольная (неустойчивая) $H_2S\uparrow$ сероводородная

	H_2SiO_3↓ кремниевая CH_3COOH уксусная

Соли – это сложные вещества, состоящие из одного (нескольких) **атомов металла** (или более сложных катионных групп, например, аммонийных групп NH_4^+) и одного (или нескольких) **кислотных остатков**.

Классификация солей.

Средние	**Кислые**	**Основные**	**Двойные**	**Сме-шанные**	**Комплексные**
Продукт **полного замещения** атомов водорода в кислоте на металл	Продукт **непол-ного замеще ния атомов водоро-да** в кислоте на металл	Продукт **непол-ного заме-щения OH-**групп на кислотный остаток	Содержат **два разных металла** и один кислотный остаток	Содер-жат один металл и два кислотны х остатка	Содержат **комплексный катион или анион** – атом металла, связанный с несколькими лигандами.
$AlCl_3$	**$KHSO_4$**	**FeOHCl**	**$KAl(SO_4)_2$**	**CaClBr**	**$K_2[Zn(OH)_4]$**
Хлорид алюминия	**Гидросу льфат калия**	**Хлорид гидроксоже леза (II)**	**Сульфат алюмини я-калия**	**Хлорид-бромид кальция**	**Тетрагидроксо цинкат калия**

Номенклатура солей. **В названиях солей используются латинские названия образующих кислоты неметаллов.**

Элемент	Латинское название	Корень
H	гидрогениум	**ГИДР-**
C	карбоникум	**КАРБ-**
N	нитрогениум	**НИТР-**
S	сульфур	**СУЛЬФ-**

Построение названий солей.

	Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Название солей	Примеры
Высшие кислоты	Азотная HNO_3	**NO_3^-**	**нитраты**	$Ca(NO_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая H_2SiO_3	**SiO_3^{2-}**	**силикаты**	Na_2SiO_3 силикат натрия
	Угольная H_2CO_3	**CO_3^{2-}**	**карбонаты**	Na_2CO_3 карбонат натрия
	Фосфорная H_3PO_4	**PO_4^{3-}**	**фосфаты**	$AlPO_4$ фосфат алюминия
	Серная H_2SO_4	**SO_4^{2-}**	**сульфаты**	$PbSO_4$ сульфат свинца
Бескислородные кислоты	Бромоводородная HBr	**Br^-**	**бромиды**	NaBr бромид натрия
	Иодоводородная HI	**I^-**	**иодиды**	KI иодид калия
	Сероводородная H_2S	**S^{2-}**	**сульфиды**	FeS сульфид железа (II)
	Соляная HCl (хлороводородная)	**Cl^-**	**хлориды**	NH_4Cl хлорид аммония
	Фтороводородная HF	**F^-**	**фториды**	CaF_2 фторид кальция
Более низкая степ. ок.	Сернистая кислота H_2SO_3	**SO_3^{2-}**	**сульфиты**	K_2SO_3 сульфит калия
	Азотистая HNO_2	**NO_2^-**	**нитриты**	KNO_2 нитрит калия

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода. Названия кислых солей содержат приставку **"гидро":** $NaHCO_3$ – **гидро**карбонат натрия,

K_2HPO_4 – **гидро**фосфат калия,

KH_2PO_4 – **дигидро**фосфат калия.

Основные соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат гидроксильные группы. **Основные соли** образуются при неполной нейтрализации основания. Названия основных солей образуют с помощью приставки **"гидроксо":**

Mg(OH)Cl - ***гидроксо****хлорид магния (основная соль)*

Двойные соли – имеют два разных катиона металла или аммония. В названии их перечисляют через дефис:

$(NH_4)Fe(SO_4)_2$ – сульфат железа (III)-аммония.

Смешанные соли – имеют два разных аниона кислотных остатков. В названии их называют через дефис*: $CaOCl_2$ или $CaCl(OCl)$ - хлорид-гипохлорит кальция (традиционное название хлорная известь).*

Комплексные соли – содержат сложный комплексный анион (или реже катион), состоящий из металла-комплексообразователя и нескольких лигандов (отрицательно заряженные ионы или молекулы аммиака или воды).

Пример: $K[Al(OH)_4]$ – **тетрагидроксо**алюминат калия
$K_4[Fe(CN)_6]$ – **гексациано**феррат калия
$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ – хлорид **тетраамминм**еди (II)

Бытовые (тривиальные) названия некоторых солей.

Соль	Международное название	Традиционное название
$NaHCO_3$	Гидрокарбонат натрия	Сода питьевая
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Сода кальцинированная
K_2CO_3	Карбонат калия	Поташ
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Глауберова соль
$KClO_3$	Хлорат калия	Бертолетова соль
$Ca_3(PO_4)_2$	Фосфат кальция	Фосфорит
$CaCO_3$	Карбонат кальция	Известняк
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Пентагидрат сульфата меди	Медный купорос
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Декагидрат карбоната натрия	Сода кристаллическая

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Перечислите классы неорганических соединений.
2. Что такое оксиды, кислоты, основания, соли?
3. Приведите примеры кислот.
4. Приведите примеры солей.
5. Сформулируйте правила построения названий кислот, солей и оснований.

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав вещества из вашего варианта под номерами…(по указанию учителя).

1. ***ФОРМУЛЫ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ***

Варианты					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	AgCl	Na_2S	Ca_3N_2	H_2Se	AgBr
2	LiBr	NH_3	NaCl	P_2O_5	$MgCl_4$
3	HF	Ca_3P_2	Li_2S	SF_6	LiH
4	K_2S	HCl	N_2O_5	Na_3N	NH_3
5	AlI_3	CrF_3	LiI	K_2S	PCl_3
6	PH_3	$BaBr_2$	CaF_2	LiBr	H_2S
7	CaH_2	PbI_2	HBr	PCl_5	$FeBr_3$
8	CH_4	$CuCl_2$	KH	BaH_2	CaC_2
9	Na_3P	ZnS	AgI	SiH_4	CCl_4
10	$FeCl_2$	SiH_4	Mg_3P_2	H_2S	SO_3

1. Дайте названия веществам из вашего варианта.
2. Расставьте степени окисления у каждого элемента в веществах из вашего варианта.

2. ***ОСНОВАНИЯ***

	Варианты				
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	NaOH	AgOH	KOH	RbOH	LiOH
2	CuOH	LiOH	CsOH	CuOH	NH_4OH
3	CsOH	NaOH	NH_4OH	CsOH	KOH
4	Mn $(OH)_2$	Fe $(OH)_2$	Ni $(OH)_2$	Be $(OH)_2$	Sn $(OH)_2$
5	Al $(OH)_3$	Ca $(OH)_2$	Ba $(OH)_2$	Al $(OH)_3$	Cr $(OH)_3$
6	Zn $(OH)_2$	Mn $(OH)_2$	Fe $(OH)_2$	Zn $(OH)_2$	Be $(OH)_2$
7	Fe $(OH)_3$	Hg$(OH)_2$	Cr $(OH)_3$	Ca $(OH)_2$	Al $(OH)_3$
8	Cr $(OH)_3$	Fe $(OH)_3$	Pb $(OH)_2$	Cr $(OH)_3$	Fe $(OH)_2$
9	Ca $(OH)_2$	Ni$(OH)_2$	Zn $(OH)_2$	Co$(OH)_2$	Mg $(OH)_2$
10	Ba $(OH)_2$	Be $(OH)_2$	Cu $(OH)_2$	Ba $(OH)_2$	Mn $(OH)_2$

1. Дайте названия веществам из вашего варианта.
2. Выпишите в два столбика растворимые и нерастворимые основания из вашего варианта.
3. Выпишите отдельно однокислотные, двухкислотные и трехкислотные основания из вашего варианта.
4. Расставьте степени окисления каждого элемента в основаниях из вашего варианта.

5. Напротив формулы основания из вашего варианта запишите формулу соответствующего оксида.

3. ***ОКСИДЫ***

Варианты					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	Na_2O	Fe_2O_3	As_2O_5	CO_2	ZnO
2	SO_2	Cl_2O_7	CO	CuO	N_2O_3
3	Al_2O_3	BaO	H_2O	N_2O_5	ClO_2
4	N_2O_5	SO_3	BeO	Fe_2O_3	Cl_2O_7
5	SiO_2	N_2O	NO	Mn_2O_7	MnO
6	B_2O_3	CrO_3	SO_2	Cl_2O	CO
7	MgO	P_2O_5	MnO_2	NO	Li_2O
8	Mn_2O_7	MgO	CaO	K_2O	Al_2O_3
9	Cr_2O_3	Cu_2O	Li_2O	SiO_2	PbO
10	H_2O	K_2O	Cr_2O_3	HgO	B_2O_3

1. Дайте названия веществам из вашего варианта.
2. Расставьте степени окисления каждого элемента в оксидах из вашего варианта.
3. Напротив формулы оксида из вашего варианта запишите формулу соответствующего основания.

4. ***КИСЛОТЫ***

Варианты					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	HCl	HNO_3	HCN	H_2SiO_3	H_2S
2	HNO_3	HBr	H_2CO_3	$HClO_4$	H_2SO_3
3	H_2SO_4	HI	H_3BO_3	H_3PO_4	HF
4	HF	H_2SO_4	HNO_3	HCl	HNO_2
5	H_3PO_4	HCN	H_2SiO_3	H_2S	HBr
6	H_3BO_3	H_2CO_3	$HClO_4$	H_2SO_4	HI
7	HI	H_3BO_3	H_3PO_4	HF	H_2SO_4
8	H_2SO_3	HNO_2	HCl	HNO_2	HCN
9	$HClO_4$	H_2SiO_3	H_2S	HBr	H_2CO_3
10	H_2CO_3	$HClO_4$	H_2SO_4	HI	H_3BO_3

1. Дайте названия кислотам из вашего варианта.
2. Выпишите отдельно одноосновные, двухосновные и трехосновные кислоты из вашего варианта.
3. Расставьте степени окисления каждого элемента в кислотах из вашего варианта.

4. Напротив формулы кислоты из вашего варианта запишите формулу соответствующего оксида.

5. ***<u>СОЛИ</u>***

Варианты					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**
1	$NaCl$	Na_2SiO_3	Na_2S	$NiNO_3$	$NaNO_2$
2	KNO_3	KI	$KMnO_4$	Na_2SO_4	K_2SiO_3
3	Li_2SO_4	LiF	Li_3PO_4	K_3PO_4	Li_2CO_3
4	$MgCO_3$	$BaSO_3$	$CoBr_2$	$CaCO_3$	CrI_2
5	$Ca_3(PO_4)_2$	$ZnCl_2$	$Fe(NO_3)_2$	$AgCl$	NiF_2
6	$Ba(CH_3COO)_2$	$Al(NO_3)_3$	CrF_3	NH_4F	$SrSO_4$
7	$ZnBr_2$	$Mg_3(PO_4)_2$	$NiCO_3$	$LiBr$	$Ba(NO3)_2$
8	$AlPO_4$	$CrPO_4$	$Sn_3(PO_4)_2$	RbI	ZnS
9	$AgSO_3$	$NiNO_2$	HgI_2	K_2SiO_3	$AlCl_3$
10	FeF_3	$CoCO_3$	$BaCl_2$	$CsSO3$	SnI_2

1. Дайте название солям из вашего варианта под номерами...
2. Выпишите в два столбика растворимые и нерастворимые соли из вашего варианта под номерами...
3. Расставьте степени окисления каждого элемента в молекулах солей из вашего варианта под номерами ...
4. Напротив формулы солей из вашего варианта под номерами…запишите формулы кислоты и основания, из которых можно получить данную соль.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя вариант, необходимый для выполнения заданий.
2. Номер варианта, указанный преподавателем, Вы используете для выполнения заданий по всем темам:
   1. Формулы бинарных соединений.
   2. Основания.
   3. Оксиды.
   4. Кислоты.
   5. Соли.

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните задания в соответствии с инструкцией.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 5. «Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства.

Решение практико-ориентированных теоретических заданий на свойства, состав, получение и безопасное использование важнейших неорганических веществ в быту и практической деятельности человека».

Учебная цель: формировать умения составлять уравнения химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства.

Учебные задачи:
1.Научиться составлять уравнения химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства.

Образовательные результаты:

Студент должен:
иметь практический опыт: составлять уравнения химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства.
знать: химические свойства металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей;
уметь: составлять уравнения химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ.
владеть: навыками работы с Периодической системой ХЭ и таблицей растворимости.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.

4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», таблица растворимости.
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

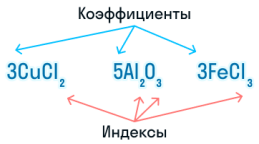
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Химическое уравнение.

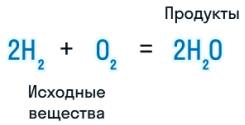
Химическое уравнение — это условная запись химического превращения с помощью химических формул и математических знаков.

При составлении химических уравнений используют математические знаки «+», «−», «=», а также числа — они выступают в качестве коэффициентов и индексов.

Коэффициенты показывают число частиц (атомов или молекул), а индексы — число атомов, которые входят в состав молекулы.



Вещества, которые вступают в реакцию, называют ***исходными*** веществами, или ***реагентами***. Вещества, которые образуются в результате, называют ***продуктами реакции***.



Само слово «уравнение» производное от слова «уравнять», т.е. разделить нечто на равные части. В математике уравнения составляют чуть ли не самую сущность этой науки. К примеру, можно привести такое простое уравнение, в котором левая и правая части будут равны «2» : 40 : (9 + 11) = (50 x 2) : (80 – 30);

И в химических уравнениях тот же принцип: левая и правая части уравнения должны соответствовать одинаковым количествам атомов, участвующим в них элементов. Или, если приводится ионное уравнение, то в нём **число частиц** так же должно соответствовать этому требованию. Химическим уравнением называется условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков. Химическое уравнение по своей сути отражает ту или иную химическую реакцию, то есть процесс взаимодействия веществ, в процессе которых

возникают новые вещества. Например, необходимо **написать молекулярное уравнение** реакции, в которой принимают участие **хлорид бария** $BaCl_2$ и **серная кислота** H_2SO_4. В результате этой реакции образуется нерастворимый осадок – **сульфат бария** $BaSO_4$ и **соляная кислота** HCl :

$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$ (3)

Прежде всего необходимо уяснить, что большая цифра «2», стоящая перед веществом HCl называется коэффициентом, а малые цифры «2», «4» под формулами $BaCl_2$, H_2SO_4 ,$BaSO_4$ называются индексами. И коэффициенты и индексы в химических уравнениях выполняют роль множителей, а не слагаемых. Что бы правильно записать химическое уравнение, необходимо **расставить коэффициенты в уравнении реакции**. Теперь приступим к подсчёту атомов элементов в левой и правой частях уравнения. В левой части уравнения: в веществе $BaCl_2$ содержатся 1 атом бария (Ba), 2 атома хлора (Cl). В веществе H_2SO_4: 2 атома водорода (H), 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O) . В правой части уравнения: в веществе $BaSO_4$ 1 атом бария (Ba) 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O), в веществе HCl: 1 атом водорода (H) и 1 атом хлора (Cl). Откуда следует, что в правой части уравнения количество атомов водорода и хлора вдвое меньше, чем в левой части. Следовательно, перед формулой HCl в правой части уравнения необходимо поставить коэффициент «2».

Типы химических реакций.

Соединение. В реакцию могут вступать 2 простых вещества: металл и неметалл или неметалл и неметалл. Например, алюминий с серой образуют сульфид алюминия. Кислород, взаимодействуя с водородом, превращается в воду. Объединятся могут 2 оксида с растворимым основанием, как оксид кальция с водой: CaO + H2O = Ca (OH)2 или основной оксид с кислотным: CaO + SO3 = CaSO4.

Разложение. Это процесс обратный реакции соединения: было одно вещество, а стало несколько. Например, при пропускании электрического тока через воду получается водород и кислород, а при нагревании известняка 2 оксида: CaCO3 = CaO + CO2.

Замещение. В реакцию вступают 2 элемента. Один из них простой, а второй сложный. В итоге образуются 2 новых соединения, при котором атом простого вещества заменяет сложный, как бы вытесняя его. Условие протекания процесса: простое вещество должно быть более активным, чем сложное. Например, Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2. Величину активности можно узнать из таблицы ряда электрохимических напряжений.

Обмен. В этом случае между собой реагируют 2 сложных элемента, обменивающиеся своими составными частями. Условием осуществления такого типа реакции является обязательное образование воды, газа или осадка. Например, CuO + 2HCl = CuCl2 + H2O. Чтобы узнать, смогут ли вещества прореагировать, используют таблицу растворимости.

Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях химических реакций

Порядок выполнения операций	пример
1. Определить число атомов каждого элемента в левой и правой частях схемы реакции	$A1 + O_2 \rightarrow A1_2O_3$ A1-1 атом A1-2 атома O-2 атома 0-3 атома
2. Среди элементов с разным числом атомов в левой и правой частях схемы **выбрать тот, число атомов которого больше**	O-2 атома слева O-3 атома справа
3. Найти наименьшее общее кратное **(НОК) числа атомов** этого элемента **в левой** части уравнения и числа атомов этого элемента **в правой** части уравнения	НОК = 6
4. Разделить НОК на число атомов этого элемента в **левой** части уравнения, получить **коэффициент для левой** части уравнения	6:2 = 3 $Al + 3O_2 \rightarrow Al_2O_3$
5. Разделить НОК на число атомов этого элемента **в правой** части уравнения, получить **коэффициент для правой** части уравнения	6:3 = 2 $A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$
6. Если выставленный коэффициент изменил число атомов еще какого-либо элемента, то действия 3, 4, 5 повторить еще раз.	$A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$ A1 — 1 атом A1 — 4 атома НОК = 4 4:1=4 4:4=1 $4A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$

Оксиды

1. <u>Основные</u>

Основным оксидам соответствуют основания в той же СО. В химических реакциях основные оксиды проявляют основные свойства, образуются исключительно металлами. Примеры: Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O CaO, FeO, CrO, MnO.

Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующего основания (реакцию идет, если основание растворимо) и с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей. Между собой основные оксиды не взаимодействуют.

$Li_2O + H_2O \rightarrow LiOH$ (основный оксид + вода → основание)

$Li_2O + P_2O_5 \rightarrow Li_3PO_4$ (осн. оксид + кисл. оксид = соль)

$Li_2O + H_3PO_4 \rightarrow Li_3PO_4 + H_2O$ (осн. оксид + кислота = соль + вода)

Здесь не происходит окисления/восстановления, поэтому сохраняйте исходные степени окисления атомов.

2. ***Амфотерные*** (греч. ἀμφότεροι - двойственный)

Эти оксиды действительно имеют двойственный характер: они проявляют как кислотные, так и основные свойства. Примеры: BeO, ZnO, Al_2O_3, Fe_2O_3, Cr_2O_3, MnO_2, PbO, PbO_2, Ga_2O_3.

С водой они не взаимодействуют, так как продукт реакции, основание, получается нерастворимым. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами и кислотными оксидами, так и с основаниями и основными оксидами.

$Fe_2O_3 + K_2O \rightarrow (t)\ KFeO_2$ (амф. оксид + осн. оксид = соль)

$ZnO + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$ (амф. оксид + основание = комплексная соль)

$ZnO + N_2O_5 \rightarrow Zn(NO_3)_2$ (амф. оксид + кисл. оксид = соль; СО азота сохраняется в ходе реакции)

$Fe_2O_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$ (амф. оксид + кислота = соль + вода; обратите внимание на то, что СО Fe = +3 не меняется в ходе реакции)

3. <u>Кислотные</u>

Проявляют в ходе химических реакций кислотные свойства. Образованы металлами и неметаллами, чаще всего в высокой СО. Примеры: SO_2, SO_3, P_2O_5, N_2O_3, NO_2, N_2O_5, SiO_2, MnO_3, Mn_2O_7.

Каждому кислотному оксиду соответствует своя кислота. Это особенно важно помнить при написании продуктов реакции: следует сохранять степени окисления. Некоторым кислотным оксидам соответствует сразу две кислоты.

SO_2 - H_2SO_3

SO_3 - H_2SO_4

P_2O_5 - H_3PO_4

N_2O_5 - HNO_3

NO_2 - HNO_2, HNO_3

Кислотные оксиды вступают в реакцию с основными и амфотерными, реагируют с основаниями. Реакции между кислотными оксидами не характерны.

$SO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_3$ (кисл. оксид + осн. оксид = соль; сохраняем СО S = +4)

$SO_3 + Li_2O \rightarrow Li_2SO_4$ (кисл. оксид + осн. оксид = соль; сохраняем СО S = +6)

$P_2O_5 + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$ (кисл. оксид + основание = соль + вода)

При реакции с водой кислотный оксид превращается в соответствующую ему кислоту. Исключение SiO_2 - не реагирует с водой, так как продукт реакции - H_2SiO_3 является нерастворимой кислотой.

$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow HMnO_4$ (сохраняем СО марганца +7)

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (сохраняем СО серы +6)

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (сохраняем СО серы +4)

<u>Несолеобразующие</u> оксиды - оксиды неметаллов, которые не имеют соответствующих им гидроксидов и не вступают в реакции солеобразования. К таким оксидам относят: CO, N_2O, NO, SiO, S_2O.

Реакции несолеобразующих оксидов с основаниями, кислотами и солеобразующими оксидов редки и не приводят к образованию солей. Некоторые из несолеобразующих оксидов используют в качестве восстановителей:

$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$ (восстановление железа из его оксида).

Основания

Основания - химические соединения, обычно характеризуются диссоциацией в водном растворе с образованием гидроксид-анионов. Растворимые основания называются щелочами: $NaOH$, $LiOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Все основания хорошо реагируют с кислотами, даже нерастворимые основания способны растворяться в кислотах. Также нерастворимые основания при нагревании легко разлагаются на воду и соответствующий оксид.

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ (основание + кислота = соль + вода - реакция нейтрализации)

$Mg(OH)_2 \rightarrow$ (t) $MgO + H_2O$ (при нагревании нерастворимые основания легко разлагаются)

Если в ходе реакции основания с солью выделяется газ, выпадает осадок или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Нерастворимые основания с солями почти не реагируют.

$Ba(OH)_2 + NH_4Cl \rightarrow BaCl_2 + NH_3 + H_2O$ (в ходе реакции образуется нестойкое основание NH_4OH, которое распадается на NH_3 и H_2O)

$LiOH + MgCl_2 \rightarrow LiCl_2 + Mg(OH)_2\downarrow$

$KOH + BaCl_2 \nrightarrow$ реакция не идет, так как в продуктах нет газа/осадка/слабого электролита (воды)

В растворах щелочей pH > 7, поэтому лакмус окрашивает их в синий цвет.

Амфотерные оксиды соответствуют амфотерным гидроксидам. Их свойства такие же двойственные: они реагирую как с кислотами - с образованием соли и воды, так и с основаниями - с образованием комплексных солей.

$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$ (амф. гидроксид + кислота = соль + вода)

$Al(OH)_3 + KOH \rightarrow K[Al(OH)_4]$ (амф. гидроксид + основание = комплексная соль)

При нагревании до высоких температур комплексные соли не образуются.

$Al(OH)_3 + KOH \rightarrow$ (t) $KAlO_2 + H_2O$ (амф. гидроксид + основание = (прокаливание) соль + вода - при высоких температурах вода испаряется, и комплексная соль образоваться не может)

Кислоты

Кислота - химическое соединение обычно кислого вкуса, содержащее водород, способный замещаться металлом при образовании соли.

Кислоты отлично реагируют с основными оксидами, основаниями, растворяя даже те, которые выпали в осадок (реакция нейтрализации). Также кислоты способны вступать в реакцию с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода (то есть способны вытеснить его из кислоты).

$H_3PO_4 + LiOH \rightarrow Li_3PO_4 + H_2O$ (кислота + основание = соль + вода - реакция нейтрализации)

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$ (реакция идет, так как цинк стоил в ряду активности левее водорода и способен вытеснить его из кислоты)

$Cu + HCl \nrightarrow$ (реакция не идет, так как медь расположена в ряду активности правее водорода, менее активна и не способна вытеснить его из кислоты).

Существуют нестойкие кислоты, которые в водном растворе разлагаются на кислотный оксид (газ) и воду - угольная и сернистая кислоты:

$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$

$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$

Записать эти кислоты в растворе в виде "H_2CO_3 или H_2SO_3" - будет считаться ошибкой. Пишите угольную и сернистую кислоты в разложившемся виде - виде газа и воды.

Все кислоты подразделяются на сильные и слабые. В реакции из сильной кислоты (соляной) можно получить более слабую, например, сероводородную или угольную кислоту.

Однако невозможно (и противоречит законам логики) получить из более слабой кислоты сильную, например из уксусной - серную кислоту.

$K_2S + HCl \rightarrow H_2S + KCl$ (из сильной - соляной кислоты - получили более слабую - сероводородную)

$K_2SO_4 + CH_3COOH \nrightarrow$ (реакция не идет, так как из слабой кислоты нельзя получить сильную: из уксусной - серную)

Подчеркну важную деталь: гидроксиды это не только привычные нам NaOH, $Ca(OH)_2$ и т.д., некоторые кислоты также считаются кислотными гидроксидами, например серная кислота - H_2SO_4. С полным правом ее можно записать как кислотный гидроксид: $SO_2(OH)_2$

Соли

Соль - ионное соединение, образующееся вместе с водой при нейтрализации кислоты основанием (не единственный способ). Водород кислоты замещается металлом или ионом аммония (NH_4). Наиболее известной солью является поваренная соль - NaCl.

По классификации соли бывают:

Средние - продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл: KNO_3, NaCl, $BaSO_4$, Li_3PO_4

Кислые - продукт неполного замещения атомов водорода: $LiHSO_4$, NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 (гидросульфат лития, дигидрофосфат и гидрофосфат натрия)

Основные - продукт неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток: CrOHCl (хлорид гидроксохрома II)

Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток ($NaCr(SO_4)_2$

Смешанные - содержат один металл и два кислотных остатка MgClBr (хлорид-бромид магния

Комплексные - содержат комплексный катион или анион - атом металла, связанный с несколькими лигандами: $Na[Cr(OH)_4]$ (тетрагидроксохромат натрия)

Растворы или расплавы солей могут вступать в реакцию с металлом, который расположен левее металла, входящего в состав соли. В этом случае более активный металл вытеснит менее активный из раствора соли. Например, железо способно вытеснить медь из ее солей:

$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$ (железо стоит левее меди в ряду активности и способно вытеснить медь из ее солей)

Исход реакции основание + кислота иногда определяет соотношение. Запомните, что если двух- или трехосновная кислота дана в избытке - получается кислая соль, если же в избытке дано основание - средняя соль.

$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4$ (кислота дана в избытке)

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ (основание дано в избытке)

Если в ходе реакции соли с кислотой, основанием или другой солью выпадает осадок, выделяется газ или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Кислую соль также можно получить в реакции соли с соответствующей двух-, трехосновной кислотой.

$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$ (сильная кислота - соляная, вытесняет слабую - угольную)

$MgCl_2 + LiOH \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + LiCl$

$K_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4$ (средняя соль + кислота = кислая соль)

Чтобы сделать из кислой соли - среднюю соль, нужно добавить соответствующее основание:

$KHSO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$ (кислая соль + основание = средняя соль)

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что такое уравнение химической реакции?
2. Какие химические свойства характерны для оксидов?
3. Какие химические свойства характерны для оснований?
4. Какие химические свойства характерны для кислот?

Какие химические свойства характерны для солей?

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав цепочки превращений и уравнения из вашего варианта (по указанию учителя).

Цепочки превращений:

1 вариант. $C \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2$

2 вариант. $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

3 вариант. $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$

УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

варианты			
	1	**2**	**3**
1	$K+O_2$	Na_2O	$Mg+H_2$
2	CaO	$HCl+Zn$	$Al+O_2$
3	$CuSO_4+Fe$	$P+O_2$	$Cu(OH)_2$
4	$Fe(OH)_3$	H_2+Cl_2	N_2+O_2
5	$Li+O_2$	P_2O_5	$NaOH+H_3PO_4$
6	$KOH+HCl$	$Ca+H_2O$	Cr_2O_3+C
7	$BaCl_2+Mg$	$AgNO_3+KCl$	$BaCl_2+H_2SO_4$
8	$KI+AgNO_3$	$CaNO_3+NaCO_3$	Au_2O_3
9	$Na+Cl_2$	Fe_2O_3	$HCl+Zn$

10	Al+HF	N_2+H_2	PH_3
11	Co_2O_3	$ZnO+H_2$	$C+H_2$
12	BaS+ ZnI_2	$FeCl_2$	MgO
13	$S+O_2$	$K_3PO_4+CaCl_2$	$S+O_2$
14	K_2O+H_2	Al+S	$KOH+AlCl_3$
15	HgO	$NaOH+PbNO_3$	$K_2CO_3+ZnSO_4$
16	$KOH+ZnCl_2$	$CuO+H_2$	$FeCl_3+Ca$

ЗАДАНИЯ:

1. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта под номерами….
2. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.
3. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
4. Укажите типы записанных уравнений реакций.

Инструкция по выполнению практического занятия:

1. Уточните у преподавателя номер варианта, необходимый для выполнения заданий.
2. **Образец для выполнения:**

Цепочка превращения

1 **2** **3** **4**

$Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow BaCl_2$

1. $2Na + H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2$ - реакция замещения

Натрий + вода → гидроксид натрия +водород

2. $2NaOH + H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ – реакция обмена

Гидроксид натрия + угольная кислота → карбонат натрия + вода

3. $Na_2CO_3 + BaCl_2 \rightarrow BaCO_3 + 2NaCl$ – реакция обмена

Карбонат натрия хлорид бария карбонат бария + хлорид натрия

4. $BaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow BaCl_2 + CO_2 + H_2O$ – реакция обмена

Карбонат бария+ соляная кислота → хлорид бария+ углекислый газ+ вода

Внимание! приведен пример только одного уравнения!!!
Вы должны выполнить все уравнения из вашего варианта

Вариант 3 № 16

$2FeCl_3 + 3\,Ca = 3CaCl_2 + 2\,Fe$ – реакция замещения

Хлорид железа(III) ***кальций*** ***хлорид кальция*** ***железо***

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3. Выполните задания.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 6. «Номенклатура органических соединений отдельных классов (насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и др.) Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин). Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)».

Учебная цель: рассмотреть основные типы номенклатуры органических соединений, научиться составлять названия предельных углеводородов по правилам номенклатуры ИЮПАК.

Учебные задачи:

1.Научиться составлять полные и сокращенные структурные формулы органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин).

2.Научиться проводить расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %).

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: составлять полные и сокращенные структурные формулы органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин).

знать: номенклатуру органических соединений отдельных классов (насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и др.);

уметь: составлять полные и сокращенные структурные формулы органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин).

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

АЛКАНЫ.

Алканы – это предельные углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода связаны одинарными связями и соответствуют общей формуле C_nH_{2n+2}.

Гибридизация – процесс взаимодействия разных, но близких по энергии электронных орбиталей, приводящий к их выравниванию по форме и энергии.

Гомология – явление сходства по составу, строению, химическим свойствам и принадлежности к тому же классу одного вещества с другим веществом, но различающиеся друг от друга на одну или несколько групп CH_2. Группу CH_2 называют гомологической разностью.

Группа функциональная – группа атомов, определяющая наиболее характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определенному классу.

Атом углерода находится в состоянии sp^3 – гибридизации, угол связи $109^0 28$, длина связи 0,154нм.

Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

Правила, по которым образуются названия органических соединений, составляют номенклатурой:

Тривиальная номенклатура – система исторически сложившихся названий, но применяемых до настоящего времени.

Рациональная номенклатура – за основу названия принимают название наиболее простого члена данного гомологического ряда. Все остальные соединения рассматривают как его производные.

Систематическая номенклатура ИЮПАК.

Для того чтобы назвать органическое соединение по систематической номенклатуре ИЮПАК нужно:

Выбрать родоначальную структуру;
Выбрать старшую ФГ и заместители;
Обозначить кратные связи (при наличии);
Пронумеровать родоначальную структуру;
Написать название (все части соединить воедино, отделяя, цифры друг от друга запятыми, от букв - дефисами)

ИЗОМЕРИЯ.

Изомеры – вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение молекул и разные свойства. Молекулярные формулы изомеров одинаковы, а структурные формулы различны.

Различают структурную и пространственную изомерию. Структурные изомеры отличаются друг от друга порядком соединения атомов в молекуле, то есть химическим строением. Пространственные изомеры, имеющие одинаковое строение, отличаются расположением атомов в пространстве.

Существуют несколько видов структурной изомерии:

1) изомерия углеводородного скелета

H3C – CH2 – CH2 – CH3 н-бутан (C4H10)

H3C – CH – CH3 2-метилпропан (C4H10)

|

CH3

2) изомерия положения кратных связей или функциональных групп

H2C = CH – CH2 – CH3 бутен-1 и H3C − CH = CH – CH3 бутен-2 H2C(OH) – CH2 – CH2 – CH3 бутанол-1 и H3C – CH(OH) – CH2 – CH3 бутанол-2

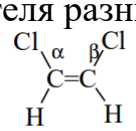
3) межклассовая изомерия

CH3 – O – CH3(C2H6O) диметиловый эфир (класс простых эфиров) и CH3 – CH2 – OH (C2H6O) этиловый спирт (класс одноатомных спиртов);

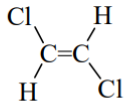
HC ≡ C – CH2 – CH3 (C4H6) бутин-1 (класс алкинов) и H2C = CH – CH = CH2 (C4H6) бутадиен-1,2 (класс алкадиенов).

Видами пространственной изомерии является цис-, транс- изомерия (геометрическая изомерия), характерная для соединений содержащих двойную связь или цикл, и оптическая изомерия.

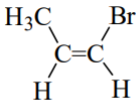
Цис-, транс-изомеры образуются в том случае, если у атомов углерода при двойной связи оба заместителя разные.



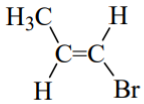
цис-1,2-дихлорэтилен



транс-1,2-дихлорэтилен



цис-1-бромпропен



транс-1-бромпропен

Оптические изомеры образуют соединения, имеющие хотя бы один атом углерода, соединённый с четырьмя различными заместителями. Оптические изомеры обладают практически одинаковыми физическими и химическими свойствами, но по-разному взаимодействуют с поляризованным светом.

АЛКЕНЫ, АЛКАДИЕНЫ.

Алкены – углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь между атомами углерода, а качественный и количественный состав выражается общей формулой CnH2n, где $n \geq 2$.

Характеристика двойной связи (C ═ C):
Валентный угол – 120º; длина связи C = C – 0,134 нм, строение ─ плоскостное, вид связи – ковалентная неполярная, по типу перекрывания – ковалентная неполярная, тип гибридизации – sp^2

Алкены плохо растворимы в воде, но хорошо растворяются в органических растворителях; C_2– C_4 – газы; C_5– C_{16}– жидкости, C_{17}…- твёрдые вещества

С увеличением молекулярной массы алкенов, в гомологическом ряду, повышаются температуры кипения и плавления, увеличивается плотность веществ.
Изомерия:
1-ый тип – структурная изомерия:
1) углеродного скелета
2) положения двойной связи
3) межклассовая
2-ой тип – пространственная изомерия:
Геометрическая

Алкадиены — класс углеводородов, содержащих две двойных связи углерод-углерод, отвечающие общей формуле CnH2n−2. Диены являются межклассовыми изомерами алкинов.

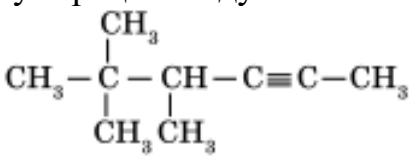
Название класса говорит само за себя: «ди-» — это два, «-ен» — двойная связь. В зависимости от взаимного расположения двойных связей, диены подразделяются на три группы:
аллены с кумулированными двойными связями (1,2-диены) −CH=C=CH−
сопряженные диены, в которых двойные связи разделены одинарной (1,3-диены) −CH=CH−CH=CH−
диены с *изолированными двойными связями,* в которых двойные связи разделены несколькими одинарными.
$-CH=CH-CH_2-CH_2-CH=CH-$

АЛКИНЫ.

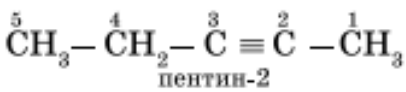
По систематической номенклатуре названия ацетиленовых углеводородов производят от названий соответствующих алканов (с тем же числом атомов углерода) путем замены суффикса –ан на –ин.

Правила составления названий алкинов по международной номенклатуре аналогичны правилам составления алкенов.
1. При составлении названия алкина выбирается самая длинная цепь, включающая тройную связь. Нумерация цепи идет с того конца, к которому ближе находится кратная связь, ее местоположение указывается наименьшим из двух номеров углеродных атомов.

Если тройная связь находится на одинаковом расстоянии от концов цепи, нумерацию ведут с того конца, к которому ближе находится заместитель.

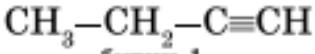


4,5,5-триметилгексин-2

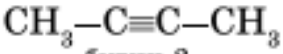


пентин-2

2. В названии соответствующего алкана окончание *–ан* заменяют на *–ин.*
3. Перед названием главной цепи указывают номер атома углерода, при котором находится заместитель, и название этого заместителя.
4. Цифра, обозначающая положение тройной связи, ставится после суффикса *–ин.*



бутин-1



бутин-2

В номенклатуре различных классов органических соединений наиболее часто используется радикал, образованный от ацетилена (HC≡C—) – *этинил.*
Образование названий алкинов по номенклатуре ИЮПАК.

Для первого члена гомологического ряда применяется исторически сложившееся название – ацетилен (этин).
Низшие члены гомологического ряда, имеющие простое строение, часто называют как производные ацетилена, у которого один или оба атома водорода замещены на алкильные группы.

СПИРТЫ.

Спирты классифицируют по различным структурным признакам.
По числу гидроксильных групп спирты подразделяются на:
одноатомные (одна группа -OH),
многоатомные (две и более групп -OH).

Современное название многоатомных спиртов - полиолы (диолы, триолы и т.д). Примеры:
двухатомный спирт – этиленгликоль (этандиол) HO–CH2–CH2–OH
трехатомный спирт – глицерин (пропантриол-1,2,3)
HO–CH2–CH(OH)–CH2–OH

Двухатомные спирты с двумя OH-группамипри одном и том же атоме углерода R–CH(OH)2 неустойчивы и, отщепляя воду, сразу же превращаются в альдегиды R–CH=O.

В зависимости от того, с каким атомом углерода (первичным, вторичным или третичным) связана гидроксигруппа, различают спирты
·первичные,
·вторичные,
·третичные.

Рис. 1. Представители одноатомных спиртов

По строению радикалов, связанных с атомом кислорода, спирты подразделяются на:

·предельные, или алканолы (например, CH3CH2–OH)

·непредельные, или алкенолы (CH2=CH–CH2–OH)

·ароматические (C6H5CH2–OH).

Гидроксильные производные ароматических углеводородов

Ароматические углеводороды, как и углеводороды с открытой цепью атомов, образуют гидроксильные производные, которые разделяют на две группы: фенолы и ароматические спирты.

Фенолы — производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильные группы непосредственно связаны с бензольным кольцом. По числу гидроксильных групп в ароматическом кольце фенолы разделяют на одноатомные, двухатомные и т. д. Многие фенолы имеют тривиальные названия.

Простейшим представителем этого класса органических со единений является фенол - **C_6H_5OH**

Рис. 2. Масштабная модель молекулы фенола

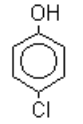
Электронное строение фенола. В молекуле фенола происходит частичное перекрывание п-электронного облака бензольного ядра с р-орбиталью атома кислорода, содержащего неподеленную электронную пару. Вследствие этого формируется единая п-система, плотность которой смещена в сторону бензольного кольца. Это приводит:

к повышению электронной плотности в бензольном кольце, особенно в орто- и пара-положениях. Поэтому фенол более реакционноспособен, по сравнению с бензолом, в реакциях электрофильного замещения;

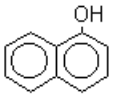
к понижению электронной плотности в атоме кислорода. Чтобы компенсировать это снижение, атом кислорода притягивает электронную плотность от атома водорода связи О—Н. Вследствие этого ковалентная связь между атомом кислорода и водорода становится более полярной, а атом водорода — более подвижным. Поэтому возрастают кислотные свойства фенола, по сравнению со спиртами.

Классификация и номенклатура.

По **количеству** ароматических **ядер** в молекуле различают собственно **фенолы**, а также **нафтолы**, **антролы**, **фенантролы** и др.:

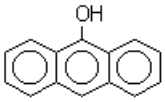


4-хлорфенол

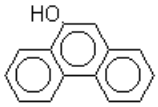


1-нафтол

2-нафтол

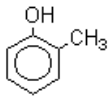


9-антрол

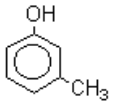


9-фенантрол

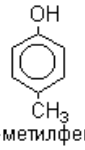
По **числу** гидроксильных **групп** различают **одно-**, **двух-**, **трех-**, **многоатомные фенолы**:



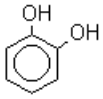
2-метилфенол,
о-метилфенол,
(о-крезол)



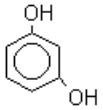
3-метилфенол,
м-метилфенол,
(м-крезол)



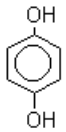
4-метилфенол,
п-метилфенол,
(п-крезол)



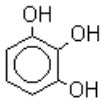
1,2-дигидроксибензол,
о-дигидроксибензол,
(пирокатехин)



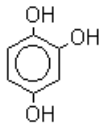
1,3-дигидроксибензол,
м-дигидроксибензол,
(резорцин)



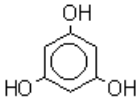
1,4-дигидроксибензол,
п-дигидроксибензол,
(гидрохинон)



1,2,3-тригидроксибензол
(пирогаллол)



1,2,4-тригидроксибензол



1,3,5-тригидроксибензол
(флороглюцин)

Номенклатура

1. При построении названий фенолов атомы углерода в бензольном кольце принято обозначать от 1 до 6, начиная с углерода, связанного с ОН-группой (номенклатура схожа с ароматическими углеводородами).
2. Цифрами и приставками указывают положение и число заместителей, с добавлением основы – фенол.
3. **Простейший** фенол – **гидроксибензол** C_6H_5OH называют просто **фенол**.
4. При наличии нескольких заместителей начало нумерации определяет гидроксильная группа и эти соединения рассматриваются как производные фенола.
5. Иногда в соединениях сложного строения наличие гидроксильной группы обозначают префиксом **гидрокси-**.
6. Многие фенолы имеют тривиальные названия, принятые номенклатурой ИЮПАК (см. рис.).

Изомерия

Как видно из приведенных примеров, **фенолам** свойственна **структурная изомерия** (изомерия **положения** гидроксигруппы).

Использование фенолов. На основе фенола получают:

- **лекарственные препараты**, например, **аспирин**, **салол**, **фенолфталеин**;
- красители;
- парфюмерные продукты;

- пластификаторы для полимеров;
- средства защиты растений.

Раствор фенола используют в качестве **дезинфицирующего** средства (**карболовая кислота**).

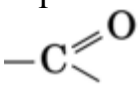
Двухатомные фенолы – **пирокатехин**, **резорцин**, **гидрохинон** (пара-дигидроксибензол):

применяют как **антисептики** (антибактериальные обеззараживающие вещества);
входят в состав **дубителей** для кожи и меха;
используют как **стабилизаторы** смазочных масел и резины;
используют для **обработки** фотоматериалов и как **реагенты** в аналитической химии.

В виде отдельных соединений фенолы используются ограниченно, зато их различные производные применяют широко.

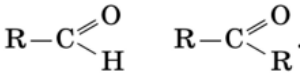
Альдегиды и кетоны.

Органические соединения, содержащие в составе своей молекулы полярную карбонильную (оксо-) группу, называются *карбонильными или оксосоединениями.*



В зависимости от заместителей, связанных с оксогруппой, эти вещества подразделяются на альдегиды и кетоны.

В *альдегидах* с карбонильной группой связаны углеводородный радикал и атом водорода (в простейшем случае — два атома водорода), тогда как в *кетонах* функциональная группа связана с двумя углеводородными радикалами.



Альдегид Кетон

Углеводородные радикалы в карбонильных соединениях могут быть алифатическими (предельными и непредельными), алициклическими, ароматическими и гетероциклическими. В молекулах кетонов радикалы могут быть одинаковыми (симметричные кетоны) или разными (смешанные кетоны).

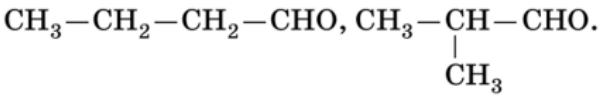
Номенклатура и изомерия

Общая формула предельных карбонильных соединений CnH_2nO.

Названия альдегидов по тривиальной номенклатуре производят подобно названиям соответствующих моно- карбоновых кислот.

По *систематической номенклатуре* ИЮПАК названия рассматриваемых соединений производятся от соответствующих алканов с добавлением суффикса «аль». Нумерация главной цепи, включающей максимальное количество атомов углерода, начинается с атома углерода карбонильной группы.

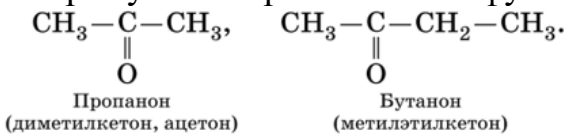
Структурная изомерия альдегидов обусловлена только строением углеродного скелета, например у бутаналя один изомер:



Бутаналь 2-Метилпропаналь

В *рациональной номенклатуре* при названии кетона радикалы, связанные с функциональной группой, перечисляют в алфавитном порядке и добавляют слово кетон. По систематической номенклатуре к названию соответствующего алкана

добавляют суффикс «он»и цифру, указывающую положение карбонильной группы в главной цепи.
Цепь нумеруют с конца, к которому ближе расположена функциональная группа.



Карбоновые кислоты.

Карбоновые кислоты - органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп.

Карбоксильная группа (сокращенно —COOH) - функциональная группа карбоновых кислот - состоит из карбонильной группы и связанной с ней гидроксильной группы.

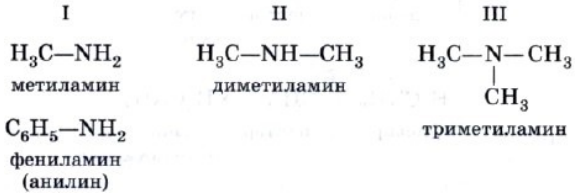
По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и т.д.

Общая формула одноосновных карбоновых кислот R—COOH. Пример двухосновной кислоты - щавелевая кислота HOOC—COOH.

По типу радикала карбоновые кислоты делятся на предельные (например, уксусная кислота CH_3COOH), непредельные (например, акриловая кислота CH_2=CH—COOH, олеиновая CH_3—$(CH_2)_7$—CH=CH—$(CH_2)_7$—COOH) и ароматические (например, бензойная C_6H_5—COOH).

Амины — это органические соединения, представляющие собой производные аммиака, в молекуле которого один, два или три атома водорода замещены на углеводородный радикал.

По числу атомов водорода в молекуле аммиака, замещенных на радикалы, различают первичные (I), вторичные (II) и третичные (III) амины, например:



Наибольший интерес представляют первичные амины, в молекуле которых имеется функциональная группа —NH_2, называемая аминогруппой.
Рассмотрим свойства первичных аминов на примере метиламина и анилина.
Метиламин CH_3NH_2 (рис. 4) — бесцветный газ с резким аммиачным запахом, хорошо растворим в воде.

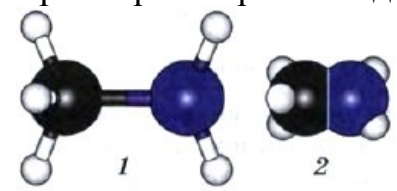


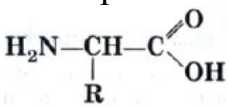
Рис. 4. Модель молекулы метиламина
1 — шаростержневая; 2 — масштабная

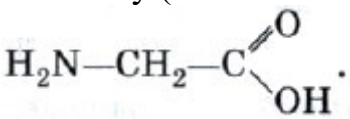
В отличие от метиламина, анилин $C_6H_5NH_2$ (рис. 5) представляет собой бесцветную жидкость, быстро темнеющую на воздухе вследствие окисления, в воде мало растворим, имеет неприятный запах и очень ядовит.

Рис. 5. Масштабная модель молекулы анилина

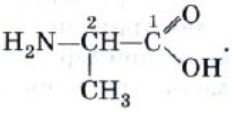
Аминокислоты.

Аминокислоты можно рассматривать как производные карбоновых кислот, у которых атом водорода в радикале замещен на аминогруппу, например из уксусной кислоты можно произвести аминоуксусную кислоту (ее также называют глицином):

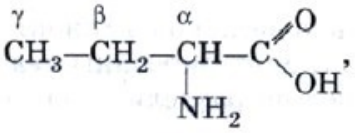




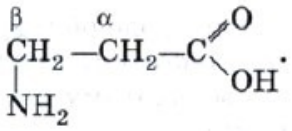
В качестве еще одного примера аминокислот можно привести формулу аланина (аминопропионовая кислота, или 2-аминопропановая кислота):



В зависимости от взаимного расположения функциональных групп (карбоксильной и аминогруппы) в углеводородной цепи различают α-, β-, γ- и т. д. аминокислоты. Обозначение атомов углерода при этом начинают с углерода, ближнего к карбоксильной группе. За основу названия берется название соответствующей карбоновой кислоты:



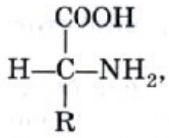
α-аминомасляная кислота



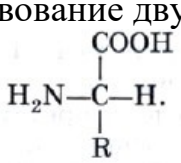
β-аминопропионовая кислота

Наибольшее значение имеют *α-аминокислоты*, поскольку только они встречаются в природе и служат исходными веществами для синтеза белков в живых организмах.

У всех α-аминокислот, кроме аминоуксусной кислоты, или глицина, $H_2N—CH_2—COOH$, α-углеродный атом имеет четыре различных заместителя, т. е. является асимметрическим, или хиральным. Следовательно, для каждой аминокислоты возможно существование двух оптических изомеров:



D-аминокислота



L-аминокислота

Две конфигурации одной аминокислоты — L- и D- — обладают по отношению друг к другу зеркальной симметрией, поэтому естественно считать их энергетически равноценными. *В природе встречаются только L-аминокислоты.*

Великому физику А. Эйнштейну даже приписывают фразу: «Белки всех существующих организмов состоят из левых α-аминокислот просто потому, что они выиграли сражение у правых».

В природе обнаружено несколько десятков аминокислот. Некоторые же из аминокислот синтезированы человеком, поэтому аминокислоты можно разделить на две группы:

природные (обнаруженные в живых организмах):
синтетические.

Среди природных аминокислот выделяют протеиногенные, т. е. рождающие белки. *Их около 20*. Примерно половина из них относится к незаменимым аминокислотам, так как они не синтезируются в организме человека. В организм такие аминокислоты поступают с пищей. При отдельных заболеваниях человеческий организм становится не в состоянии синтезировать и некоторые другие аминокислоты. Так, при фенилкетонурии не синтезируется тирозин.

Углеводы.

Углево́ды (сахара, сахариды) — органические вещества, содержащие карбонильную группу и несколько гидроксильных групп. Название класса соединений происходит от слов «гидраты углерода», оно было впервые предложено К. Шмидтом в 1844 году. Появление такого названия связано с тем, что первые из известных науке углеводов описывались брутто-формулой $C_x(H_2O)_y$, формально являясь соединениями углерода и воды.

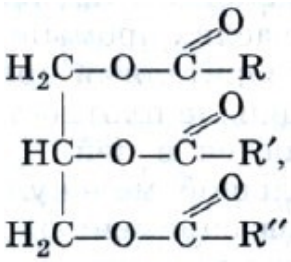
Углеводы являются неотъемлемым компонентом клеток и тканей всех живых организмов представителей растительного и животного мира, составляя (по массе) основную часть органического вещества на Земле. Источником углеводов для всех живых организмов является процесс фотосинтеза, осуществляемый растениями.

Классификация углеводов

Жиры.

Жиры — это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.

Состав и строение жиров могут быть отражены общей формулой



где R, R', R"— радикалы, входящие в состав высших карбоновых кислот: масляной ($—C_3H_7$), пальмитиновой ($—C_{15}H_{31}$), стеариновой ($—C_{17}H_{35}$), олеиновой ($—C_{17}H_{33}$), линолевой ($—C_{17}H_{31}$) и др.

В состав жиров могут входить остатки предельных и непредельных кислот, содержащих четное число атомов углерода и неразветвленный углеродный скелет

(рис. 6). Природные жиры, как правило, являются смешанными сложными эфирами, т. е. их молекулы образованы различными карбоновыми кислотами.

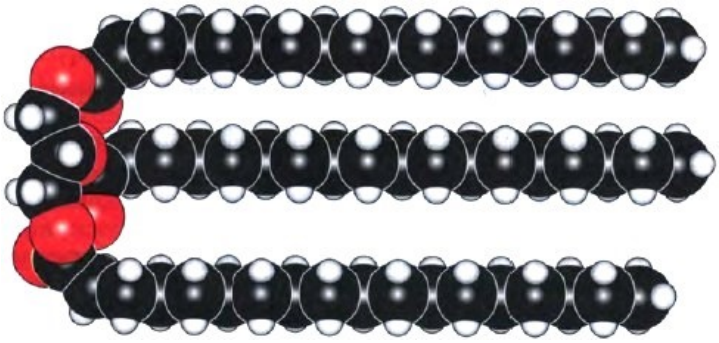


Рис. 6. Масштабная модель молекулы жира (тристеарата)

Жиры, образованные предельными кислотами (масляной, пальмитиновой, стеариновой и др.). имеют, как правило, твердую консистенцию. Это жиры животного происхождения (исключение составляет жидкий рыбий жир). С увеличением длины углеводородного радикала температура плавления жира увеличивается. Если в составе жира содержатся остатки непредельных кислот (олеиновой и линолевой), они представляют собой вязкие жидкости, которые часто называют маслами. Масла — это жидкие жиры растительного происхождения (исключением является твердое пальмовое масло): льняное, конопляное, подсолнечное, оливковое, соевое, кукурузное и др.

Класс органических веществ	**Общая молекулярная формула**	**Формула с выделенной кратной связью и функциональной группой**
Алканы	C_nH_{2n+2}	—
Алкены	C_nH_{2n}	$C_nH_{2n+1}–CH=CH_2$
Алкины	C_nH_{2n-2}	$C_nH_{2n+1}–C≡CH$
Диены	C_nH_{2n-2}	—
Гомологи бензола	C_nH_{2n-6}	$C_6H_5–C_nH_{2n+1}$
Предельные одноатомные спирты	$C_nH_{2n+2}O$	$C_nH_{2n+1}–OH$
Многоатомные спирты	$C_nH_{2n+2}O_x$	$C_nH_{2n+2-x}(OH)_x$
Предельные альдегиды	$C_nH_{2n}O$	O // $C_nH_{2n+1}–C–H$
Кетоны	$C_nH_{2n}O$	O // $C_nH_{2n+1}–C–O–C_mH_{2m+1}$
Фенолы	$C_nH_{2n-6}O$	$C_6H_5(C_nH_{2n})–OH$
Предельные карбоновые кислоты	$C_nH_{2n}O_2$	O // $C_nH_{2n+1}–C–OH$
Сложные эфиры	$C_nH_{2n}O_2$	O // $C_nH_{2n+1}–C–O–C_mH_{2m+1}$
Амины	$C_nH_{2n+3}N$	$C_nH_{2n+1}NH_2$

Аминокислоты (предельные одноосновные)	$C_nH_{2n+1}NO_2$	O // NH_2–CH–□–OH \ C $_nH_{2n+1}$

Алгоритм решения задач на вывод формулы вещества.

1. Обозначить формулу вещества с помощью индексов x, y z. и т.д. по числу элементов в молекуле.
2. Если в условии не дана массовая доля одного элемента, вычислить её как разность 100% и массовых долей всех остальных элементов.
3. Найти отношение индексов x:y:z как отношение массовой доли элемента на его относительную атомную массу. Привести частные от деления к отношению целых чисел. Определить простейшую формулу вещества.
4. В задачах на нахождение формул органических веществ часто требуется сравнить относительную молекулярную массу простейшей формулы Mr с истинной по условию задачи (чаще всего плотности по воздуху или по водороду). Отношение этих масс дает число, на которое надо умножить индексы простейшей формулы.

Алгоритм решения задач на вывод формул органических веществ, содержащих кислород:

Обозначить формулу вещества с помощью индексов x, y, z и т.д. по числу элементов в молекуле. Если продуктами горения являются CO_2 и H_2O, то вещество может содержать 3 элемента (CxHyOz).

Составить уравнение реакции горения без коэффициентов.

3. Найти количество вещества каждого из продуктов сгорания.
4. Рассчитать количество вещества атомов углерода и водорода.
5. Если не сказано, что сжигаемое вещество- углеводород, рассчитать массы углерода и водорода в продуктах сгорания. Найти массу кислорода в веществе по разности массы исходного вещества и m (C) + m (H).вычислить количество вещества атомов кислорода.
6. Соотношение индексов x:y:z равно соотношению количеств веществ v (C) :v (H) :v (O) приведенному к отношению целых чисел.
7. При необходимости по дополнительным данным в условии задачи привести полученную эмпирическую формулу к истинной.

Нахождение молекулярной формулы

Существует простой вариант решения задач подобного типа, позволяющий сразу определять формулу вещества, воспользовавшись следующим выражением:

индекс =(ω • Mr) / (Ar• 100%) ;

где Ar - относительная атомная масса элемента, индекс которого находят;

ω - массовая доля элемента,индекс которого находят;

Mr - относительная молекулярная масса вещества;

Mr можно рассчитать, пользуясь плотностью вещества или относительной плотностью газов.

1. Через D - относительную плотность газов:

Mr(вещества) = D(газа) • Mr(газа)

2. Через ρ - плотность вещества: **M =ρ • Vm**

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Дайте определение «алканы». Какова их общая формула?
2. Что такое гомологический ряд и гомологи?
3. Дайте определение «радикал».
4. Что такое изомеры?
5. Перечислите типы изомерии.
6. Какой тип гибридизации в молекулах алканов? Охарактеризуйте одинарную, двойную и тройную связи (вид связи, угол, длину).

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав вещества из вашего варианта под номерами… и решите задачи из карточки (по указанию учителя).

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

варианты			
	1	**2**	**3**
1	2-метилпропен	толуол	Этилен
2	5-метил-4-этилгексин-2	метанол	Дибромэтен
3	Гексен-1-ин-5	Нитробензол	Формальдегид
4	Диметилкетон	2-метилпропанол-1	Метиламин
5	1,2-диметилбензол	Этанол	Циклопентан
6	Бутадиен-1,3	Триметилуксусная кислота	Глицин
7	Пентанол-2	2-метилбутен-1	Бутаналь
8	2-метилбутанол-3	Пентин-2	Уксусно-этиловый эфир
9	Пентановая кислота	Бутадиен-1,2	Пропан
10	Фенол	Ацетилен	Этиленгликоль
11	2-хлорэтаналь	Циклогексан	3-метилпентанол
12	Глицерин	Диэтиловый эфир	Ацетальдегид
13	Анилин	Бутен-1-ин-3	Пропанол
14	Пентанол-1	метаналь	Диметиловый эфир

15	Циклогексанол	Гептан	3-метилбутин-1
16	2,3-дихлорнонан	Пентен-2	Октин-4

ЗАДАНИЯ:

1. Напишите структурные формулы веществ из вашего варианта под номерами….
2. Укажите класс органических соединений, к которому принадлежат вещества из вашего варианта под номерами….
3. Приведите примеры двух изомеров для вещества из вашего варианта под номерами….
4. Приведите примеры двух гомологов для веществ из вашего варианта под номерами….

Карточка № 1.

1. Плотность углеводорода при нормальных условиях равна 1,964 г/л. Массовая доля углерода в нем равна 81,82%. Выведите молекулярную формулу этого углеводорода.
2. Относительная плотность паров органического соединения по сернистому газу равна 2. При сжигании 19,2 г этого вещества образуется 52,8 г углекислого газа (н.у.) и 21,6 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.
3. Определить формулу алкена, если известно, что он 5,6 г его при присоединении воды образуют 7,4 г спирта.

Карточка № 2.

1. Массовая доля углерода в диамине равна 48,65%, массовая доля азота равна 37,84%. Выведите молекулярную формулу диамина.
2. При сжигании органического вещества массой 1,78 г в избытке кислорода получили 0,28 г азота, 1,344 л (н.у.) CO2 и 1,26 г воды. Определите молекулярную формулу вещества, зная, что в указанной навеске вещества содержится 1,204•1022 молекул.
3. Для окисления 2,9 г предельного альдегида до кислоты потребовалось 9,8 г гидроксида меди (II). Определить формулу альдегида.

Карточка № 3.

1. Относительная плотность паров предельной двухосновной карбоновой кислоты по воздуху равна 4,07. Выведите молекулярную формулу карбоновой кислоты.
2. Углекислый газ, полученный при сгорании 3,4 г углеводорода, пропустили через избыток раствора гидроксида кальция и получили 25 г осадка. Выведите простейшую формулу углеводорода.
3. Одноосновная моноаминокислота массой 3 г с избытком бромоводорода образует 6,24 г соли. Определить формулу аминокислоты.

Карточка № 4.

1. 2 л алкадиена при н.у. имеет массу, равную 4,82 г. Выведите молекулярную формулу алкадиена.

2. При сгорании органического вещества, содержащего С, Н и хлор, выделилось 6,72 л (н.у.) углекислого газа, 5,4 г воды, 3,65 г хлороводорода. Установите молекулярную формулу сгоревшего вещества.
3. При взаимодействии предельного двухатомного спирта массой 2,7 г с избытком калия выделилось 0,672 л водорода. Определить формулу спирта.

Карточка № 5.

1. Установите формулу предельной одноосновной карбоновой кислоты, кальциевая соль которой содержит 30,77 % кальция.
2. При сгорании амина выделилось 0,448 л (н.у.) углекислого газа, 0,495 г воды и 0,056 л азота. Определить молекулярную формулу этого амина.
3. При окислении предельного одноатомного спирта оксидом меди (II) получили 9,73 г альдегида, 8,65 г меди и воду. Определить молекулярную формулу этого спирта.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя вариант и номер карточки, необходимые для выполнения заданий.
2. Номер варианта, указанный преподавателем, Вы используете для выполнения заданий по блоку «Органические соединения».

3. Номер карточки, указанный преподавателем, Вы используете для решения задач. Примеры решения приведены ниже.

Пример 1. Определить формулу вещества, если оно содержит 84,21% С и 15,79% Н и имеет относительную плотность по воздуху, равную 3,93.

Решение примера 1.

Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда масса С будет равна 84,21 г, а масса Н — 15,79 г.

Найдём количество вещества каждого атома:

$\nu(C) = m / M = 84,21 / 12 = 7,0175$ моль,

$\nu(H) = 15,79 / 1 = 15,79$ моль.

Определяем мольное соотношение атомов С и Н:

С : Н = 7,0175 : 15,79 (сократим оба числа на меньшее) = 1 : 2,25 (домножим на 4) = 4 : 9.

Таким образом, простейшая формула — C_4H_9.

По относительной плотности рассчитаем молярную массу:

$M = D_{(возд.)} \cdot 29 = 114$ г/моль.

Молярная масса, соответствующая простейшей формуле C_4H_9 — 57 г/моль, это в 2 раза меньше истинно молярной массы.

Значит, истинная формула — C_8H_{18}.

Пример 2. Относительная плотность паров органического соединения по азоту равна 2. При сжигании 9,8 г этого соединения образуется 15,68 л углекислого газа (н. у) и 12,6 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

Решение примера 2.

Так как вещество при сгорании превращается в углекислый газ и воду, значит, оно

состоит из атомов C, H и, возможно, O. Поэтому его общую формулу можно записать как $C_xH_yO_z$.
Схему реакции сгорания мы можем записать (без расстановки коэффициентов):
$C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
Весь углерод из исходного вещества переходит в углекислый газ, а весь водород — в воду.
Находим количества веществ CO_2 и H_2O, и определяем, сколько моль атомов C и H в них содержится:
$\nu(CO_2) = V / V_m = 15,68 / 22,4 = 0,7$ моль.
На одну молекулу CO_2 приходится **один** атом C, значит, углерода столько же моль, сколько CO_2.
$\nu(C) = 0,7$ моль
$\nu(H_2O) = m / M = 12,6 / 18 = 0,7$ моль.
В одной молекуле воды содержатся **два** атома H, значит количество водорода **в два раза больше**, чем воды.
$\nu(H) = 0,7 \cdot 2 = 1,4$ моль.
Проверяем наличие в веществе кислорода. Для этого из массы всего исходного вещества надо вычесть массы C и H.
$m(C) = 0,7 \cdot 12 = 8,4$ г, $m(H) = 1,4 \cdot 1 = 1,4$ г
Масса всего вещества 9,8 г.
$m(O) = 9,8 - 8,4 - 1,4 = 0$, т.е. в данном веществе нет атомов кислорода.
Если бы кислород в данном веществе присутствовал, то по его массе можно было бы найти количество вещества и рассчитывать простейшую формулу, исходя из наличия трёх разных атомов.
Дальнейшие действия вам уже знакомы: поиск простейшей и истинной формул.
C : H = 0,7 : 1,4 = 1 : 2
Простейшая формула CH_2.
Истинную молярную массу ищем по относительной плотности газа по азоту (не забудьте, что азот состоит из **двухатомных** молекул N_2 и его молярная масса 28 г/моль):
$M_{ист.} = D_{по\ N2} \cdot M_{(N2)} = 2 \cdot 28 = 56$ г/моль.
Истиная формула CH_2, её молярная масса 14.
56 / 14 = 4.
Истинная формула C_4H_8.
Ответ: C_4H_8.

> **Пример 3.** 448 мл (н. у.) газообразного предельного нециклического углеводорода сожгли, и продукты реакции пропустили через избыток известковой воды, при этом образовалось 8 г осадка. Какой углеводород был взят?

Решение примера 3.
Общая формула газообразного предельного нециклического углеводорода (алкана) — C_nH_{2n+2}
Тогда схема реакции сгорания выглядит так:
$C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
Нетрудно заметить, что при сгорании 1 моль алкана выделится n моль углекислого газа.

Количество вещества алкана находим по его объёму (не забудьте перевести миллилитры в литры!):
$\nu(C_nH_{2n+2}) = 0,488 / 22,4 = 0,02$ моль.
При пропускании углекислого газа через известковую воду $Ca(OH)_2$ выпадает осадок карбоната кальция:
$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$
Масса осадка карбоната кальция — 8 г, молярная масса карбоната кальция 100 г/моль.
Значит, его количество вещества
$\nu(CaCO_3) = 8 / 100 = 0,08$ моль.
Количество вещества углекислого газа тоже 0,08 моль.
Количество углекислого газа в 4 раза больше чем алкана, значит формула алкана C_4H_{10}.
Ответ: C_4H_{10}.

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните задания своего варианта к блоку «Органические соединения» и решите задачи из карточки, указанной учителем.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 7. «Свойства органических соединений отдельных классов (тривиальная и международная номенклатура, химические свойства, способы получения): предельные (алканы и циклоалканы), непредельные (алкены, алкины и алкадиены) и ароматические углеводороды, спирты и фенолы, карбоновые кислоты и эфиры, альдегиды и кетоны, амины и аминокислоты, высокомолекулярные соединения. Задания на составление уравнений химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения».

Учебная цель: изучить свойства органических соединений отдельных классов.
Учебные задачи:
1.Научиться составлять уравнения химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения.

Образовательные результаты:

Студент должен:
иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения.
знать: свойства органических соединений отдельных классов (тривиальная и международная номенклатура, химические свойства, способы получения): предельные (алканы и циклоалканы), непредельные (алкены, алкины и алкадиены) и ароматические углеводороды, спирты и фенолы, карбоновые кислоты и эфиры, альдегиды и кетоны, амины и аминокислоты, высокомолекулярные соединения;
уметь: составлять уравнения химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Свойства органических соединений отдельных классов.

Алканы – это предельные углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода связаны одинарными связями и соответствуют общей формуле C_nH_{2n+2}.

Физические и химические свойства алканов.

Алканы состава C_1–C_4 при комнатной температуре – газы, следующие 12 соединений – жидкости, а начиная с гептадекана $C_{17}H_{36}$ – твёрдые вещества. Алканы – неполярные соединения, поэтому они практически не растворимы в воде, но хорошо растворимы в неполярных растворителях. В молекулах алканов все четыре валентности атома углерода задействованы на образование одинарных σ-связей с четырьмя соседними атомами. Связи С–С и С–Н достаточно прочны, поэтому реакционная способность этих соединений низкая. Основным механизмом реакций

с участием алканов является радикальное замещение. Эти процессы требуют достаточно большой затраты энергии и поэтому протекают только в присутствии катализаторов или при высоких температурах, либо при интенсивном освещении. Радикальное фотохимическое хлорирование и бромирование – характерные реакции алканов. Хлорирование. В процессе взаимодействия метана с хлором на свету происходит последовательное замещение атомов водорода с образованием смеси хлорпроизводных метана.

$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$;
$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$;
$CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$;
$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$.

Схема механизма цепного радикального хлорирования метана.
I стадия: гомолитический разрыв связи; **инициирование цепи**

$$Cl-Cl \longrightarrow Cl\cdot + \cdot Cl$$

II стадия: рост цепи

$$Cl\cdot + CH_4 \longrightarrow CH_3\cdot + HCl$$
$$CH_3\cdot + Cl_2 \longrightarrow CH_3-Cl + Cl\cdot$$

III стадия: рекомбинация радикалов − **обрыв цепи**

$$CH_3\cdot + \cdot Cl \longrightarrow CH_3-Cl$$
$$CH_3\cdot + \cdot CH_3 \longrightarrow CH_3-CH_3$$

Нитрование. Нитрование алканов – реакция замещения атома водорода на нитрогруппу – осуществляется действием азотной кислоты в газовой фазе при 4000С. Реакция протекает по радикальному механизму. $CH_4 + HNO_3 \rightarrow CH_3NO_2 + H_2O$ **Дегидрирование.** Алканы отщепляют водород при нагревании до 400- 6000С в присутствии катализаторов: Ni, Pt, Pd, Cr_2O_3 − при этом образуются алкены. $CH_3-CH_2-CH_3 \rightarrow CH_2=CH-CH_3 + H_2$

При дегидрировании алканов, содержащих больше пяти атомов углерода, образуются циклоалканы.

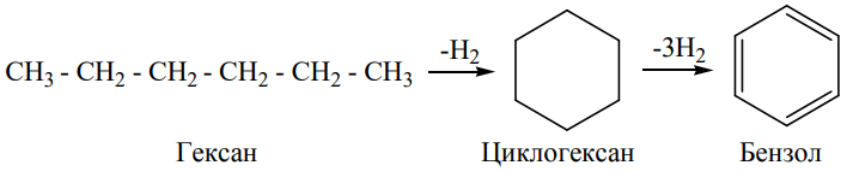
Окисление. В присутствии избытка кислорода алканы полностью сгорают до воды и углекислого газа. $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ При проведении окисления в присутствии катализаторов возможно получение из алканов карбоновых кислот, кетонов и спиртов.

Нагревание алканов при температуре 500-7000С приводит к разрыву связей С-С, в результате чего образуются предельные и непредельные углеводороды с меньшим числом атомов углерода. Этот процесс называется термическим крекингом.

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow CH_3-CH_3 + CH_2=CH_2$

Проведение крекинга в присутствии катализаторов – смеси оксидов алюминия и кремния – вызывает образование разветвлённых изомерных алканов. Это процесс каталитического крекинга. Нагревание неразветвлённых алканов при повышенном давлении (4-5 атм) в присутствии катализатора платины приводит к

образованию ароматических углеводородов. Этот процесс называется риформингом.



Получение и применение алканов.

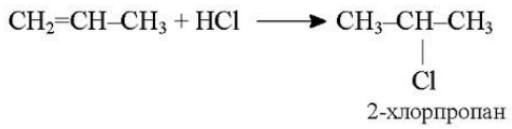
Алканы получают фракционной перегонкой сырой нефти. Поэтому лабораторные методы синтеза немногочисленны и мало используются на практике. Реакция Вюрца позволяет синтезировать алканы с чётным числом атомов углерода (удвоение углеродного скелета). По реакции Гриньяра получают углеводороды как с чётным, так и с нечётным числом атомов углерода. Декарбоксилированием солей карбоновых кислот при их сплавлении со щелочами синтезируют углеводороды с меньшим на один числом атомов углерода, чем было в составе кислоты. В процессе электролиза растворов солей карбоновых кислот (синтез Кольбе) на аноде образуются углеводороды. Алканы используются в быту и на производстве как горючее: природный газ – в газовых горелках, бензин, керосин и газойль – автомобильное и авиационное топливо, мазут – на тепловых электростанциях. Алканы – сырьё для синтеза разнообразных органических веществ: алкенов, алкинов, спиртов, альдегидов, кетонов, кислот. Они хорошие растворители для малополярных веществ.

Физические и химические свойства алкенов.

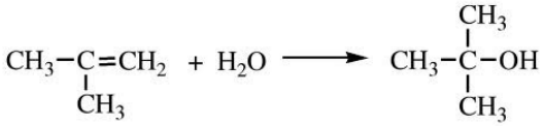
Алкены не растворимы в воде, но хорошо растворимы в неполярных растворителях: бензоле, эфирах, хлороформе. Плотность их меньше воды. Температуры кипения повышаются с увеличением длины цепи и очень близки к температурам кипения алканов.

Наличие двойной связи обеспечивает участие алкенов в реакциях электрофильного присоединения. К молекулам алкенов могут присоединяться молекулы водорода, галогенов, галогеноводородов, воды. В этих реакциях двойная связь С=С превращается в одинарную С – С, образуется насыщенное соединение. Механизм реакции электрофильного присоединения рассмотрен на примере реакции галогенирования этилена. Присоединение молекулы галогена происходит легко в обычных условиях, особенно в среде полярных растворителей. Обесцвечивание бромной воды – качественная реакция на наличие кратных связей в органических соединениях.

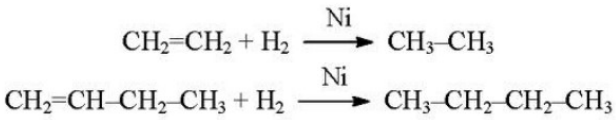
Присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам протекает через образование наиболее устойчивого карбокатиона: атом водорода присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода(правило Марковникова).



Аналогично происходит гидратация алкенов – присоединение молекулы воды.



Гидрирование – присоединение водорода – протекает в присутствии катализаторов – никеля, платины, палладия. Реакция не требует высоких температур и давлений.



Окисление алкенов, в отличие от алканов, протекает легко. Реакция протекает под действием водного раствора перманганата калия. Состав продуктов зависит от характера среды, в которой проводится окисление. Мягкое окисление протекает в нейтральной среде (реакция Вагнера).

3H2C=CH2+ 2 KMnO4 + 4H2O → 3 HOCH2−CH2OH + 2 MnO2 + 2 KOH

Жёсткое окисление проводится кислыми растворами KMnO4или K2Cr2O7 при нагревании.

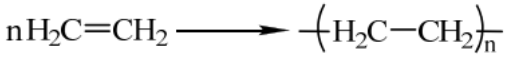
5H2C=CH2 + 8KMnO4 + 12H2SO4 → 10HCOOH + 8MnSO4 + 2K2SO4 + 12H2O

При пропускании алкенов через раствор перманганата калия наблюдается исчезновение малиновой окраски KMnO4.

Алкены горят на воздухе светящимся пламенем.

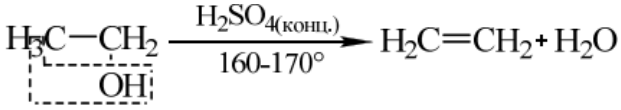
C2H4 + 3O2 → 2 CO2 + 2 H2O

Реакции полимеризации с участием алкенов могут протекать по радикальному или ионному механизмам и лежат в основе промышленного синтеза полимеров. В общем виде схему полимеризации полиэтилена можно представить так:

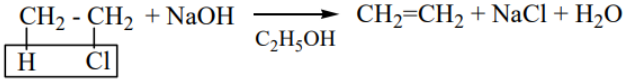


Получение и применение алкенов.

В промышленности алкены получают путём каталитического дегидрирования алканов и термическим крекингом нефтепродуктов. В лаборатории алкены получают дегидратацией спиртов, проводя её нагреванием в присутствии серной кислоты.



Действием спиртового раствора щёлочи, цинковой пыли на галогенопроизводные алканов также можно получить алкены.



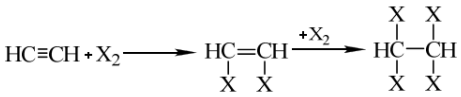
Дегидратация и дегидрогалогенирование спиртов осуществляется по правилу Зайцева: атом водорода отщепляется преимущественно от менее гидрогенизированного атома углерода.

$$CH_3 - \underset{H}{CH} - \underset{OH}{CH_2} \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3 - CH{=}CH_2 + H_2O$$

Наиболее широкое применение в промышленном органическом синтезе находят первые представители гомологического ряда алкенов – этилен, пропилен и бутилен, которые получают при крекинге нефти. Они служат исходным сырьём для получения спиртов, хлорзамещённых углеводородов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот. Полиэтилен, полипропилен, полистирол – полимеры – многотоннажные продукты, полученные полимеризацией алкенов.

Физические и химические свойства алкинов.

Наличие тройной связи в молекулах алкинов определяет их склонность к реакциям присоединения. Однако, в отличие от алкенов, могут протекать и реакции замещения «кислого» атома водорода. Присоединение по тройной связи. Водород, хлор и бром присоединяются к алкинам в две стадии. HC≡CH + H2 → H2C=CH2; H2C=CH2 + H2→ H3C – CH3 Катализаторами для процесса гидрирования служа т никель, платина и палладий.

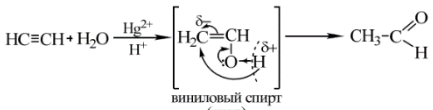


где X= Cl, Br

Галогенводороды присоединяются к алкинам с образованием галогеналкенов, а затем дигалогеналканов. Присоединение к несимметричным алкинам идет по правилу Марковникова.

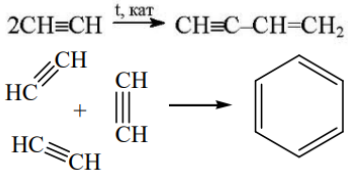
$$CH_3 - C{\equiv}CH \xrightarrow{HCl} CH_3 - CCl{=}CH_2 \xrightarrow{HCl} CH_3 - CCl_2 - CH_3$$

Ацетилен взаимодействует с водой в присутствии солей ртути, образуя ацетальдегид (реакция Кучерова).



виниловый спирт
(енол)

Молекулы алкинов могут реагировать друг с другом, образуя димеры и тримеры.



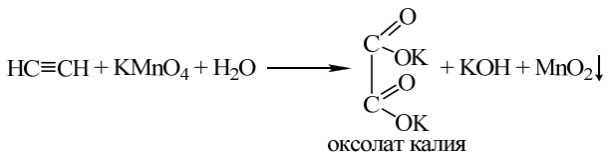
Реакции замещения. Атом водорода в молекуле ацетилена обладает «кислыми» свойствами, так как электронная плотность по связи С–Н сильно смещена к атому углерода. Это обусловлено высоким значением электроотрицательности sp-гибридного атома углерода. «Кислый» атом водорода способен замещаться на металл под действием солей ртути, меди, серебра, а также металлического натрия.

$$HC{\equiv}CH + 2\ [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow Ag - C{\equiv}C - Ag\downarrow + 4\ NH_3 + 2\ H_2O$$

$$CH_3 - C{\equiv}CH + [Cu(NH_3)_2]OH \rightarrow CH_3 - C{\equiv}C - Cu\downarrow + 2\ NH_3 + H_2O$$

Образующиеся ацетилениды неустойчивые вещества, разлагающиеся со взрывом.

Реакции окисления с участием алкинов протекают труднее, чем с алкенами. Обесцвечивание раствора перманганата калия под действием алкинов можно рассматривать как качественную реакцию на тройную связь.



Алкины горят коптящим пламенем на воздухе, в присутствии кислорода происходит полное сгорание до углекислого газа и воды, яркость пламени исчезает. Температура пламени при этом достигает 28000С. $2\ C_2H_2 + 5\ O_2 = 4\ CO_2 + 2\ H_2O$.

Получение и применение алкинов.

В промышленности и в лаборатории ацетилен получают обработкой карбида кальция водой.

$$CaC_2 + H_2O \longrightarrow HC{\equiv}CH + Ca(OH)_2$$

Другим промышленным способом является пиролиз метана, проводимый при температуре около 15000С. $2CH_4 \rightarrow CH{\equiv}CH + 3H_2$

В лаборатории алкины получают действием спиртового раствора щелочи при нагревании на дигалогеналканы.

$CH_3–CHBr–CH_2Br + 2\ KOH \rightarrow CH_3{-}C{\equiv}CH + 2\ KBr + 2\ H_2O$ $CH_3–CBr_2–CH_3 + 2\ KOH \rightarrow CH_3{-}C{\equiv}CH + 2\ KBr + 2\ H_2O$

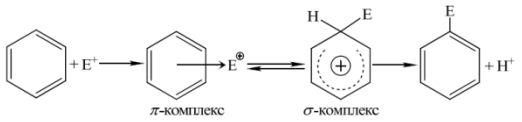
Ацетилен применяется для сварки и резки металлов. А также служит исходным сырьем для синтеза различных органических соединений: уксусного альдегида, уксусной кислоты, винилацетата, изопрена, акрилонитрила.

Физические свойства бензола и его гомологов.

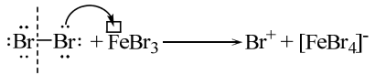
Бензол представляет собой бесцветную жидкость с характерным запахом, не растворимую в воде, Т кип.= 800С, Т пл.= 50С. Бензол ядовит. Гомологи бензола представляют собой также бесцветные, сильно преломляющие свет жидкости. Они нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в органических растворителях. При этом сами являются растворителями для многих веществ. Легко воспламеняются и горят ярким, сильно коптящим пламенем. С воздухом образуют взрывоопасные смеси.

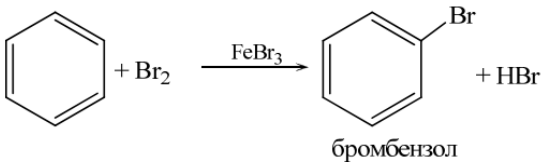
Химические свойства аренов.

Химические свойства ароматических соединений определяются наличием электронной π-системы, которая делает молекулу стабильной. Поэтому бензол и его гомологи, в отличие от ненасыщенных соединений, почти не участвуют в реакциях присоединения, а характерным для них типом реакций является электрофильное замещение атомов водорода в бензольном кольце. Реакции этого типа подчиняются общему уравнению:



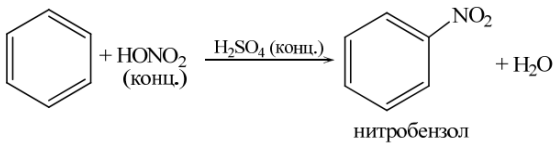
На первой стадии реакции в качестве промежуточного продукта образуется донорно-акцепторный π-комплекс, в котором ароматическая система бензольного кольца сохраняется. На второй стадии π-комплекс превращается в σ-комплекс, который стабилизируется, превращаясь в ароматическую систему, в результате отщепления протона. Чаще всего стадией, определяющей скорость реакции, является образование σ-комплекса. Наиболее важными реакциями электрофильного замещения являются галогенирование, нитрование, сульфирование, алкилирование и ацилирование. Галогенирование (хлорирование, бромирование) осуществляется в присутствии катализатора, вызывающего поляризацию молекулы галогена с образованием электрофильной частицы, атакующей бензольную π-систему. Наиболее распространённым является случай акцептирования аниона, когда поляризация осуществляется действием галогенидов координационно ненасыщенных (имеющих пустые квантовые ячейки) элементов – обычно FeCl3, FeBr3, AlCl3.



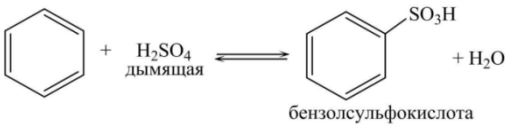


Нитрование бензола проводят смесью концентрированных серной и азотной кислот (нитрующей смесью). В смеси кислот устанавливается равновесие:

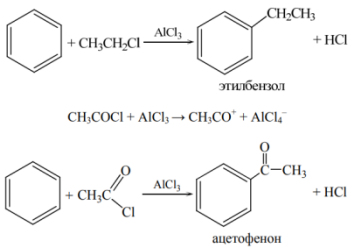
$HNO_3 + 2H_2SO_4 \rightarrow NO_2 + + H_3O^+ + HSO_4 -$. В качестве нитрующего агента выступает частица NO2 + .



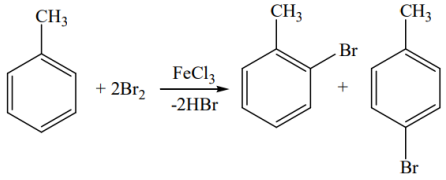
Образующийся нитробензол – тяжёлая желтоватая жидкость с запахом горького миндаля. Сульфирование бензола осуществляется нагреванием с концентрированной серной кислотой (лучше «дымящей», олеумом). Установлено, что сульфирующей частицей является SO3. Данная реакция обратима.



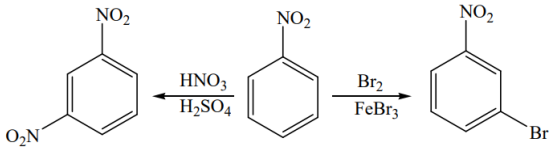
Замещение атома водорода на алкильную или ацильную группу протекает в присутствии тех же катализаторов, что и галогенирование (FeCl3, FeBr3, AlCl3). Эти процессы носят названия алкилирования и ацилирования по Фриделю-Крафтсу. В качестве алкилирующих агентов используются алкилгалогениды, а в качестве ацилирующих – галогенангидриды и ангидриды карбоновых кислот. В обоих случаях в присутствии кислот Льюиса образуются карбкатионы, играющие роль электрофила в реакциях замещения. C2H5Cl + AlCl3 → C2H5 + + AlCl4



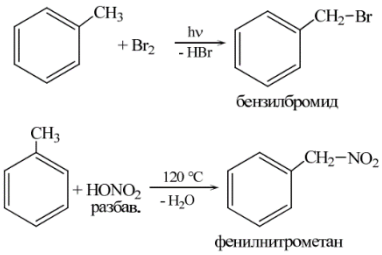
Действие галогенов на толуол в присутствии катализаторов FeCl3, FeBr3, AlCl3 приводит к более лёгкому, по сравнению с бензолом, замещению атомов водорода в кольце в орто- и пара-положения.



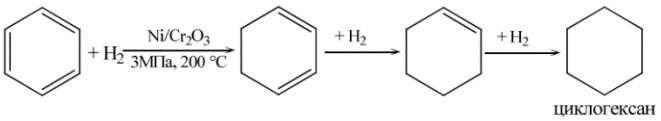
Электрофильное замещение в молекуле нитробензола, соединения, содержащего заместитель второго рода, протекает медленнее, чем для бензола, при этом замещается атом водорода в мета-положении относительно нитрогруппы.



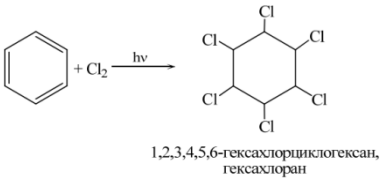
Свободнорадикальное замещение в боковой цепи. При действии на гомологи бензола галогенов на свету или при нагревании (без добавления катализаторов FeCl3, FeBr3, AlCl3) происходит реакция замещения водорода при α-атоме углерода боковой цепи.



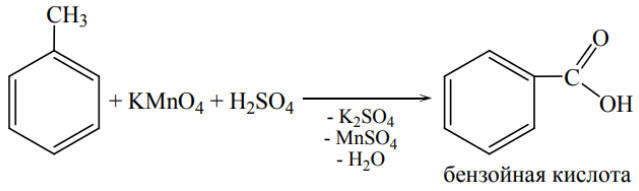
Реакции присоединения. Присоединение водорода к молекуле бензола (гидрирование) осуществляется в присутствии катализатора (Ni, Pd) при повышенной температуре и давлении. Причём присоединение первой молекулы водорода требует наибольших энергозатрат, так как связано с нарушением ароматичности. Последующее присоединение протекает легче.



Присоединение хлора осуществляется под действием ультрафиолетового облучения или на ярком свету. Образуется гексахлорциклогексан.

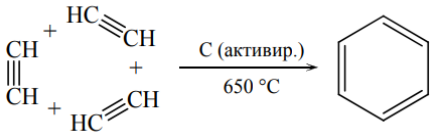


Реакции окисления. Бензол устойчив к действию водных растворов KMnO4 и K2Cr2O7. У гомологов бензола боковая цепь окисляется до карбоксильной группы, независимо от длины этой цепи образуется бензойная кислота.



Получение и применение ароматических углеводородов.

Коксование каменного угля. Этот процесс исторически был первым и служил основным источником бензола до Второй мировой войны. В настоящее время доля бензола, получаемого этим способом, менее 1 %. Каталитический риформинг бензиновых фракций нефти. Этот процесс является основным источником бензола в США. В Западной Европе, России и Японии этим способом получают 40-60 % от общего количества. В процессе кроме бензола образуются толуол и ксилолы. Ввиду того, что толуол образуется в количествах, превышающих спрос на него, он также частично перерабатывается в бензол или смесь бензола и ксилолов. Пиролиз бензиновых и более тяжёлых нефтяных фракций. До 50 % бензола производится этим методом. Наряду с бензолом образуются толуол и ксилолы. В некоторых случаях всю эту фракцию направляют на стадию деалкилирования, где и толуол и ксилолы превращаются в бензол. Ещё один способ получения бензола открыл русский химик-органик Николай Дмитриевич Зелинский. При пропускании ацетилена над раскалённым до 600–650 °С активированным углём происходит его тримеризация и образуется бензол. Этот процесс получил название реакции Зелинского.

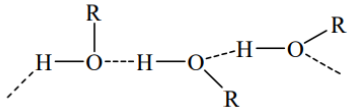


Бензол широко применяется в промышленном органическом синтезе стирола, кумола, фенола, анилина, фталевых кислот. Он служит исходным сырьём для производства красок, лекарств, взрывчатых веществ, пестицидов и т.д. Его применяют как растворитель и добавку к моторному топливу. Толуол используют в основном как растворитель и как исходное вещество в синтезе 2,4,6-тринитротолуола (тротила).

Физические свойства спиртов.

Низшие спирты представляют собой жидкости с характерным запахом и обжигающим вкусом, высшие спирты – твёрдые вещества без запаха. Наличие межмолекулярных водородных связей, образующихся между гидроксильными группами разных молекул, обусловливает высокие температуры кипения низших

спиртов по сравнению с другими соединениями близкой молекулярной массы, а также превосходную растворимость низших спиртов в воде.



Низшие спирты смешиваются с водой в любых соотношениях. С увеличением углеводородного радикала, имеющего гидрофобную природу, растворимость спиртов в воде уменьшается, приближаясь к значениям соответствующих углеводородов, которые в воде практически не растворимы. Многоатомные спирты прекрасно растворимы в воде.

Химические свойства спиртов.

Спирты имеют четыре реакционных центра: 1 - довольно полярную, протонизованную связь О-Н, на которой происходят многие реакции, аналогичные реакциям H2O; 2 - слабополярную связь С-О, на которой проходят реакции замещения О-Н группы; 3 - связи С-Н в алкильной группе, которые могут подвергаться окислению или дегидрированию; 4 - неподелённые электронные пары атома кислорода, способные вступать в донорно-акцепторное взаимодействие с кислотами и солями металлов. Кислотно-основные свойства. Одноатомные спирты – нейтральные вещества. В их присутствии содержание ионов водорода в воде практически не изменяется. Путем взаимодействия спиртов со щелочами приготовить растворы алкоксидов щелочных металлов заметной концентрации не удаётся. Поэтому последние получают реакцией спиртов со щелочными металлами. Как слабые О-Н-кислоты, спирты также реагируют со щелочноземельными металлами, алюминием, галлием и таллием с образованием ионных и ковалентных алкоголятов.

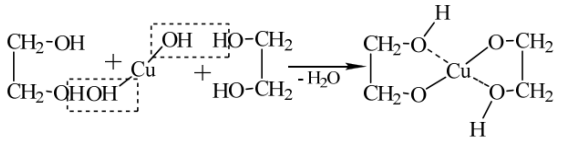
2 C2H5OH + 2 Na→ 2 C2H5ONa + H2

6(CH3)2CHOH + 2 Al → 2 [(CH3)2CHO]3Al + 3 H2

В присутствии следов влаги алкоголяты легко гидролизуются как соли очень слабых кислот:

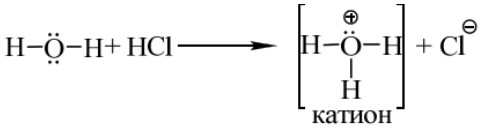
$$RONa + H_2O \longrightarrow R\text{-}OH + NaOH$$

Многоатомные спирты обладают большей кислотностью по сравнению с одноатомными, а по свойствам в значительной степени напоминают одноатомные, причём в реакции могут вступать одна или несколько гидроксильных групп. Многоатомные спирты образуют с гидроксидами некоторых тяжёлых металлов в щелочной среде хелатные соединения, имеющие характерное окрашивание. Данные реакции могут быть использованы как качественные.

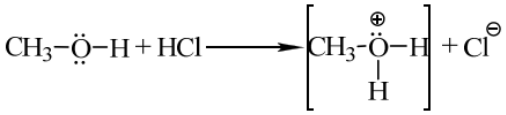


этиленгликолят меди (II),
ярко-синий

По аналогии с водой спирты, как основания (более сильные, чем вода из-за влияния алкильного заместителя), в присутствии сильных Н-кислот образуют ониевые соли.



катион
гидроксония

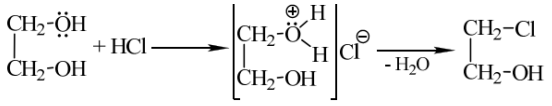


катион
метилоксония

Замещение гидроксильной группы. Важной реакцией спиртов является замещение ОН-группы на галоген. Существует большое число методов осуществления данной реакции, которые отличаются стереоселективностью и выходом основного продукта. В качестве примера можно привести реакцию получения алкилгалогенидов из спирта и галогеноводородов.

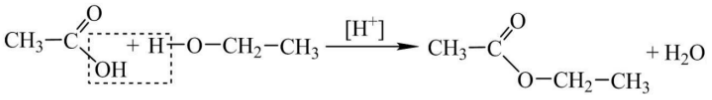
ROH + HHal → RHal + H2O

Реакционная способность галогенводородов уменьшается в ряду HI>HBr>HCl>>HF. Скорость реакции с HF слишком мала для прямого превращения спиртов в алкилфториды. Скорость реакции замещения резко снижается в ряду третичный>вторичный>первичный спирт. Как и в случае алканолов, гидроксогруппы многоатомных спиртов могут быть замещены.



2-хлорэтанол,
хлоргидрин
этиленгликоля

Взаимодействие с кислотами. Спирты, как одноатомные, так и многоатомные, образуют с кислотами сложные эфиры. Данная реакция получила название этерификации. С карбоновыми кислотами реакция этерификации протекает по уравнению:



этилацетат;
этиловый эфир
уксусной кислоты

С неорганическими кислородсодержащими кислотами (азотной, серной, фосфорной и др.) взаимодействие протекает аналогично:

$$R{-}OH + HO{-}NO_2 \xrightarrow[-H_2O]{} R{-}O{-}NO_2$$

алкилнитрат

$$\begin{array}{l} CH_2{-}OH \\ | \\ CH{-}OH \\ | \\ CH_2{-}OH \end{array} + HO{-}NO_2 \xrightarrow[-H_2O]{} \begin{array}{l} CH_2{-}O{-}NO_2 \\ | \\ CH{-}O{-}NO_2 \\ | \\ CH_2{-}O{-}NO_2 \end{array}$$

тринитрат глицерина

Эфиры азотной кислоты легко взрываются, особенно эфиры многоатомных спиртов, в частности, тринитроглицерин. Дегидратация спиртов. Дегидратация спиртов происходит при нагревании с концентрированной серной или фосфорной кислотой

$$R^1CH_2\underset{\underset{OH}{|}}{C}HR^2 \underset{-H^+}{\overset{H^+,\ fast}{\rightleftharpoons}} R^1CH_2\underset{\underset{\overset{\oplus}{O}H_2}{|}}{C}HR^2 \underset{+H_2O}{\overset{-H_2O,\ slow}{\rightleftharpoons}} R^1CH_2\overset{\oplus}{C}HR^2 \overset{-H^+,\ fast}{\rightleftharpoons} R^1CH{=}CHR^2$$

Первичные спирты при взаимодействии с серной кислотой легко образуют полуэфиры серной кислоты, поэтому элиминирование (отщепление) протекает в две стадии.

$$RCH_2CH_2OH + H_2SO_4 \rightleftharpoons RCH_2CH_2\overset{\oplus}{O}H_2\ H\overset{\ominus}{S}O_4$$

$$H\overset{\ominus}{S}O_4 + RCH_2CH_2\overset{\oplus}{O}H_2 \longrightarrow RCH{=}CH_2 + H_2SO_4 + H_2O$$

Реакции в данных условиях протекают при температурах 170–190 °С, в более мягких условиях при 130–140 °С преимущественно получаются простые эфиры.

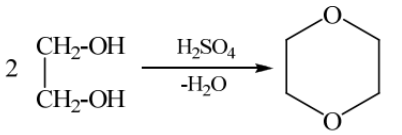
$$2CH_3CH_2OH \xrightarrow{96\%\ H_2SO_4,\ 135°C} CH_3CH_2{-}O{-}CH_2CH_3$$

Для внутри- и межмолекулярной дегидратации спиртов, особенно в промышленности, вместо серной кислоты используют безводную окись алюминия. Гетеролитическая каталитическая дегидратация первичных, вторичных и третичных спиртов над окисью алюминия при 350–450°С приводит к образованию алкенов.

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow[360°C]{Al_2O_3} CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

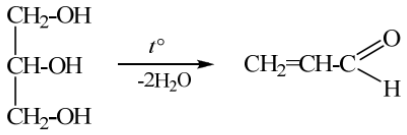
При дегидратации этиленгликоля в зависимости от условий получают различные соединения, среди которых обычно отсутствует этиленоксид – предполагаемый продукт внутримолекулярного отщепления воды. Так нагревание с

разбавленной серной кислотой приводит к межмолекулярному отщеплению двух молекул воды и образованию диоксана.



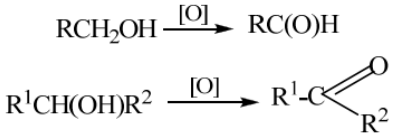
1,4-диоксан

Глицерин при нагревании, отщепляя две молекулы воды, образует простейший α,β-ненасыщенный альдегид – акролеин.



глицерин акролеин

Окисление спиртов. Окисление первичных спиртов в альдегиды и вторичных в кетоны является одним из важнейших превращений функциональных групп и оценкой избирательного действия окислительного агента.



Третичные спирты в обычных условиях не окисляются, а в очень жёстких условиях их окисление сопровождается деструкцией углеродного скелета. Для окисления спиртов наиболее широкое применение нашли реагенты на основе переходных металлов – производные хрома VI, марганца VII и IV. Реакции комплексообразования. Спирты могут координироваться солями металлов, например:

CoSO4(т) + nC2H5OH ↔ [Co(C2H5OH)6] 2+ + SO4 2-(n-6)C2H5OH

В результате образуются этанольные сольватокомплексы.

Получение спиртов.

Метанол получают из природного газа. Смесь метана и водяного пара пропускают над никелевым катализатором при повышенном давлении. Получается синтез-газ (смесь CO и H2). Синтез-газ пропускают над оксидами хрома, цинка или меди при температуре около 300оС и получают метанол. CH4 + H2O = CO + 3H2 CO + 2H2 = CH3OH Для получения этилового спирта применяется ферментативное брожение сахарсодержащих продуктов: зерна, картофеля, отходов сахароварения, соков плодовых культур. Для технических целей используют целлюлозу и древесину. Водные смеси сахаристых веществ смешивают с дрожжами, которые сбраживают глюкозу до этилового спирта и углекислого газа.

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3CH_2OH + 2CO_2$

Большую часть технического этанола получают гидратацией при 250– 300 ºС и давлении 7–8 МПа в присутствии кислоты. $H_2C{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH$

Кислотно-каталитическая гидратация алкенов лежит в основе промышленного способа получения этанола из этилена и пропанола-2 из пропилена. Для получения других спиртов этот метод имеет весьма ограниченную область применения, поскольку гидратация алкенов часто сопровождается изомеризацией углеродного скелета за счёт перегруппировок.

Применение спиртов.

Метанол представляет собой бесцветную, горючую жидкость, смешивающуюся во всех соотношениях с водой и многими органическими растворителями. Метанол ядовит, летальная доза составляет 25 г. Его токсичность связана с происходящим в организме биологическим окислением до фомальдегида. В основном метанол перерабатывается дальше в формальдегид. Кроме того, он служит исходным сырьем в процессах синтеза многочисленных органических соединений, а также используется как растворитель.

Этанол – бесцветная жидкость со своеобразным запахом, неограниченно смешивается с водой и большинством органических растворителей. Этанол используется как растворитель, горючее вещество, дезинфицирующее средство, как исходное вещество для синтеза ацетальдегида, уксусной кислоты, диэтилового эфира, сложных эфиров, а также в пищевой и парфюмерной промышленности и производстве алкогольных напитков. Большие количества этанола обладают токсическим действием, летальная доза чистого спирта равна 300 г. Пропанол-2 или изопропиловый спирт используется как растворитель в производстве косметических и фармацевтических изделий, в производстве ацетона. Этандиол-1,2 или этиленгликоль используют как растворитель, в антифризах и для получения полиэфирных волокон. Пропантриол-1,2,3 или глицерин - бесцветная сиропообразная жидкость со сладковатым вкусом, смешивается с водой и этанолом в любых соотношениях. Глицерин входит в состав антифризов, основ мазей, тормозных жидкостей и пластификаторов. Используется как добавка к мылу, табаку и типографским краскам, в производстве взрывчатых веществ и полиэфиров.

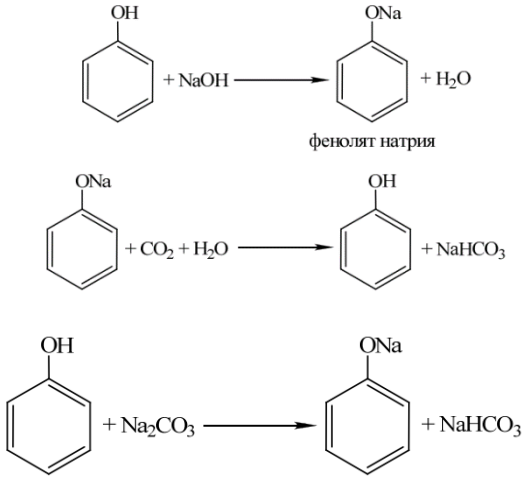
Физические свойства фенола.

Фенол образует бесцветные игольчатые кристаллы, которые на воздухе и свету окрашиваются в красноватый цвет. Имеет своеобразный запах. Фенол плохо растворяется в холодной воде, при 70 ºС смешивается с водой в любых

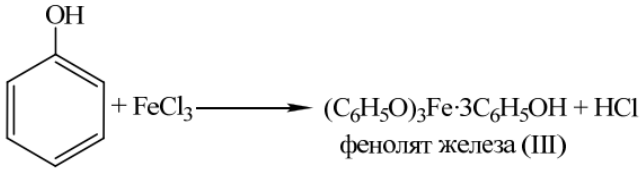
соотношениях. Очень хорошо растворим в этаноле и диэтиловом эфире. С ростом числа гидроксильных групп растворимость фенолов возрастает.

Химические свойства фенола.

Кислотные свойства фенолов выражены сильнее, чем у спиртов или воды, но слабее, чем у карбоновых и угольной кислот. По этой причине фенолы, в отличие от спиртов, могут вступать в реакции с щелочами, образуя соответствующие феноляты металлов, но не вытесняют CO_2 из карбоната натрия.

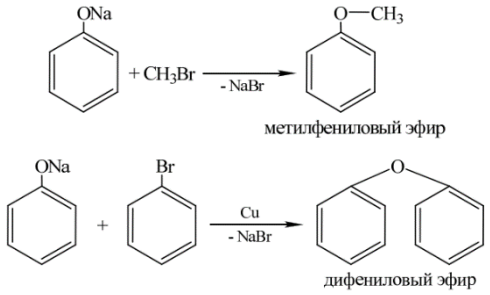


Характерной реакцией для всех фенолов является взаимодействие с хлоридом железа (III) FeCl3. Образующиеся при этом сложные продукты замещения водорода гидроксильной группы, зачастую неустановленной структуры, содержащие в составе комплекса в качестве лигандов исходные фенолы, имеют характерные интенсивные цвета. Так, с фенолом образуется фиолетовое окрашивание.

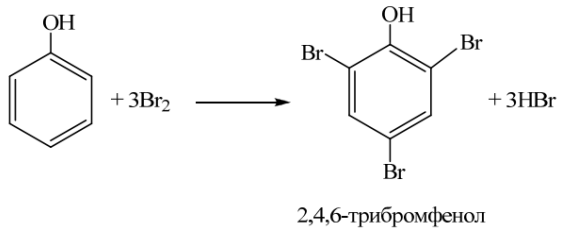


Каждый фенол даёт в подобной реакции свою окраску, например, пирокатехин – изумрудно-зелёную, пирогаллол – красную и т. д. Поэтому данная реакция является аналитической на фенолы. Реакции фенолят-аниона.

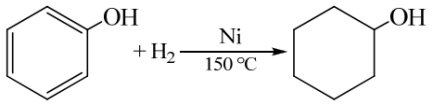
В отличие от спиртов фенолы труднее образуют простые и сложные эфиры. Простые эфиры нельзя получить простой межмолекулярной дегидратацией. Их получают из фенолятов, действуя на них алкилгалогенидами или арилгалогенидами.



Реакции электрофильного замещения в бензольном кольце. Влияние гидроксогруппы на ароматическое кольцо проявляется в увеличении его реакционной способности по отношению к реакциям электрофильного замещения, которые протекают в более мягких условиях, чем в случае бензола. Например, фенол с бромной водой образует трибромфенол без всяких катализаторов, которые необходимы в подобных реакциях с бензолом.



Специфические реакции фенолов. К данным реакциям можно отнести гидрирование фенолов до циклогексанолов. Кроме того, к специфическим относятся реакции замещения фенольного гидроксила на атом водорода при перегонке с цинковой пылью.



Применение фенолов.

Фенол обладает антисептическими свойствами, его 5% водный раствор под названием карболовой кислоты использовался как дезинфицирующее средство, ещё более сильным эффектом обладают 2- и 4-хлорфенолы. Фенол используют для производства фенолоформальдегидных смол, полиамидов, многочисленных красителей и лекарственных препаратов. Раствор смеси изомерных крезолов в мыльной воде называется лизолом, используется как дезинфицирующая жидкость. Крезолы используют для консервации дерева, в производстве фенопластов и антиоксидантов.

Физические и химические свойства альдегидов и кетонов.

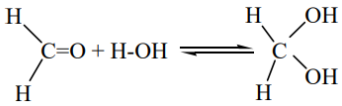
Карбонильными называются соединения, в состав которых входит оксо-группа C=O (или карбонильная группа). Эти соединения разделяют на класс альдегидов и класс кетонов. В молекулах альдегидов карбонильная группа

соединена хотя бы с одним атомом водорода, а в кетонах – с двумя алкильными или арильными группами.

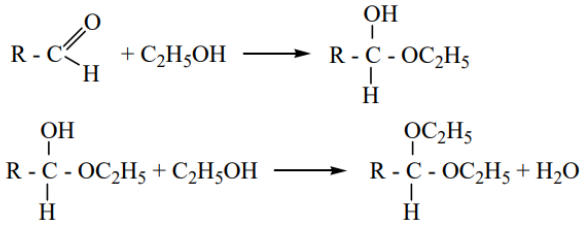
R – C(O) – H – альдегид; R – C(O) –R′ − кетон (R, R′ - алкильные или арильные группы).

Альдегиды по сравнению со спиртами имеют более низкие температуры плавления и кипения, что свидетельствует о более слабых межмолекулярных водородных связях. За исключением газообразного формальдегида, низшие альдегиды и кетоны представляют собой подвижные жидкости хорошо растворимые в воде.

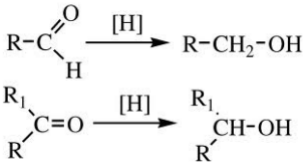
Реакции с водой и спиртами. При присоединении к альдегидам воды образуются гидраты (1,1-диолы). В большинстве случаев эти соединения неустойчивы и гидратация протекает обратимо. Но формальдегид в водном растворе практически полностью находится в гидратированной форме из-за значительного положительного заряда на атоме углерода.



Присоединение к альдегидам спиртов приводит к образованию полуацеталей и ацеталей, которые можно рассматривать как простые эфиры геминальных диолов.



При восстановлении карбонильных соединений водородом или натрийборгидридом (NaBH4) можно получить первичные или вторичные спирты.



Альдегиды легко окисляются до соответствующих карбоновых кислот. В лаборатории для этого часто используют подкисленный раствор KMnO4. Качественными реакциями на альдегиды являются реакции серебряного и медного зеркала. Для проведения реакции серебряного зеркала используют реактив Толленса – аммиачный раствор оксида серебра, который выступает в роли окислителя. R−CHO + 2 [Ag(NH3)2]OH = 2Ag↓ + 3NH3 + RCOONH4+ H2O Образующееся серебро выделяется в виде чёрного осадка либо образует тонкую металлическую (зеркальную) плёнку на стеклянной поверхности колбы. Реакция медного зеркала заключается в окислении альдегидов гидроксидом меди (II), при этом образуется

оранжево-красный оксид меди (I) или металлическая медь («медное зеркало»). $R{-}CHO + 2Cu(OH)_2 + NaOH = RCOONa + Cu_2O\downarrow + 3H_2O$

Кетоны окисляются с трудом: при длительном кипячении с подкисленным раствором KMnO4 происходит разрыв связей С – С и С=О с образованием смеси продуктов.

$CH_3C(O)CH_3 \rightarrow CH_3COOH + CO_2 + H_2O$

Применение альдегидов и кетонов.

Формальдегид используется в качестве дезинфицирующего средства, как консервант и дубильное вещество. Наибольшее применение он находит при производстве фенолоформальдегидных и мочевиноформальдегидных смол.

Ацетальдегид используется в производстве уксусной кислоты и этилацетата. Ацетон используется как растворитель и как исходное вещество в синтезе изопрена и некоторых фармацевтических препаратов.

Физические и химические свойства карбоксильных кислот.

Карбоновые кислоты представляют собой органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп - COOH, соединённых с углеводородным радикалом.

Образование солей. Карбоновые кислоты образуют соли, реагируя с металлами, карбонатами и щелочами.

2 RCO2H + Mg → (RCO2)2Mg + H2
2 RCO2H + Na2CO3 → 2 RCO2Na + CO2 + H2O
RCO2H + NaOH→ RCO2Na + H2O

Соли карбоновых кислот – кристаллические вещества, растворимые в воде.

Этерификация. Карбоновые кислоты реагируют со спиртами в присутствии сильных кислот, образуя сложные эфиры. Этерификация карбоновых кислот протекает по механизму гетеролитического замещения.

RC OH O + H-O-R' RC O-R' O + H2O

В этой реакции в кислоте рвётся связь С−О, а не С−Н, как это было в случае нейтрализации. Процесс этерификации обратим. Сдвиг равновесия достигается удалением сложного эфира или воды из реакционной массы. Сложные эфиры широко распространены в природе. Запах цветов, ягод, фруктов обусловлен присутствием в них разных сложных эфиров.

Галогенирование. Атомы водорода, находящиеся в α-положении к карбоксильной группе, легко замещаются на атомы галогена. При пропускании

хлора в кипящую уксусную кислоту в присутствии красного фосфора образуется хлоруксусная кислота. При последующем пропускании хлора при повышенной температуре возможно образование дихлор- и трихлоруксусной кислоты.

$CH3COOH + Cl2 \rightarrow ClCH2COOH + HCl$
$ClCH_2COOH + Cl_2 \rightarrow Cl_2CHCOOH$;
$Cl_2CHCOOH + Cl_2 \rightarrow Cl_3CCOOH$

Декарбоксилирование. При нагревании солей карбоновых кислот со щелочами происходит декарбоксилирование – удаление карбоксильной группы – и образуется углеводород, содержащий на один атом углерода меньше, чем исходная кислота. При электролизе солей карбоновых кислот на аноде образуются алканы с чётным числом атомов углерода (реакция Кольбе).

$2RCOONa + 2H_2O \rightarrow R{-}R + 2CO_2 + H_2 + 2NaOH$

Восстановление. Сильные восстановители, такие, как алюмогидрид лития, восстанавливают кислоты до спиртов.

$RCOOH \rightarrow RCH_2OH$

Превращение в хлорангидриды. Хлорангидриды образуются при обработке кислот PCl5 или SOCl2.

$RCOOH + SOCl_2 \rightarrow RCOCl + SO_2 + HCl$

Превращение в амиды. Амиды получают из карбоновых кислот и аммиака через стадию образования аммониевой соли. При нагревании до 2000С аммониевая соль дегидратируется с образованием амида.

$RCOOH + NH_3 \rightarrow RCOONH_4 \rightarrow RCONH_2 + H_2O$

Получение и применение карбоксильных кислот.

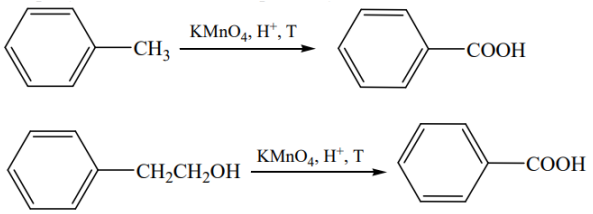
Окислительные методы. Кислоты образуются при окислении спиртов, альдегидов и кетонов. Первичные спирты окисляются через стадию образования альдегидов до карбоновых кислот. В качестве окислителя используют дихромат или перманганат калия в кислой среде. $RCH_2OH \rightarrow RCHO \rightarrow RCOOH$ Уксусную кислоту можно получать окислением ацетальдегида, который, в свою очередь, является продуктом гидратации ацетилена.

$HC{\equiv}CH + H_2O \rightarrow CH_3C(O)H + [O] \rightarrow CH_3COOH$

Кроме того, уксусная кислота получается брожением на воздухе спиртосодержащих жидкостей (виноградное вино). Под действием фермента бактерий происходит окисление этилового спирта с образованием уксуснокислого раствора. Алкены окисляют перманганатом калия в кислой среде.

$$R^1CH{=}CHR^2 \xrightarrow[H^+]{KMnO_4} R^1COOH + R^2COOH$$

Бензойную кислоту получают окислением толуола. Однако и в том случае, если с ароматическим кольцом соединена большая группа, чем метильная, продуктом окисления всё равно будет бензойная кислота.



Уксусную и муравьиную кислоты в промышленности получают окислением смеси предельных углеводородов с 4-6 атомами углерода (бутан, пентан, гексан) кислородом воздуха при температурах 140-180ºС в присутствии катализаторов (NaOH, MnO2). Реакцию проводят в закрытом резервуаре под давлением.

Перспективен способ получения муравьиной и щавелевой кислоты из СО и NaOH: $NaOH + CO \rightarrow HCOONa \xrightarrow{H^+} HCOOH$

Физические и химические свойства жиров и масел.

Жиры и масла относятся к липидам. Они представляют собой эфиры пропан-1,2,3-триола (глицерина) и карбоновых кислот с длинной углеродной цепью. Твёрдые жиры животного происхождения являются эфирами преимущественно насыщенных кислот, таких как стеариновая и пальмитиновая. Жидкие растительные масла – сложные эфиры глицерина и ненасыщенных жирных кислот, таких как олеиновая, линолевая и линоленовая.

$$\begin{array}{l} C_{15}H_{31}COO{-}CH_2 \\ \quad\quad\quad\quad | \\ C_{15}H_{31}COO{-}CH \\ \quad\quad\quad\quad | \\ C_{15}H_{31}COO{-}CH_2 \end{array}$$

Пропан-1,2,3-тригексадеканоат (трипальмитат глицерина, эфир глицерина и пальмитиновой кислоты) Компонент животных жиров.

$$\begin{array}{l} CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7COO{-}CH_2 \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad | \\ CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7COO{-}CH \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad\quad | \\ CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7COO{-}CH_2 \end{array}$$

Пропан-1,2,3-триоктадецен-9-оат (триолеат глицерина, эфир глицерина и олеиновой кислоты) Компонент оливкового масла.

Животные жиры ценятся выше, чем масла, поэтому значительные количества масел превращаются гидрированием в твёрдые жиры – саломасы (Т.пл. 31-33ºС). Реакцию гидрирования растительных жиров осуществляют в присутствии никелевых, никель-медных или металлокерамических катализаторов. Саломасы

перерабатывают в маргарин, добавляя в очищенный от катализатора продукт витамины и небольшое количество β-каротина.

Особое место среди животных жиров занимает молочный жир, составляющий основную часть (около 90%) сливочного масла. В сливочном масле и молоке содержится значительное количество насыщенных жирных кислот с короткой цепью (например, масляной). Жиры являются исходным сырьём в производстве мыла. Щелочной гидролиз (омыление) жиров даёт глицерин и натриевые или калиевые соли жирных кислот, которые и являются мылом.

$$\begin{array}{l} C_{15}H_{31}COO{-}CH_2 \\ \quad\quad\quad\quad | \\ C_{15}H_{31}COO{-}CH \\ \quad\quad\quad\quad | \\ C_{15}H_{31}COO{-}CH_2 \end{array} + 3NaOH \rightarrow \begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + 3\,C_{17}H_{35}COONa$$

Этот процесс известен с древнейших времён, когда животные жиры кипятили с золой, содержащей карбонат калия. Натриевые мыла ограниченно растворимы в воде и могут быть получены в виде твёрдых брикетов. Калиевые мыла лучше растворимы и используются в шампунях.

Высокомолекулярные соединения.

Высокомолекулярные соединения имеют высокие молекулярные массы (обычно выше 10000 а.е.м.) . Большинство из них – полимеры, макромолекулы которых состоят из повторяющихся фрагментов (структурных звеньев). Число структурных звеньев, входящих в состав макромолекулы, называется степенью полимеризации. Низкомолекулярные соединения, из которых синтезируют полимеры, называются мономерами. Если в состав макромолекулы входят звенья одного мономера, высокомолекулярное соединение называют гомополимером, если – двух и более мономеров – сополимером. В зависимости от строения макромолекул различают линейные, имеющие линейную структуру, разветвлённые, в которых две или несколько цепей связаны между собой нерегулярно, и сетчатые (сшитые), где различные цепи связаны между собой поперечными связями. По используемым в технике свойствам полимеры разделяют на: - эластомеры, обладающие растяжимостью более 1000% и при постоянной температуре способные обратимо восстанавливать свою форму; - термопласты - при нагревании обратимо переходящие в пластичное или вязкотекучее состояние и в таком состоянии формуются в изделия; - реактопласты (термореактивные полимеры) - при нагреве подвергаются необратимым химическим превращениям, после чего теряют способность вновь подвергаться деформациям; - волокна, макромолекулы которых ориентированы преимущественно в одном направлении.

Способы получения полимеров.

Макромолекулы полимеров образуются в результате реакций полимеризации и поликонденсации.

Полимеризация – процесс получения макромолекул путём последовательного присоединения молекул мономера к реакционному центру, находящемуся в конце полимерной цепи. При этом состав мономера и структурного звена оказываются одинаковыми. Полимеризация является цепной реакцией. В ходе её выделяют несколько стадий: зарождение цепи (инициирование), рост цепи, обрыв цепи, а также реакции передачи цепи.

При зарождении цепи активная частица R* (радикал, катион, анион) присоединяется к мономеру А и активирует его.

$R^* + A \rightarrow R{-}A^*$

Растущая активированная цепь реагирует с последующими молекулами мономера. $R{-}A^* + A \rightarrow R{-}A2^* + A \rightarrow \ldots \rightarrow R{-}An^*$ Фрагмент инициатора R и зародышевый центр, отмеченный *, постоянно остаются в составе растущей цепи. После достаточно большого числа ступеней роста происходит дезактивация вследствие обрыва цепи и образуется макромолекула.

Реакции полимеризации разделяют на радикальные, катионные и анионные.

Радикальная полимеризация применяется наиболее часто. Инициирование производится свободными радикалами R·, которые образуются при термическом распаде инициаторов типа пероксида бензоила, азобисизобутилонитрила или персульфата калия. Радикальную полимеризацию также инициирует ультрафиолетовое излучение.

$R\cdot + CH2{=}CH2 \rightarrow R{-}\ CH2{-}CH2\cdot$

$R{-}\ CH2{-}CH2\cdot + CH2{=}CH2 \rightarrow R{-}\ CH2{-}CH2{-}\ CH2{-}CH2\cdot$

В процессе полимеризации образуются макромолекулы, содержащие от 1,5 до 60 тысяч звеньев CH2 в углеводородной цепи.

Ионная полимеризация начинается с образования реакционноспособных ионов (катионов или анионов). Катионную полимеризацию проводят при низких температурах в присутствии кислот или хлоридов алюминия, бора, титана. Анионная полимеризация требует присутствия щелочей или металлоорганических соединений. В результате реакций полимеризации получаются такие полимеры, как: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол, полиметилметакрилат и др. Поликонденсацией называют реакции получения полимеров, в которых макромолекулы строятся из би-, три-, или полифункциональных молекул с отщеплением низкомолекулярных соединений (воды, галогенводородов, спиртов и т.д.). Образующиеся макромолекулы имеют суммарный состав, отличный от состава реагирующих мономеров.

Рассмотрим образование капрона в процессе поликонденсации ε-аминокапроновой кислоты.

$H_2N-(CH_2)_5-COOH + HNH-(CH_2)_5-COO \rightarrow$
$\rightarrow H_2N-(CH_2)_5-CO-NH-(CH_2)_5-COOH + H_2O$

К образовавшемуся димеру присоединяются следующие молекулы ε-аминокапроновой кислоты, в результате чего образуется полимер полиамид, состава $[-NH-(CH_2)_5-CO-]_n$. Из него изготавливают волокно – капрон. Полимерные сложные эфиры синтезируют из этиленгликоля и дикарбоновых кислот, например, терефталевой кислоты. Полученный при этом полимерный продукт называют полиэтилентерефталатом. Он нетоксичен, обладает высокой прочностью, низкой газопроницаемостью. В ёмкостях, выполненных из этого пластика, в продажу поступают газированные напитки, вода, растительное масло. Из расплава полиэтилентерефталата вытягивают нити волокна, называемого лавсаном. Он идёт на производство трикотажа, тканей, ковров, ремней безопасности. Из тонкой лавсановой нити изготавливают тюль. Лавсан выдерживает нагревание до 1700С. В технике используют полимерные сложные эфиры угольной кислоты – поликарбонаты $(-R-O-C(O)O-)_n$. Пластики, созданные на основе поликарбонатов, по многим свойствам не уступают металлам, но устойчивы в агрессивных средах. Благодаря нетоксичности поликарбонаты применяют в качестве биоматериалов для костных протезов, из них делают фильтры для крови. Обладающие высокой ударопрочностью пластины из поликарбонатов используют в защитных экранах и щитах.

Полимерные материалы.

Пластмассы (пластики) – полимерные материалы, способные при переработке в изделия приобретать заданную форму и сохранять её при эксплуатации. Кроме полимера в состав пластмасс вводятся наполнители, улучшающие их механические свойства, стабилизаторы, препятствующие их медленному окислению, пластификаторы, уменьшающие их хрупкость, красители. Наиболее часто используются твёрдые наполнители в виде порошков мела или графита. Для увеличения жёсткости пластики армируют, вводя волокна, ткани или плёнки. Такие материалы, состоящие из нескольких компонентов, каждый из которых сохраняет собственную индивидуальность и свойства, называют композиционными или композитами. В качестве волокон, распределённых в полимере, часто используют стеклянные нити, которые получают из расплава оксида кремния с оксидами металлов. Стеклопластики не проводят электрический ток, не намагничиваются, имеют высокую прочность и коррозионную стойкость. Пропитывая углеродные волокна расплавленной смолой, получают углепластики. На их основе разработаны материалы, выдерживающие нагрев до 30000С. Из углепластиков делают детали гоночных автомобилей, самолётов, космических кораблей. Особой разновидностью

полимерных материалов являются пенопласты. Рыхлая структура этих материалов создаётся благодаря вспениванию расплавленного полимера газами. В некоторых случаях газ получают разложением в расплаве веществ-газообразователей, таких как карбонат аммония или азодикарбонамид. Пенополистирол используется для изготовления упаковки для бытовой техники, из пенополиуретана изготавливают губки, сидения, матрасы. Пластификаторы повышают эластичность пластмасс. В качестве пластификаторов чаще всего используют сложные эфиры карбоновых кислот или фосфорной кислоты. Стабилизаторы препятствуют развитию процессов деструкции пластмасс в результате действия кислорода воздуха, солнечного света, высоких температур. Примерами наиболее распространённых пластмасс служат полиэтилен, полипропилен, полистирол, поливинилхлорид, полиметилметакрилат (органическое стекло), полиэтилентерефталат. Название полимера, из которого изготовлено изделие, указывают специальными знаками.

Наиболее распространённые полимерные материалы

Среди всех пластиков, выпускаемых мировой промышленностью, на первом месте по объёму производства находится полиэтилен. Он характеризуется высокой гибкостью и прочностью, инертен к действию кислот, щелочей, органических растворителей. Полиэтилен получают двумя способами – полимеризацией этилена при высоком и низком давлении.

Полиэтилен высокого давления (ПВД) впервые был получен в 1933-36 гг. Этилен полимеризуется радикально при давлениях 1300-2500 атм и температуре 150-3200С. Инициатором при этом служит кислород или пероксиды. $nCH_2=CH_2 \rightarrow$ $[-CH_2-CH_2-]_n$ LDPE Получается сильно разветвлённый полимер с молекулярной массой до 50 000. Это эластичный мягкий материал. Особенностью структуры полиэтилена ПВД является большое количество длинных и коротких ответвлений, не позволяющих молекулам с высокой молекулярной массой создавать кристаллическую структуру. Связи поэтому между ними не сильные, а это говорит том, что полиэтилен имеет невысокую устойчивость на разрыв и повышенную пластичность, а также высокую текучесть в расплаве. ПВД называют также полиэтиленом низкой плотности. Он нашел свое применение в изготовлении пленки для обертки, контейнеров и пластиковых пакетов. Пакеты из полиэтилена высокого давления нешуршащие, глянцевые. На изделиях из полиэтилена высокого давления указывается латинская аббревиатура LDPE (Low Density PolyEthylene – полиэтилен низкой плотности).

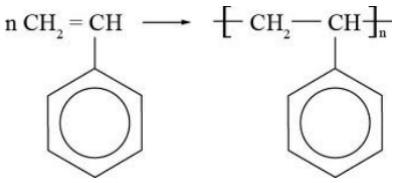
Полиэтилен низкого давления стали получать с 1953 года координационной полимеризацией в присутствии катализатора Циглера-Натта (хлорид титана – триэтилалюминий) при температуре 500С и давлении 1 атм. В этих условиях образуются линейные полимеры с молекулярной массой от 10 000 до 3 000 000. Полиэтилен низкого давления отличается большей жёсткостью и меньшей эластичностью. Его используют, как правило, в технических целях. Это производство труб, полиэтиленовых прокладок и высокопрочных мешков. Его преимуществами можно назвать устойчивость на сжатие-растяжение. Молекулы внутри такого полиэтилена расположены очень плотно, поэтому он ещё более устойчив к воздействию различных химических веществ. На изделиях из полиэтилена низкого давления указывается знак HDPE (High Density PolyEthylene – полиэтилен высокой плотности).

Полипропилен получают полимеризацией пропилена в присутствии металлокомплексных катализаторов Циглера—Натта.

$$n\,H_2C = CH - CH_3 \xrightarrow{\text{кат.}} \left[-CH_2 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}\right]_n$$

Параметры, необходимые для получения полипропилена близки к тем, при которых получают полиэтилен низкого давления. По свойствам полипропилен напоминает полиэтилен, однако из него можно изготавливать волокно, которое пригодно для изготовления технических и бытовых тканей. Из полипропилена изготовляют следующие виды изделий для строительной техники: трубы, плёнки, листы, вентиляционные решётки и санитарно-техническое оборудование. Полипропиленовые трубы применяют для горячего водоснабжения и для транспортировки агрессивных жидкостей. Плёнки из полипропилена прозрачны и прочны, обладают хорошей свариваемостью, малой водо-, паро- и газопроницаемостью. Применяют их для различных видов изоляции сооружений. Аморфный поли- 80 пропилен используют для изготовления строительных клеев, замазок, уплотняющих мастик и липких плёнок.

Среди всех пластиков первым был получен полистирол (1839), промышленное производство его было налажено в 1920 г.



Полистирол – твёрдый прозрачный материал, который легко окрашивается в любой цвет. В отличие от полиэтилена и полипропилена он сохраняет прозрачность даже в толстом слое, что позволяет изготавливать из него шкалы приборов, плафоны светильников. Этот полимер нетоксичен, его применяют для изготовления галантерейных товаров, посуды, тары и др., температура эксплуатации не выше 600С.

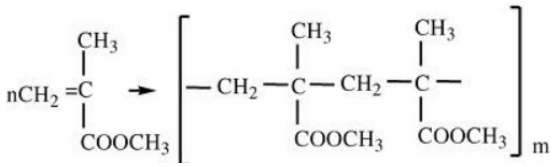
На основе полистирола получают пенополистирол, называемый пенопластом. Его применяют как упаковочный материал, в строительстве − как звуко- и теплоизоляционный материал. Полистирол хрупок, но этого недостатка лишены сополимеры полистирола с каучуками (например, получаемый из акрилонитрила, бутадиена и стирола АБС-пластик), из которых делают защитные шлемы, корпуса приборов бытовой техники, спортивный инвентарь.

Примером негорючего пластика служит поливинилхлорид (ПВХ), более половины массы которого приходится на хлор. ПВХ получают радикальной полимеризацией винилхлорида.

nCH2=CHCl→ [−CH2−CHCl−]n

Преобладающей технологией является эмульсионная полимеризация. Средняя молекулярная масса поливинилхлорида от 25 000 до 100 000. Поливинилхлорид устойчив к действию щелочей, кислот и неполярных растворителей. При нагревании выше 1200С легко происходит отщепление хлороводорода, что вызывает необходимость добавки стабилизаторов. Температура эксплуатации не выше 1000С. На основе поливинилхлорида выпускают пластмассы двух видов: жёсткого продукта – винипласта и мягкого – пластиката. Винипласт представляет собой термопластичный материал с достаточно высокой прочностью. Он обладает хорошими изоляционными и антикоррозионными свойствами. Из него делают вентилляционные и канализационные трубы, оконные рамы, бытовые изделия. Пластикат - мягкий термопластичный материал, обладающий высокой эластичностью. Он используется для изготовления плёнок, шлангов, плинтусов, карнизов, линолеума, изоляции для электропроводов. Пенополивинилхлорид идёт на производство вспененых рулонных материалов (например, искусственной кожи).

Полиметилметакрилат (ПММА) получают радикальной полимеризацией метилового эфира метакриловой кислоты при температуре 40-60^{0}С.



В результате получается прозрачный полимер, способный пропускать 74% ультрафиолетового излучения. Он легко окрашивается в различные цвета и используется в виде листов (органическое стекло) для декоративных ограждений, высокопрочных стёкол для салонов самолётов, автомобилей, оптических стёкол, линз и призм, а также для изготовления светильников, реклам и дорожных знаков. Поскольку оргстекло практически безвредно для человеческого организма, оно нашло применение в качестве материала для зубных протезов и контактных линз.

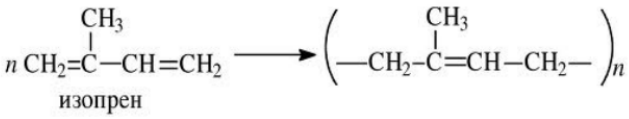
Полимеризацией тетрафторэтилена получают политетрафторэтилен – тефлон, открытый в 1938 г. в лаборатории американской компании «Дю Пон».

nCF2=CF2→ [−CF2−CF2−]n

Тефлон – тяжёлый полимер сероватого цвета, нерастворимый в органических растворителях, очень устойчивый к воздействию химических реагентов. Его используют в химической промышленности для изготовления трубопроводов и уплотнительных материалов. Благодаря высокой механической прочности тефлон применяется в производстве подшипников, поршневых колец и т.д. Полимер нашёл применение в хирургии для изготовления костных и суставных протезов.

Эластомеры

Традиционными эластомерами являются каучуки – продукты полимеризации диеновых углеводородов. Молекулы диеновых углеводородов с двумя двойными связями, разделёнными одинарной, при полимеризации образуют вещества, содержащие двойные связи. Природный каучук, содержащийся в млечном соке тропических растений (гевеи и фикуса), представляет собой полимер 2-метилбутадиена-1,3 – изопрена.



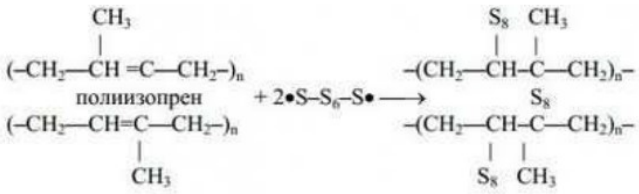
Каучук представляет собой эластичный материал жёлто-коричневого цвета, растворимый в углеводородах (бензин, бензол, толуол). В макромолекулах природного каучука все метильные группы расположены строго по одну сторону от двойных связей. В обычном состоянии все макромолекулы закручены в клубки, а при растяжении раскручиваются. При снятии нагрузки они возвращаются в прежнее состояние, что и обеспечивает материалу эластичность.

При температурах 15-400С каучук размягчается, поэтому в чистом виде он используется лишь в производстве резинового клея. При хранении на воздухе каучук стареет, постепенно теряет эластичность вследствие окисления по кратным связям.

Гуттаперча – другой природный полимер изопрена – имеет трансстроение. По сравнению с каучуком гуттаперча напоминает кожу, становится пластичной при

нагревании, обладает большой клейкостью. Она используется в качестве изолятора в электротехнике, в производстве клеев.

В промышленности получают синтетические полимеры, по свойствам напоминающие натуральный каучук. Они представляют собой гибкие и эластичные материалы. Большую часть производимых каучуков вулканизируют – нагревают с серой без доступа воздуха. При этом отдельные макромолекулы сшиваются по местам двойных связей мостиками из атомов серы - образуется резина.



По сравнению с каучуком она более износостойка и устойчива к изменениям температуры. Чем больше добавлено серы, тем выше степень вулканизации и тем твёрже образующийся материал. Резина с большим содержанием серы идёт на изготовление шлангов, шин, обуви. Дальнейшая вулканизация резины приводит к образованию эбонита – твёрдого материала, используемого в качестве изолятора.

В настоящее время промышленность производит около ста видов синтетических каучуков. Наиболее распространённым является бутадиеновый каучук, получаемый полимеризацией бутадиена-1,3.

n CH2=CH−CH=CH2→ [−CH2−CH=CH−CH2−]n

Этот каучук относится к каучукам общего назначения. Его вулканизируют серой, в качестве наполнителя используют сажу. Резины из этого каучука обладают высокой износо- и морозостойкостью. Они устойчивы ко многим деформациям. Применяют этот каучук в производстве шин, резинотехнических изделий, для изоляции кабелей.

Бутадиен-стирольный каучук – каучук общего назначения, получаемый совместной полимеризацией бутадиена-1,3 и стирола. nCH2=CH−CH=CH2 +n C6H5−CH=CH2→

→ [−CH2−CH=CH−CH2−]n− [CH2−CH(C6H5) −]n

Этот каучук также вулканизируют серой, в качестве наполнителя используется сажа. Применяют в производстве шин, резинотехнических изделий, обуви. Изопреновый каучук по техническим свойствам близок к натуральному каучуку. Он является его заменителем в производстве шин, рассчитанных на большие нагрузки (для самолётов, грузовых автомобилей, вездеходов). Хлоропреновый каучук (наирит, неопрен) получают полимеризацией хлоропрена.

nCH2=CCl−CH=CH2 → [−CH2−CCl=CH−CH2 −]n

Вулканизируют оксидами цинка и магния. Резины обладают масло-, бензо-, тепло- и износостойкостью. Не горючи и устойчивы к кислотам и щелочам. Применяют в производстве резинотехнических изделий, клеев и изоляции. Полиуретаны — гетероцепные полимеры, макромолекула которых содержит незамещённую и/или замещённую уретановую группу —N(R)— C(O)O—, где R = H, алкилы, арил или ацил. В макромолекулах полиуретанов также могут содержаться простые и сложноэфирные функциональные группы, мочевинная, амидная группы и некоторые другие функциональные группы, определяющие комплекс свойств этих полимеров. Полиуретаны относятся к синтетическим

эластомерам и нашли широкое применение в промышленности благодаря широкому диапазону прочностных характеристик. Используются в качестве заменителей резины при производстве изделий, работающих в агрессивных средах, в условиях больших знакопеременных нагрузок и температур. Диапазон рабочих температур — от −60 °C до +80 °C. Резины широко используются в различных сферах производственной и бытовой жизни человека, особенно в строительстве. Она входит в элементы строительных конструкций, начиная от фундамента и кончая деталями отделки зданий. Применение резины позволяет сделать возводимые здания устойчивыми к землетрясениям. В Малайзии на «рессоры» из натурального каучука ставят многие здания. В мировой практике имеется немало примеров строительства сооружений на резиновом фундаменте. Полимерные материалы используются в качестве герметиков, в том числе и эластомер – гернит, основу которого составляет хлоропреновый каучук. Гидроизоляция с применением жидкой резины (композиции, состоящей из битумной эмульсии и бутадиен-стирольных полимеров) по своим характеристикам приравнивается к многослойной гидроизоляции из рубероида. Большую часть олифы в масляных красках можно заменить на изопреновый каучук. Для защиты стальных конструкций от коррозии используются покрытия из резины или эбонита (гуммирование). Для заливки рельсовых швов и для заполнения швов во всех местах движения бетона и асфальта используют битумные композиции, содержащие резины.

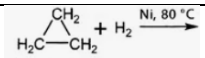
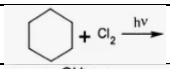
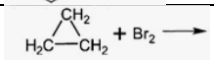
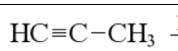
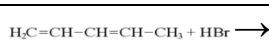
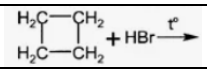
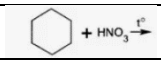
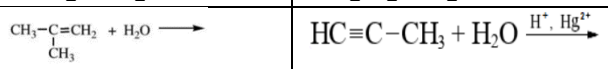
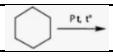
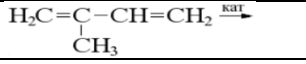
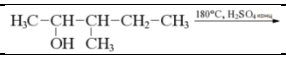
Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Перечислите классы органических соединений.
2. Химические свойства алканов.
3. Химические свойства алкенов.
4. Химические свойства алкинов.
5. Химические свойства алкадиенов.
6. Химические свойства аренов.
7. Химические свойства спиртов.
8. Химические свойства альдегидов и кетонов.
9. Химические свойства карбоновых кислот.
10. Химические свойства жиров.
11. Химические свойства аминов.
12. Химические свойства аминокислот.
13. Химические свойства белков.

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав уравнения из вашего варианта под номерами…(по указанию учителя).

УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ
ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

варианты			
	1	**2**	**3**
1	$C_2H_2+H_2 \rightarrow$	$C_2H_4+H_2\rightarrow$	
2	$CH_4 + O_2 \rightarrow$	$C_2H_6+O_2\rightarrow$	$C_2H_2+O_2\rightarrow$
3	$CH_2Cl_2+ Cl_2 \rightarrow$	$C_2H_2+Cl_2\rightarrow$	
4	$C_2H_6+Br_2 \rightarrow$	$CH_4+Br_2\rightarrow$	
5	$H_2C=CH\text{-}CH_3$ $+HCl\rightarrow$		$H_2C=CH_2 +HCl\rightarrow$
6			$H_2C=CH\text{-}CH_3 +HBr\rightarrow$
7		$CH_4 + HNO_3\rightarrow$	$CH_3\text{-}CH_3+ HNO_3\rightarrow$
8	$Al_4C_3+H_2O\rightarrow$	$CaC_2 +H_2O \rightarrow$	$Na_2C_2+H_2O\rightarrow$
9	$H_2C=CH_2+ H_2O$ $\rightarrow$		
10	$C_2H_5OH + Na \rightarrow$	$C_6H_5OH+Na\rightarrow$	$CH_3CH_2Cl+Zn\rightarrow$
11	$CH_4\rightarrow$	$C_2H_5OH+NH_3\rightarrow$	$C_{16}H_{34}\rightarrow$
12	C_2H_5OH+ $C_2H_5OH \rightarrow$	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow$	$C_2H_5OH+CH_3COOH\rightarrow$
13		$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3\rightarrow$	$H_2C=CH_2 \rightarrow$
14	$nH_2C=CH_2 \longrightarrow$	$3HC\equiv CH \xrightarrow{t^o,\ C_{акт}}$	
15		$CH_3CHO+H_2\rightarrow$	$C_2H_5OH+HNO_3\rightarrow$
16	$C_6H_5OH+NaOH\rightarrow$	$R{-}CHO +$ $[Ag(NH3)2]OH\rightarrow$	$C_6H_5OH+Br_2\rightarrow$

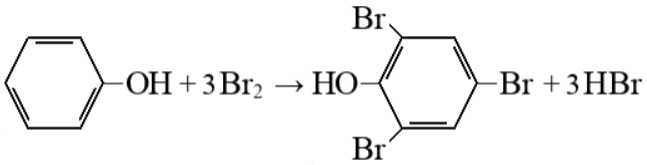
ЗАДАНИЯ:

1. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта под номерами….
2. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.
3. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
4. Укажите типы записанных уравнений реакций.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя номера из вашего варианта, необходимый для выполнения задания.
2. **Образец для выполнения:**
   Внимание! приведен пример только одного уравнения!!!
   Вы должны выполнить все уравнения из вашего варианта

Вариант 3 № 16



фенол + 3·бром → 2,4,6-трибромфенол + 3·бромоводород

Реакция бромирования

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните задания.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 8. «Решение практико-ориентированных заданий на анализ факторов, влияющих на изменение скорости химической реакции, в т.ч. с позиций экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды.

Решение практико-ориентированных заданий на применение принципа Ле-Шателье для нахождения направления смещения равновесия химической реакции и анализ факторов, влияющих на смещение химического равновесия».

Учебная цель: изучить понятия скорости химической реакции и химического равновесия.

Учебные задачи:

1.Научиться решать задачи на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: решения задач на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

знать: факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции и факторы, влияющие на смещение химического равновесия;

уметь: решать задачи на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.

2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

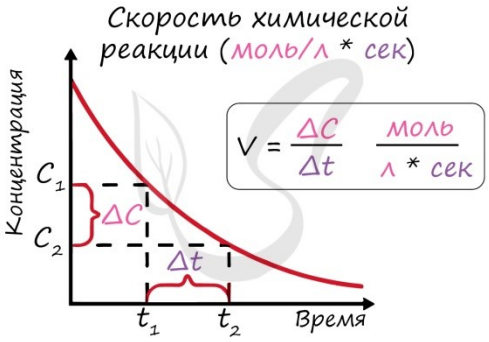
Краткие теоретические и учебно-методические материалы

по теме практического занятия

Скорость химической реакции.

Скорость химической реакции - основное понятие химической кинетики, выражающее отношения количества прореагировавшего вещества (в молях) к отрезку времени, за которое произошло взаимодействие.

Скорость реакции отражает изменение концентраций реагирующих веществ за единицу времени. Единицы измерения для гомогенной реакции: моль/л * сек. Физический смысл в том, что каждую секунду какое-то количество одного вещества превращается в другое.



Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции, это:

1. природа реагирующих веществ:

Самая высокая скорость реакции между растворами, в жидкостях. В газах она несколько ниже. Химическая активность также играет важную роль. Например, отвечая на вопрос "какой из металлов Fe или Ca быстрее прореагирует с серой?" мы отдадим предпочтение кальцию, так как в ряду активности металлов он стоит левее железа, а значит кальций активнее железа.

2. концентрация реагирующих веществ:

Влияние концентрации "прямо пропорционально" скорости реакции: при увлечении концентрации реагирующего вещества скорость реакции повышается, при уменьшении - понижается.

3. площадь поверхности соприкосновения реагентов:

Если реакция гетерогенная: жидкость + твердое вещество, газ + твердое вещество, жидкость + газ, то большую роль играет площадь соприкосновения реагирующих веществ. При измельчении твердого вещества скорость химической реакции увеличивается.

Если в реакции участвуют газы: при увеличении давления концентрация вещества на единицу объема возрастает (представьте, как газ сжимается). Поэтому увеличение давление, если среди исходных веществ есть газ, увеличивает скорость реакции.

4. температура, при которой проводится реакция:

Влияние температуры на скорость реакции "прямо пропорционально": чем выше температура, тем выше скорость реакции - чем ниже температура, тем меньше и скорость реакции.

Правило Вант-Гоффа, голландского химика, позволяет точно оценить влияние температуры на скорость химической реакции. Оно звучит так: "При повышении температуры на каждые 10 градусов константа скорости гомогенной элементарной реакции увеличивается в два — четыре раза".

5. присутствие в реакции катализатора (ингибитора).

Катализатор (греч. katalysis — разрушение) - вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не участвующее в ней. Катализатор не расходуется в химической реакции.

Многие химические реакции в нашем организме протекают с участием катализаторов - белковых молекул, ферментов. Без катализаторов подобные реакции шли бы сотни лет, а с катализаторами идут одну долю секунды.

Катализом называют явление ускорения химической реакции под действием катализатора, а химические реакции, идущие с участием катализатора - *каталитическими.*

Ингибитор (лат. inhibere - задерживать) - вещество, замедляющее или предотвращающее протекание какой-либо химической реакции.

Ингибиторы применяют для замедления коррозии металла, окисления топлива, старения полимеров. Многие лекарственные вещества являются ингибиторами. Так при лечении гастрита - воспаления желудка (греч. gaster - желудок) или язв часто назначаются ингибиторы протонной помпы - химические вещества, которые блокирует выработку HCl слизистой желудке. В результате этого соляная кислота прекращает воздействие на поврежденную стенку желудка, воспаление стихает.

Закон действующих масс. Скорость элементарной гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагентов, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ $\upsilon = k\cdot[A]a\cdot[B]b$,

где [A] и [B] – концентрации веществ A и B в моль/л,

k – константа скорости реакции.

Концентрации твердых веществ, в случае гетерогенной реакции в кинетическое уравнение не включают.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс:

$$\upsilon = k\cdot[A]a\cdot[B]b$$

Очевидно, что с увеличением концентраций реагирующих веществ, скорость реакции увеличивается, т.к. увеличивается число соударений между участвующими в реакции веществами. Причем, важно учитывать порядок реакции: если реакция имеет первый порядок по некоторому реагенту, то ее скорость прямо пропорциональна концентрации этого вещества. Если реакция имеет второй порядок по какому-либо реагенту, то удвоение его концентрации приведет к росту скорости реакции в 22 = 4 раза, а увеличение концентрации в 3 раза ускорит реакцию в 32 = 9 раз.

Химическая система находится в состоянии равновесия когда скорости прямой и обратной реакции равны. В равновесной системе за любой промежуток времени образуется столько же молекул, сколько их распадается, поэтому, концентрации исходных веществ и продуктов реакции не изменяются с течением времени.

Система будет находиться в состоянии равновесия до тех пор, пока не изменятся внешние условия. При изменении внешних условий произойдет изменение скоростей прямой и обратной реакции, что неизбежно приведет к "перекосу" в ту или иную сторону.

Согласно принципу Ле-Шателье, - если на систему, находящуюся в равновесии, оказать воздействие, то в результате протекающих процессов равновесие сместится в таком направлении, чтобы оказанное воздействие уменьшилось.

Нарушить равновесие системы можно изменением:

концентрации веществ, участвующих в реакции - равновесие системы смещается в сторону **расхода** вещества, концентрация которого **увеличилась** или в сторону **образования** вещества, концентрация которого **уменьшилась**;

давления - изменения объёма системы - при **уменьшении давления** (увеличении объема) равновесие смещается в сторону **увеличения числа молекул газов** и при **увеличении давления** (уменьшении объема) равновесие смещается в сторону **уменьшения числа молекул** газов;

температуры - при **увеличении температуры** равновесие смещается в сторону **эндотермической реакции**; при **уменьшении температуры** - в сторону **экзотермической реакции**.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что такое скорость химической реакции.
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции.
3. Правило Вант-Гоффа.
4. Что такое химическое равновесие.
5. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия.

Задания для практического занятия:
Ответьте на задания, выбрав карточку под номером…(по указанию учителя).

Карточка № 1.

1.Реакция протекает по уравнению A+B = 2C. Начальная концентрация вещества A равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции.
2.Как изменится скорость реакции: S(тв) + O2 (г) = SO2 (г) при увеличении давления в системе в 4 раза?
3.Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 ∘ C, если температурный коэффициент скорости равен 2.
4. В замкнутый сосуд поместили 6 моль H_2 и 3 моль O_2. Через некоторое время установилось равновесие $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O$ (г) и образовалась вода химическим количеством 1,5 моль. Как изменилось давление в сосуде к моменту установления равновесия?

5. Химическое равновесие в реакции смещается в сторону образования продукта реакции при
1) понижении давления
2) повышении температуры
3) добавлении катализатора
4) добавлении водорода.

Карточка № 2.

1. Запишите кинетическое уравнение для следующих уравнений реакций: А) S(тв) + O2 (г) = SO2 (г) Б) 2SO2 (г) + O2 (г) = 2SO3 (ж)
2. Как изменится скорость реакции:2SO2 (г) + O2 (г) = 2SO3 (г) при увеличении давления в системе в 2 раза?
3. При температуре 10 ºС реакция протекает за 5 мин, при 20ºС – за 1 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.
4. В гомогенной системе установилось равновесие: $2SO_2+O_2 \leftrightarrow 2SO_3$
Равновесные химические количества (моль) SO_2, O_2 и SO_3 соответственно равны 0,1, 0,2 , 0,6. Определите исходные химические количества SO_2 и O_2.

5. Равновесие смещается в сторону исходных веществ при
1) уменьшении давления
2) нагревании

3) введении катализатора
4) добавлении водорода

Карточка № 3.

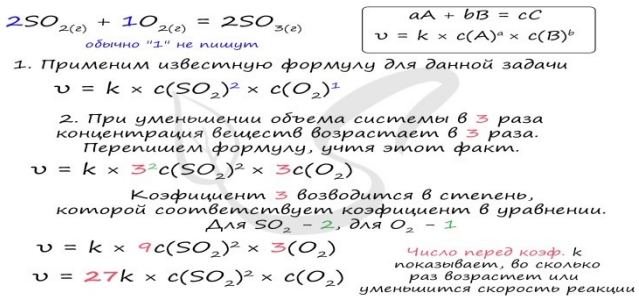
1. Константа скорости реакции омыления уксусноэтилового эфира: CH3COOC2H5(р-р) + KOH(р-р)→CH3COOK (р-р) +C2H5OH(р-р) равна 0,1 л/моль·мин. Начальная концентрация уксусноэтилового эфира была равна 0,01 моль/л, а щелочи – 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и в тот момент, когда концентрация эфира станет равной 0,008 моль/л.
2. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции H2+C12 = 2HC1 при увеличении давления в 2 раза.
3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С?
4. Равновесные молярные концентрации CO, O_2 и CO_2 после установления равновесия $2CO(г) + O_2(г) = 2CO_2(г)$ равны 0,3; 0,2 и 0,1 (моль/дм3) соответственно. Рассчитайте объемную долю кислорода в исходной газовой смеси (исходная молярная концентрация CO_2 равна нулю).

5. Куда будет смещаться равновесие системы с увеличением температуры?
N2+O2 ↔ 2NO-108,5 кДж
N2+3H2 ↔ 2NH3+88 кДж

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя номер карточки, необходимый для выполнения задания.
2. **Образец для выполнения:**
   Задача 1. Молярная концентрация вещества до реакции составляла 1.5 моль/л по итогу реакции - 3 моль/л. Объем смеси 10 литров, реакция заняла 20 секунд. Рассчитайте скорость реакции.

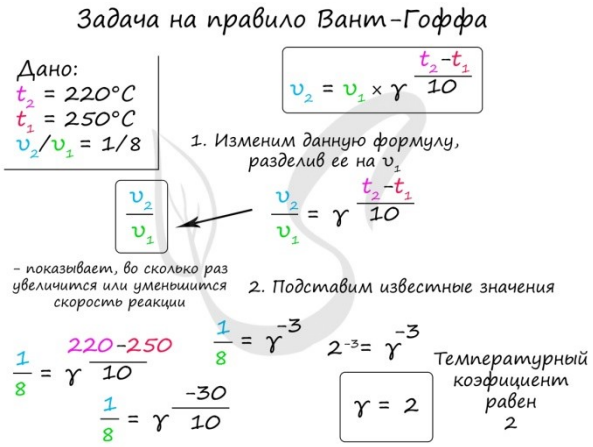
Задача 2. Окисление диоксида серы протекает по уравнению: 2SO2(г) + O2 = 2SO3(г). Как изменится скорость этой реакции, если объемы системы уменьшить в три раза?



Ответ: скорость реакции в таком случае возрастет в 27 раз.

Задача 3. Как изменится скорость гомогенной реакции при повышении температуры от 27°С до 57°С при температурном коэффициенте, равном трем?

Задача 4. Рассчитайте, чему равен температурный коэффициент скорости, если известно, что при понижении температуры от 250°С до 220°С скорость реакции уменьшилась в 8 раз.



Задача 5. Равновесные молярные концентрации CO, O_2 и CO_2 после установления равновесия $2CO(г) + O_2(г) = 2CO_2(г)$ равны 0,3; 0,2 и 0,1 (моль/дм3) соответственно. Рассчитайте объемную долю кислорода в исходной газовой смеси (исходная молярная концентрация CO_2 равна нулю).

Решение

1)Записываем уравнение $2CO(г) + O_2(г) = 2CO_{2(Г)}$

2)Вносим в таблицу значение равновесных молярных концентраций веществ.

	CO	O_2	CO_2
Было	0,4	0,25	---

Израсходовано	0,1	0,05	---
Стало	0,3	0,2	0,1

3)По уравнению находим молярные концентрации прореагировавших угарного газа CO и кислорода: $c_{прор}(CO)=c(CO_2)=0{,}1$моль/дм^3, $c_{прор}(O_2)=\frac{n(CO2)}{2}=\frac{0{,}1}{2}=0{,}05$ (моль/дм^3).

4)Затем находим исходные молярные концентрации угарного газа и кислорода: $c_{исх}(CO)= c_{прор}(CO) + c_{равн}(CO) =0{,}3+0{,}1=0{,}4$ (моль/дм^3); $c_{исх}(O_2)= c_{прор}(O_2)+ c_{равн}(O_2)=0{,}2+0{,}05=0{,}25$ (моль/дм^3).

5) Находим мольную долю кислорода в смеси, которая будет равна объёмной доле: если предположить, что объём смеси равен 1 дм^3, то $n(O_2)=0{,}25$ моль, $n(CO)=0{,}4$ моль, мольная доля равна

$$\chi(O_2) = \varphi = \frac{n(O2)}{n(CO+O2)} = \frac{0{,}25}{0{,}65} = 0{,}385.$$

Ответ: $\chi(O_2)=0{,}385$.

Задача 6.

Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе:

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ
А) $S(г)+H_2(г) \rightleftarrows H_2S(г)$	1) в сторону продуктов реакции
Б) $2SO_2(г)+O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г)$	2) в сторону исходных веществ
В) $H_2(г) + I_2(тв) \rightleftarrows 2HI(г)$	3) практически не смещается
Г) $SO_2(г)+ Cl_2(г) \rightleftarrows SO_2Cl_2(г)$	

Запишите в ответ цифры, расположив их в порядке, соответствующем буквам:

А	Б	В	Г

Решение. По принципу Ле Шателье — если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, воздействовать извне, изменяя какое-либо из условий равновесия (температура, давление, концентрация), то в равновесие в системе сдвинется в сторону, уменьшающую воздействие.

При увеличении давления равновесие сместится в сторону меньшего количества газообразных веществ.

А) $S(г)+H_2(г) \rightleftarrows H_2S(г)$ — в сторону продуктов реакции (1)

Б) $2SO_2(г)+O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г)$ — в сторону продуктов реакции (1)

В) $H_2(г) + I_2(тв) \rightleftarrows 2HI(г)$ — в сторону исходных веществ (2)

Г) $SO_2(г)+ Cl_2(г) \rightleftarrows SO_2Cl_2(г)$ — в сторону продуктов реакции (1)

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1.В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3.Выполните задания.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 9. Растворение как физико-химический процесс. Растворы. Способы приготовления растворов. Растворимость. Массовая доля растворенного вещества. Смысл показателя предельно допустимой концентрации и его использование в оценке экологической безопасности.

Правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; опасность воздействия на живые организмы определенных веществ.
Решение практико-ориентированных расчетных заданий на растворы, используемые в бытовой и производственной деятельности человека

Учебная цель: повторить понятия раствор, растворимость, массовая доля растворенного вещества, ПДК
Учебные задачи:
1.Научиться решать задачи на расчет концентрации веществ в растворах

Растворимость – это способность вещества растворяться в воде или другом растворителе. Количественно растворимость определяют коэффициентом растворимости или просто растворимостью вещества.

Растворимость вещества X (s) – это масса вещества, которая может растворяться при данных условиях в 100г растворителя с образованием насыщенного раствора:

S= m(x) / m(H2O) × 100 (г).

Массовая доля безводного вещества X в насыщенном растворе связана с его растворимостью соотношением:

W(X) = s / s +100

Для вычисления массы безводного вещества в определенной массе насыщенного раствора можно вывести формулу:

W(x) = m(x) / m(р-ра) => m(x) / m(р-ра)= s / s + 100 ; откуда

m (x) = (s / s + 100) · m(р-ра).

Пример 1. Определите, какая масса нитрата бария может растворяться в воде объемом 500 мл при 30^0С. Растворимость нитрата бария при данной температуре составляет 14,2 г.

Решение:

Плотность воды составляет 1 г/мл, поэтому
$m(H_2O) = 500 \cdot 1 = 500$ г.
Определяем массу нитрата бария.
По формуле: $s = m(Ba(NO_3)_2) / m(H_2O) \cdot 100$ =>
⇨ $m(Ba(NO_3)_2) = s \cdot m(H_2O) / 100 = 14{,}2 \cdot 500 / 100 = 71$г.
Ответ: $m(Ba(NO_3)_2) = 71$ г.

Пример 2. Массовая доля хлорида аммония в насыщенном растворе при 30^0C . равна 29,5%. Определите растворимость NH_4Cl при данной температуре.

Решение:

1. Вычисляем массу соли в растворе массой 100г:
   $m(NH_4Cl) = m(р\text{-}ра) \cdot w(NH_4Cl) = 100 \cdot 0{,}295 = 29{,}5$ г.
2. Находим массу воды в растворе массой 100 г:
   $m(H_2O) = m(р\text{-}ра) - m(NH_4Cl) = 100 - 29{,}5 = 70{,}5$ г
3. Определяем растворимость NH_4Cl.
   $S^{30} = m(NH_4Cl) / m(H_2O) \cdot 100 = 29{,}5 / 70{,}5 \cdot 100 = 41{,}84$ г.
   Ответ: $S^{30} = 41{,}84$ г.

Пример 3. Вычислите, какая масса нитрата калия выпадет в осадок, если 100 г . насыщенного при температуре 70^0C раствора KNO_3 охладить до температуры 0^0C. . Растворимость нитрата калия составляет 138г при $t^0=70^0$ и 13,3г при t^0 $\rho=0^0C$.

Решение:

1. Находим массу соли в насыщенном растворе массой 100 г при 70^0C.
   По формуле: $s^{70} = m^{70}(KNO_3) / m(H_2O) \cdot 100 = m^{70}(KNO_3) / (m(р\text{-}ра) - m^{70}(KNO_3)) \cdot 100 \Rightarrow m^{70}(KNO_3) = (s^{70} \cdot (m(р\text{-}ра) - m^{70}(KNO_3)) / 100 = 138 \cdot (100 - m^{70}(KNO_3)) / 100$; отсюда $m^{70}(KNO_3) = 57{,}98$ г.
2. Находим массу воды в насыщенном растворе массой 100 г:
   $m(H_2O) = m(р\text{-}ра) - m^{70}(KNO_3) = 100 - 57{,}98 = 42{,}02$ г.
3. Находим массу соли, выпавшей в осадок:
   $m(\text{ осадка } KNO_3) = m^{70}(KNO_3) - m^0(KNO_3) = 57{,}98 - 5{,}59 = 52{,}39$ г.
   Ответ: $m(\text{осадка } KNO_3) = 52{,}39$ г.

1. **Массовая доля растворенного вещества** – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:
   $W(раств.в\text{-}ва) = m(раств.в\text{-}ва) / m(р\text{-}ра)$ (в долях единицы), откуда
   $m(раств.в\text{-}ва) = m(р\text{-}ра) \cdot w(раств.в\text{-}ва)$;
   $W(раств.в\text{-}ва) = m(раств.в\text{-}ва) / m(р\text{-}ра) \cdot 100\%$ (в процентах).
   Эта формула указывает массу безводного вещества, содержащегося в 100 г раствора. Раствор состоит из растворенного вещества и растворителя.
   $m(р\text{-}ра) = m(раств.в\text{-}ва) + m(H_2O)$
   $W(раств.в\text{-}ва) = m(раств.в\text{-}ва) / (m(раств.в\text{-}ва) + m(H_2O))/$
   Массу раствора можно выразить через объем раствора (V)и его плотность (ρ):
   $m(р\text{-}ра) = V \cdot \rho$. Откуда:
   $W(раств.в\text{-}ва) = m(раств.в\text{-}ва) / V \cdot \rho$;

m(раств.в-ва) = V · ρ · w(раств.в-ва).

Пример 1. Определите массовую долю (%) соли в растворе, полученном при растворении 50 г соли в 200 г воды.

Решение:

W(соли) = m(соли) / (m(соли) + m(H_2O) = 50 / (50+ 200) = 0,2 или 20%

Ответ: W(соли) =0,2 или 20%.

Пример 2. Вычислите массу гидроксида калия в растворе объемом 600 мл и плотностью 1,082 г/мл, если массовая доля гидроксида калия составляет 10% .

Решение:

W(KOH) = m(KOH) / V· ρ;

m(KOH) = w(KOH) · V · ρ = 0,1 · 600 · 1,082 = 64,92 (г).

Ответ: m(KOH) = 64,92 (г).

Пример 3. Какую массу воды надо прибавить к раствору гидроксида натрия массой 150 г с массовой долей 10%, чтобы получить раствор с массовой долей 2%?

Решение:

m_2(р-ра) = m_1(р-ра) + m (воды)

w_2(NaOH) = m(NaOH) / m_2 (р-ра) = m_1(р-ра) · w_1(NaOH) / (m_1(р-ра) + m(H_2O));

0,02 = 150 · 0,1 / (150 + m(H_2O); m(H_2O) = 600г.

Ответ: m(H_2O) =600 г.

Пример 4. Какую массу раствора с массовой долей уксусной кислоты 40% надо прибавить к 500 г воды для получения раствора с массовой долей уксусной кислоты 15%?

Решение:

W_2(CH_3COOH) = m(р-ра) · m_1(CH_3COOH) / (m(р-ра) + 500;

0,15 = m(р-ра) · 0,4 / (m(р-ра) +500 ;

m(р-ра) = 300 г.

Ответ: m(р-ра) = 300 г.

Пример 5. Какой объем раствора с массовой долей гидроксида калия 50% (плотностью 1,538 г/ мл) требуется для приготовления 3 л раствора гидроксида калия с массовой долей 6% (плотностью 1,048 г/мл)?

Решение:

W_2 (KOH) = V_1 · $ρ_1$ · w_1(KOH) / V_2 · $ρ_2$;

$0,06 = 0,5 \cdot 1,538 \cdot V_1 / 3000 \cdot 1,048;$

$0,06 \cdot 3000 \cdot 1,048 = 0,5 \cdot 1,538 \cdot V_1$;

$V_1 = 245,3$ мл.

Ответ: $V_1 = 245,3$ мл.

Предельно допустимая концентрация (ПДК) — это максимальное количество загрязняющего вещества в окружающей среде (почве, воздухе, воде, продуктах питания), которое при постоянном или временном воздействии на человека не влияет на его здоровье и не вызывает неблагоприятных последствий у его потомства.

Использование ПДК в оценке экологической безопасности заключается в том, что этот показатель служит инструментом контроля над токсинами, обеспечивая безопасность работников, населения и окружающей среды. 2

Некоторые примеры использования ПДК:

ПДК в водоёмах обеспечивает контроль за загрязнением экосистем и гарантирует безопасность питьевой воды.

ПДК на территории рабочих мест служит гарантией того, что организму сотрудников не будет нанесён серьёзный вред.

ПДК в атмосфере регулирует выбросы вредных веществ, способствуя сохранению качества воздуха.

ПДК в почве помогает предотвращать загрязнение грунта и подземных вод.

Решение практико-ориентированных расчетных заданий на растворы, используемые в бытовой и производственной деятельности человека

1. В медицине применяют водные растворы перманганата калия разной концентрации. Для обработки ожогов используют ярко-фиолетовые 2-5% растворы $KMnO_4$. Рассчитайте массу перманганата калия и объём воды, которые требуются для приготовления 100г 3%-ого раствора $KMnO_4$.

2. Для полоскания горла при ангине и для промывания желудка при отравлениях применяют 0,01-0,1%-е растворы $KMnO_4$.

Рассчитайте массу перманганата калия и объём воды, которые требуются для приготовления 100г 0,1%-ого раствора $KMnO_4$.

3. Перманганатом калия можно лечить змеиные укусы, если нет специальной сыворотки. Тогда точно по месту укуса делают инъекцию 0,5 -1мл 1%-ого раствора $KMnO_4$. Рассчитайте массу перманганата калия и объём воды, которые требуются для приготовления 75г 1%-ого раствора $KMnO_4$.

4. Ещё в 1845г. немецкий врач Бульрих обнаружил, что питьевая сода устраняет изжогу – чувство жжения в нижней части пищевода при повышенной кислотности желудочного сока. Рассчитайте массу питьевой соды – гидрокарбоната натрия

$NaHCO_3$ и объём воды, которые требуются для приготовления 205г 2,4%-ого раствора $NaHCO_3$.

5. При наружном применении питьевая сода нейтрализует действие кислот, попавших на кожу (при укусах муравьёв или ожогах крапивой). Рассчитайте массу питьевой соды – гидрокарбоната натрия $NaHCO_3$ и объём воды, которые требуются для приготовления 50г 2%-ого раствора $NaHCO_3$.

6. При отравлении ляписом (нитратом серебра) желудок промывают 2%-м раствором поваренной соли (хлорида натрия). Рассчитайте массу поваренной соли NaCl и объём воды, которые требуются для приготовления 200г 2% раствора.

7. Для промывания ран применяют 0,1-0,5%-е розовые растворы перманганата калия $KMnO_4$ (марганцовки).

Рассчитайте массу перманганата калия и объём воды, которые требуются для приготовления 100г 0,5%-ого раствора $KMnO_4$.

8. Нашатырь или хлорид аммония - NH_4CL применяют как мочегонное средство.

Рассчитайте массу соли NH_4CL и объём воды, которые требуются для приготовления 100г 1% раствора.

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1. В тетради для практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Выполните задания.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 10, 11. «Поиск и анализ кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности по темам: важнейшие строительные материалы, конструкционные материалы, краски, стекло, керамика, материалы для электроники, наноматериалы, текстильные волокна, источники энергии, органические и минеральные удобрения, лекарственные вещества, бытовая химия».

Учебная цель: изучить материалы о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности по темам: важнейшие строительные материалы, конструкционные материалы, краски, стекло, керамика, материалы для электроники, наноматериалы, текстильные волокна, источники энергии, органические и минеральные удобрения, лекарственные вещества, бытовая химия.

Учебные задачи:

1.Научиться искать и анализировать кейсы о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности.

Образовательные результаты:

Студент должен:
иметь практический опыт: поиска и анализа кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности.
знать: материалы о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности по темам: важнейшие строительные материалы, конструкционные материалы, краски, стекло, керамика, материалы для электроники, наноматериалы, текстильные волокна, источники энергии, органические и минеральные удобрения, лекарственные вещества, бытовая химия;
уметь: искать и анализировать кейсы.

Задачи практического занятия:

1. Выполнить задания по теме.
2. Оформить отчет в виде презентации.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Сайты Интернета.
3. Карточки – задания.

Задания для практического занятия:
Ответьте на задания, выбрав карточку под номером…(по указанию учителя).

Карточка № 1.

Существуют различные виды материалов для строительства объектов и возведения разных сооружений. Их возводят с помощью силикатных блоков, дерева, по технологии монолитного бетонного строительства, применяют быстровозводимые методики ЛСТК. Но, несмотря на этот огромный выбор, кирпич не уступает своих позиций даже самым современным и инновационным материалам. Его применяют для создания частных домовладений, многоквартирных и загородных домов, офисных, производственных и складских объектов, административных и медицинских зданий, а также других. Кроме того, из кирпича нередко создают функциональные сооружения, например, стойки для заборов, различные беседки, мангальные зоны, обустраивают места для отдыха и прочее. В чем же его преимущества? Виды кирпичей, их особенности.

Карточка № 2.

Асфальт состоит главным образом из песка и битума. Битум (похож на черную смолу) – это один из продуктов, которые получают из нефти. Для строительства одного километра асфальтовой дороги требуется столько битума, сколько получается из 320 баррелей нефти. Нефть стоит дорого. А если нужно построить, например, 87 тысяч километров асфальтовых дорог, расходы на битум “влетят” в немаленькую копеечку.
У битума есть еще один нежелательный эффект: этот материал опасен для окружающей среды.
Как, по - другому скрепить между собой песчинки, чтобы получить дешевое и безопасное для природы асфальтоподобное дорожное покрытие?

Карточка № 3.

В 1825 году был получен металл, который ценился дороже золота. Погремушка сыны Наполеона III была изготовлена из этого металла, а самый богатый королевский двор Европы имел столовые приборы, изготовленные из этого металла. По распространённости в природе он занимает четвёртое место среди всех элементов и первое среди металлов (8,8% от массы земной коры). Он стал вторым по значению металлом XX века после железа. Кстати, по объёму производства он занимает второе место в мире после выплавки чугуна и стали. Он входит в состав различных пиротехнических смесей.
– О каком металле идёт речь?
– Каково положение этого металла в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
– Каково строение атома этого металла?
– Какими физическими свойствами он обладает?
– В какие химические реакции вступает это вещество и какие вещества при этом образуются? Напишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.
– Почему при обычных условиях изделия из этого металла устойчивы к воздействию факторов окружающей среды?
– Почему до конца XIX века этот металл был на вес золота?
– На каких свойствах этого металла основано его применение в народном хозяйстве?
– Почему посуду из этого металла называют посудой бедняков?

Карточка № 4.

Серовато – белый порошок энергично взаимодействует с водой с выделением большого количества тепла и называется негашеной известью. Это вещество находит широкое применение в строительстве, химической промышленности, сельском хозяйстве, металлургии, водоочистке.
– Назовите это вещество.
– К какому классу соединений относится данное вещество?
– Каков качественный и количественный состав этого вещества?
– Какие вещества образуются при взаимодействии негашеной извести с кислотными оксидами, с кислотами? Запишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.

– Что образуется при взаимодействии негашеной извести с водой? Составьте уравнение реакции.
– Почему эту реакцию называют гашением?

Карточка № 5.

Составьте бизнес-проект по технической химии. В Вашем распоряжении имеется сырье – известняк. Ваша задача – создать новое производство на имеющемся сырье, показать возможности создания других производств. Отразить применение, общие принципы и методы производства, схему производства (реакционный аппарат), указать химические реакции. Слайды должны раскрыть содержание следующим образом: 1-ый слайд – Источник сырья, месторождение, доставка (карта, путь); 2-ой слайд – сырье, его подготовка, характеристика; 3-ий слайд - схема технологического процесса (упрощенная); принципы производства; 4-ый слайд – химические реакции (механизмы, если возможно); 5-ый слайд – аппараты, оборудование; 6-ой слайд – готовая продукция, характеристика; 7-ой слайд – применение готовой продукции, пути; 8-ой слайд – проблемы охраны среды; техника безопасности; 9-ый слайд – исторические факты, персоналии, портреты (при возможности); 10-ый слайд – литературные источники, в том числе, ссылки на сайты. 11 слайд – по усмотрению. Название – не входит в счет слайдов.

Карточка № 6.

В 1862 году в Лондоне состоялась международная выставка, на которой кроме технических новинок демонстрировались химические процессы и продукты. Среди последних демонстрировалось странное неприятное вещество, вдобавок обладающее неприятным запахом.
О каком веществе идет речь?
Почему оно удостоилось международной выставки?
Имена каких ученых связаны с этим веществом?

Карточка № 7.

Вам выданы образцы воды, взятой из разных источников (они указаны на этикетках). Предположительно в них содержатся ионы: Fe^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Cu^{2+}, Pb^{2+}. Составьте план их определения. Предложите способы очистки воды от этих ионов. Каковы будут ваши действия, если концентрация указанных ионов в образцах будет слишком высокой (значительно превышать ПДК)?

Карточка № 8.

Космический корабль совершил аварийную посадку на неизвестную планету. Одному из космонавтов было предложено определить состав атмосферы, но в его распоряжении оказались лишь яблоко (не произошло изменения цвета на разрезе), немного известковой воды (не мутнела в атмосфере планеты) и малахитовая шкатулка, при нагревании кусочка малахита образовался красный порошок.

К какому выводу пришел космонавт?

Карточка № 9.

Жиры – смесь сложных эфиров, образованных глицерином и жирными кислотами. М.Э Шеврель посвятил изучению жиров 14 лет. В 1808 году к нему обратился владелец текстильной фабрики с просьбой изучить состав мягкого мыла, получаемого на фабрике. Шеврель установил, что мыло – натриевая соль высшей жирной кислоты. Шеврель изготовлял мыла из жиров различных животных, выделял из них жирные кислоты. Так были впервые получены стеариновая, олеиновая, капроновая кислоты. Шеврель показал, что жиры состоят из глицерина и жирных кислот, причем это не только их смесь, а соединение, которое, присоединяя воду, распадается на глицерин и жирные кислоты.

1. Каковы формулы жира и мыла?
2. Предложите способ получения мыла из жира в домашних условиях.
3. Найдите из других источников дополнительную информацию о жирах, мылах, СМС.
4. В современном мире предлагается много косметической, гигиенической продукции. А как правильно выбрать мыло, на что надо обратить внимание?

Карточка № 10.

В начале XX века из Нью-Йоркского порта вышли в открытый океан красавица-яхта. Её владелец, американский миллионер, не пожалел денег, чтобы удивить свет. Корпус был сделан из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклепками. Это было красиво-сверкающий серебристым блеском корабль, усеянный золотистыми головками заклепок! Однако через несколько дней обшивка корпуса начала расходиться, и яхта пошла быстро ко дну.

1. Что же случилось с яхтой? Предложите свой способ спасения яхты.

2.Исследуйте свою квартиру, дом и установите, где использованы антикоррозионные покрытия. Постройте классификацию антикоррозионных покрытий на основании областей их применения.

3. Найдите дополнительную информацию о коррозии и способах борьбы с ней.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Уточните у преподавателя номер карточки, необходимый для выполнения задания.
2. Используйте различные источники получения информации на поставленные в карточке вопросы.
3. Оформите всю информацию по данному вопросу в виде презентации.

Требования к оформлению отчёта по практическому занятию

1.Продумайте план презентации заранее. Не забывайте об обязательных разделах:

- Титульная страница (первый слайд);
- Введение;
- Основная часть презентации (обычно содержит несколько подразделов);

- Заключение.

2.Оформление презентации

Соблюдайте единый стиль оформления. Избегайте стилей, которые будут отвлекать от самой презентации. Если выбрали для заголовков синий цвет и шрифт «Cambria», на всех слайдах заголовки должны быть синими и Камбрия. Выбрали для основного текста шрифт «Calibri», то всех слайдах придётся использовать его.

3. Цвет фона презентации

На одном слайде рекомендуется использовать не более трех цветов: один для фона, один для заголовка, один для текста. Обратите внимание на цвет гиперссылок (до и после использования). Следите за тем, чтобы текст не сливался с фоном, учитывайте, что на проекторе контрастность будет меньше, чем у вас на мониторе.

Лучший фон – белый (или близкий к нему), а лучший цвет текста – черный (или очень тёмный нужного оттенка).Имейте в виду что, черный цвет фона имеет негативный (мрачный) подтекст. Белый текст на черном фоне читается плохо (инверсия плохо читается).

4.Содержание и расположение текстовой информации, шрифт

Используйте короткие слова и предложения.

Размер шрифта: 24–54 пункта (заголовок), 18–36 пунктов (обычный текст);

Цвет шрифта и цвет фона должны контрастировать (текст должен хорошо читаться), но не резать глаза;

Тип шрифта: для основного текста гладкий шрифт без засечек (Arial, Tahoma, Verdana), для заголовка можно использовать декоративный шрифт, если он хорошо читаем. Всегда указывайте заголовок слайда (каждого слайда презентации). Отвлёкшийся слушатель в любой момент должен понимать, о чём сейчас речь в вашем докладе!

Курсив, подчеркивание, жирный шрифт, прописные буквы рекомендуется использовать только для смыслового выделения фрагмента текста.

Предпочтительно горизонтальное расположение информации. Наиболее важная информация должна располагаться в центре экрана.

Если на слайде имеется картинка, надпись должна располагаться под ней. Избегайте сплошной текст. Лучше использовать маркированный и нумерованный списки.

Помните, что экран, на котором вы будете показывать презентацию, скорее всего, будет достаточно далеко от зрителей. Презентация будет выглядеть меньше, чем на вашем экране во время создания.

Отойдите от экрана компьютера на 2-3 метра и попытайтесь прочесть текст в презентации. Если слайды читаются с трудом, увеличивайте шрифт. Если текст не вмещается на один слайд, разбейте его на 2, 3 и более слайдов (главное, чтобы презентация была удобной для просмотра).

5.Объем информации

Не стоит заполнять один слайд слишком большим объемом информации: люди могут единовременно запомнить не более трех фактов, выводов, определений. Не полностью заполненный слайд лучше, чем переполненный.

Наибольшая эффективность достигается тогда, когда ключевые пункты отображаются по одному на каждом отдельном слайде.

Делайте слайд проще. У аудитории всего около минуты на его восприятие.

Лабораторное занятие №1. Лабораторная работа “Типы химических реакций”. Исследование типов (по составу и количеству исходных и образующихся веществ) и признаков химических реакций. Проведение реакций ионного обмена, определение среды водных растворов. Задания на составление ионных реакций

Учебная цель: сформировать понятия о сущности реакций разложения, соединения, замещения и обмена, выяснить условия их протекания, наблюдать и описывать проведенные химические реакции. Ознакомиться на практике с реакциями ионного обмена различных типов и условиями их протекания.

Учебные задачи:
1.Научиться пользоваться лабораторным оборудованием и лабораторной посудой.
2.Уметь определять тип химической реакции, записывать правильно уравнения химических реакций.
3.Уметь грамотно оформлять отчет по лабораторной работе.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: на использование лабораторного оборудования и посуды;

знать: названия типов реакций;

уметь: определять тип химической реакции, записывать уравнения химических реакций, составлять ионные уравнения;

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

5. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
6. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
7. Выполнить задания по теме.
8. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

7. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
8. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
9. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
10. Карточки – задания.
11. Ручка.

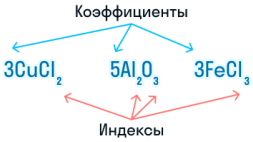
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Химическое уравнение.

Химическое уравнение — это условная запись химического превращения с помощью химических формул и математических знаков.

При составлении химических уравнений используют математические знаки «+», «−», «=», а также числа — они выступают в качестве коэффициентов и индексов.

Коэффициенты показывают число частиц (атомов или молекул), а индексы — число атомов, которые входят в состав молекулы.



Вещества, которые вступают в реакцию, называют ***исходными*** веществами, или ***реагентами***. Вещества, которые образуются в результате, называют ***продуктами реакции***.

Продукты

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Исходные вещества

Само слово «уравнение» производное от слова «уравнять», т.е. разделить нечто на равные части. В математике уравнения составляют чуть ли не самую сущность этой науки. К примеру, можно привести такое простое уравнение, в котором левая и правая части будут равны «2» : 40 : (9 + 11) = (50 х 2) : (80 – 30);

И в химических уравнениях тот же принцип: левая и правая части уравнения должны соответствовать одинаковым количествам атомов, участвующим в них элементов. Или, если приводится ионное уравнение, то в нём **число частиц** так же должно соответствовать этому требованию. Химическим уравнением называется условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков. Химическое уравнение по своей сути отражает ту или иную химическую реакцию, то есть процесс взаимодействия веществ, в процессе которых возникают новые вещества. Например, необходимо **написать молекулярное уравнение** реакции, в которой принимают участие **хлорид бария** $BaCl_2$ и **серная кислота** H_2SO_4. В результате этой реакции образуется нерастворимый осадок – **сульфат бария** $BaSO_4$ и **соляная кислота** HCl :

$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$ (3)

Прежде всего необходимо уяснить, что большая цифра «2», стоящая перед веществом HCl называется коэффициентом, а малые цифры «2», «4» под формулами $BaCl_2$, H_2SO_4 ,$BaSO_4$ называются индексами. И коэффициенты и индексы в химических уравнениях выполняют роль множителей, а не слагаемых. Что бы правильно записать химическое уравнение, необходимо **расставить коэффициенты в уравнении реакции**. Теперь приступим к подсчёту атомов элементов в левой и правой частях уравнения. В левой части уравнения: в веществе $BaCl_2$ содержатся 1 атом бария (Ba), 2 атома хлора (Cl). В веществе H_2SO_4: 2 атома водорода (H), 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O) . В правой части уравнения: в веществе $BaSO_4$ 1 атом бария (Ba) 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O), в веществе HCl: 1 атом водорода (H) и 1 атом хлора (Cl). Откуда следует, что в правой части уравнения количество атомов водорода и хлора вдвое меньше, чем в левой части. Следовательно, перед формулой HCl в правой части уравнения необходимо поставить коэффициент «2».

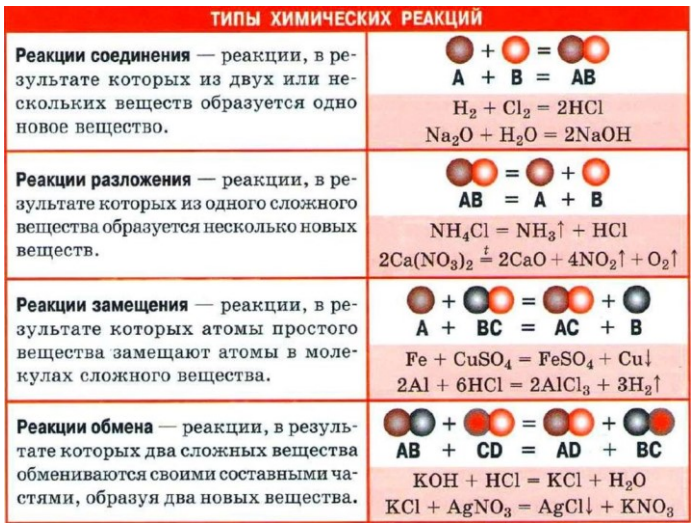
Типы химических реакций.

Соединение. В реакцию могут вступать 2 простых вещества: металл и неметалл или неметалл и неметалл. Например, алюминий с серой образуют сульфид алюминия. Кислород, взаимодействуя с водородом, превращается в воду. Объединятся могут 2 оксида с растворимым основанием, как оксид кальция с водой: CaO + H2O = Ca (OH)2 или основной оксид с кислотным: CaO + SO3 = CaSO4.

Разложение. Это процесс обратный реакции соединения: было одно вещество, а стало несколько. Например, при пропускании электрического тока через воду получается водород и кислород, а при нагревании известняка 2 оксида: CaCO3 = CaO + CO2.

Замещение. В реакцию вступают 2 элемента. Один из них простой, а второй сложный. В итоге образуются 2 новых соединения, при котором атом простого вещества заменяет сложный, как бы вытесняя его. Условие протекания процесса: простое вещество должно быть более активным, чем сложное. Например, Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2. Величину активности можно узнать из таблицы ряда электрохимических напряжений.

Обмен. В этом случае между собой реагируют 2 сложных элемента, обменивающиеся своими составными частями. Условием осуществления такого типа реакции является обязательное образование воды, газа или осадка. Например, CuO + 2HCl = CuCl2 + H2O. Чтобы узнать, смогут ли вещества прореагировать, используют таблицу растворимости.



ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	
Реакции соединения — реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.	A + B = AB $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $Na_2O + H_2O = 2NaOH$
Реакции разложения — реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.	AB = A + B $NH_4Cl = NH_3\uparrow + HCl$ $2Ca(NO_3)_2 \overset{t}{=} 2CaO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$
Реакции замещения — реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы в молекулах сложного вещества.	A + BC = AC + B $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$ $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
Реакции обмена — реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.	AB + CD = AD + BC $KOH + HCl = KCl + H_2O$ $KCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + KNO_3$

Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях химических реакций

Порядок выполнения операций	пример
1. Определить число атомов каждого элемента в левой и правой частях схемы реакции	$A1 + O_2 \rightarrow A1_2O_3$ A1-1 атом A1-2 атома O-2 атома 0-3 атома
2. Среди элементов с разным числом атомов в левой и правой частях схемы **выбрать тот, число атомов которого больше**	O-2 атома слева O-3 атома справа
3. Найти наименьшее общее кратное **(НОК) числа атомов** этого элемента **в левой** части уравнения и числа атомов этого элемента **в правой** части уравнения	НОК = 6
4. Разделить НОК на число атомов этого элемента в **левой** части уравнения, получить **коэффициент для левой** части уравнения	6:2 = 3 $Al + 3O_2 \rightarrow Al_2O_3$

5. Разделить НОК на число атомов этого элемента **в правой** части уравнения, получить **коэффициент для правой** части уравнения	6:3 = 2 $A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$
6. Если выставленный коэффициент изменил число атомов еще какого-либо элемента, то действия 3, 4, 5 повторить еще раз.	$A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$ A1 — 1 атом A1 — 4 атома НОК = 4 4:1=4 4:4=1 $4A1 + 3O_2 \rightarrow 2A1_2O_3$

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. Познакомьтесь со знаками безопасности, распределите знаки из вашего варианта по 4 группам: запрещающие, предписывающие, предупреждающие и указательные.
2. Перед выполнением лабораторной работы определите знаки безопасности, которые Вам необходимы придерживаться во время работы.
3. Повторите названия и назначение лабораторного оборудования и посуды, необходимого для выполнения лабораторной работы.
4. Повторите правила техники безопасности в кабинете химии.

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Типы химических реакций. Реакции ионного обмена между растворами электролитов»

Цель: сформировать понятия о сущности реакций разложения, соединения, замещения и обмена, выяснить условия их протекания, наблюдать и описывать проведенные химические реакции, ознакомиться на практике с реакциями ионного обмена различных типов и условиями их протекания.

Оборудование: пробирки, спиртовка, пробиркодержатель, штатив с 4 пробирками, спички;
Реактивы: медная проволока, цинк, соляная кислота, хлорид меди, гидроксид натрия, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин.

Формируем умения: проводить наблюдения за признаками реакций, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*
- *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*

- *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и* ***немедленно промойте большим количеством проточной воды.***

- *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*

- *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

1. Типы химических реакций.

№	Тип химической реакции	Ход работы (Что делать?)	Уравнение химической реакции (Признаки реакции)	Вывод (Определение)
1	Реакция ?	*На пламене спиртовки накалить медную проволоку.*	медь+кислород→оксид меди(2) Cu+?--> CuO	
2	Реакция ?	*В пробирку с соляной кислотой (HCl) бросить гранулы цинка.*	Цинк+соляная кислота →водород+ хлорид цинка ?+HCI→$ZnCI_2$+?	
3	Реакция ?	*В пробирку с хлоридом меди (2) прилить гидроксид натрия*	Хлорид меди+гидроксид натрия→ гидроксид меди (2) +хлорид натрия $CuCI_2$+ NaOH→ ? + ?	
4	Реакция ?	*Возьмите пробирку с гидроксидом меди (2). Пробирку держите, слегка наклонив к отверстию. Аккуратно прогрев всю пробирку, нагревайте ту её часть, где находится гидроксид меди (2).*	Гидроксид меди (2) → оксид меди + вода $Cu(OH)_2$→ ? + ?	

2. Реакции ионного обмена между растворами электролитов.

1. В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
1. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
1. Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
1. Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.

Порядок выполнения работы	***Химизм процесса***
1. В пробирку с сульфатом натрия приливаем раствор хлорида бария. Выпадает осадок белого цвета	*....* *Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. ....*
2. В пробирку с сульфатом меди приливаем раствор гидроксида натрия. Выпадает осадок синего цвета	*Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. ....*
3. В пробирку с карбонатом натрия приливаем раствор соляной кислоты. Наблюдаем выделение пузырьков углекислого газа	*Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. ...*
3. В пробирку с гидроксидом натрия добавили фенолфталеин. Раствор окрасился в малиновый цвет. Затем по каплям добавили соляную кислоту. Раствор обесцветился.	*Фенолфталеин меняет свою окраску в щелочной среде на* _____ *Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. ...*

Вывод: _____.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1.В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3.Выполните задания для лабораторной работы.

4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Лабораторная работа №2. «Лабораторная работа «Идентификация неорганических веществ».

Решение экспериментальных задач по химическим свойствам металлов и неметаллов, по распознаванию и получению соединений металлов и неметаллов. Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций. Качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония».

Учебная цель: формировать умения идентифицировать неорганические вещества с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций.

Учебные задачи:
1.Научиться определять сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, катион аммония.
2.Научиться определять металлические и неметаллические свойства химических элементов.
3. Научиться составлять ионные уравнения реакций.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:

иметь практический опыт: определять металлические и неметаллические свойства химических элементов;
знать: названия элементов; качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония;
уметь: определять металлические и неметаллические свойства химических элементов; сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония.
владеть: навыками работы с таблицей растворимости.

Задачи лабораторной работы:

5. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
6. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
7. Выполнить задания по теме.
8. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.

4. Карточки – задания.
5. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Анион	Реактив, катион, условия	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
Cl^-	Раствор нитрата серебра $AgNO_3$, Ag^+	Белый творожистый осадок: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$
Br^-	Раствор нитрата серебра $AgNO_3$, Ag^+	Желтоватый творожистый осадок: $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$
I^-	Раствор нитрата серебра $AgNO_3$, Ag^+	Желтый творожистый осадок: $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$
S^{2-}	Растворимые соли меди, Cu^{2+}	**Черный осадок:** $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow$
SO_3^{2-}	Растворы кислот, H^+	Сернистый газ SO_2 с резким запахом: $SO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$
SO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Белый осадок, нерастворимый в кислотах: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
CO_3^{2-}	Растворы кислот, H^+	Газ без запаха: $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$, который с известковой водой образует меловой осадок (помутнение известковой воды): $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
SiO_3^{2-}	Растворы кислот, H^+	Гель (студенистый осадок) кремниевой кислоты: $SiO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2SiO_3\downarrow$
NO_3^-	Конц. H_2SO_4 и Cu, t	Образуется голубой р-р, содержащего ионы Cu^{2+}, выделяется газ бурого цвета (NO_2). $NaNO_{3кристалл.} + H_2SO_{4конц.} \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$ $Cu + 4HNO_{3конц.} \rightarrow Cu(NO_3)_3 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
PO_4^{3-}	Раствор нитрата серебра $AgNO_3$, Ag^+	Светло-желтый осадок: $3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow$
OH^-	Лакмус	Синий цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Желтый цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Катион	Реактив, анион, условия	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
H^+	Лакмус	Красный цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Розовый цвет раствора
NH_4^+	Раствор щелочи, OH^-, t	Выделение газа аммиака с резким запахом $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$
Ag^+	Соляная кислота или раствор хлорида, Cl^-	Белый творожистый осадок: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$
Li^+	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
	Раствор карбонатов, CO_3^{2-}	Белый осадок карбоната кальция: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание
	Раствор серной кислоты или соли сульфата, SO_4^{2-}	Белый осадок, нерастворимый в кислотах: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
Al^{3+}	Раствор щелочи, OH^-	Белый студенистый осадок $Al(OH)_3$: $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$, растворимый в кислотах и в избытке щелочей.
Cu^{2+}	Пламя	Зеленое окрашивание
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
	Раствор щелочи, OH^-	Голубой студенистый осадок гидроксида меди (II): $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$
Fe^{2+}	Раствор щелочи, OH^-	Зеленый осадок гидроксида железа (II): $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$
	Раствор красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$	Темно-синий осадок турнбулевой сини: $K_3[Fe(CN)_6] + Fe^{2+} \rightarrow KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6]\downarrow + 2K^+$
Fe^{3+}	Раствор щелочи, OH^-	Красно-бурый осадок гидроксида железа (III): $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$
	Раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$	Темно-синий осадок берлинской лазури: $K_4[Fe(CN)_6] + Fe^{3+} \rightarrow 3K^+ + KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]\downarrow$
	Раствор роданида калия или аммония, SCN^-	Кроваво-красное окрашивание раствора: $FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow 3NH_4Cl + Fe(SCN)_3$

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

6. Что такое качественные реакции?
7. Что такое катионы?
8. Что такое анионы?
9. Что такое индикаторы?
10. Приведите примеры металлов и неметаллов.
11. Какие реакции называют полными и сокращенными уравнениями реакций.

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ»

Цель: применить знания, полученные при изучении темы «Металлы», в экспериментальном решении задач; закрепить навыки проведения химического эксперимента.

Оборудование: штатив с пробирками, воронка, стеклянная палочка.

Реактивы: карбонат кальция, сульфат натрия, хлорид калия, железные скрепки; растворы соляной кислоты, серной кислоты, хлорида бария, красной кровяной соли, сульфата меди (II).

Формируем умения: знать свойства металлов главных подгрупп ПСХЭ Д.И. Менделеева и железа; уметь применять полученные и теоретические знания о химии металлов в практических работах, проводить опыты по осуществлению реакций в соответствии с правилами пользования химической посудой и правилами безопасного обращения с химическими веществами, описывать наблюдения и характеризовать результаты выполненных опытов, составлять уравнения реакций, характеризующих свойства металлов и их соединений.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*
- *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*
- *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и* ***немедленно промойте большим количеством проточной воды.***
- *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*
- *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

Экспериментальная задача №1.

В трех пробирках находятся следующие вещества: $CaCO_3$, Na_2SO_4, KCl. Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Экспериментальная задача №2.

Получите сульфат железа (II), исходя из железа. Докажите качественный состав сульфата железа(II). Запишите уравнения проделанных реакций и разберите окислительно-восстановительные процессы.

Действия	Что делали?	Что наблюдали?	Выводы
Задача 1.	1)Из трех выданных веществ два являются	1)Вещества в пробирках №2 и №1	В пробирке №3 находится

Определить, какие вещества находятся в пробирках №№1, 2, 3	растворимыми (Na_2SO_4, KCl), а $CaCO_3$ – нерастворимым (по данным таблицы растворимости). Поэтому добавим воду во все три пробирки. 2)Для большей уверенности можно провести качественную реакцию на карбонат-ион. Добавим раствор соляной кислоты в пробирку №3	растворились. Вещество в пробирке №3 не растворилось в воде, следовательно, в ней находится карбонат кальция. 2) Выделение газа	карбонат кальция
	Уравнение реакции (в молекулярной и ионной формах): *Качественная реакция на карбонат-ион*		
	3)для дифференциации содержимого пробирок №1 и №.2 добавим в обе пробирки раствор хлорида бария.	3) В пробирке №2 наблюдаем выделение белого осадка	В пробирке №2 находится сульфат натрия, а в пробирке №1 – хлорид калия
	Уравнение реакции (в молекулярной и ионной формах):		
<u>Задание 2.</u> Получите сульфат железа (II), исходя из железа. Докажите качественный состав сульфата железа(II).	***1-й способ:*** В пробирку с железными скрепками прильем разбавленный раствор серной кислоты	Наблюдаем растворение железа и выделение водорода	В результате реакции образуется сульфат железа (II)
	Уравнение реакции (в молекулярной форме, окислительно-восстановительные процессы):		
	2- й способ: В пробирку с	Наблюдаем изменение	В результате реакции

	раствором сульфата меди (II) добавим железные скрепки	окраски раствора со светло-голубого до зелено-желтого. Раствор мутнеет. Выделяется медь красного цвета.	образуется сульфат железа (II)
	Уравнение реакции (в молекулярной форме, окислительно-восстановительные процессы):		
Определение качественного состава сульфата железа (II)	Для доказательства качественного состава сульфата железа (II) разольем раствор в две пробирки. В одну из них добавим раствор красной кровяной соли	Наблюдаем образование турнбулевой сини	Следовательно, в растворе присутствуют ионы железа Fe^{2+}
	Уравнение качественной реакции на ионы железа Fe^{2+}		
	Во вторую пробирку добавим раствор хлорида бария	Наблюдаем выделение белого осадка сульфата бария $BaSO_4$	Следовательно, в растворе присутствуют сульфат-ионы SO_4^{2-}
	Уравнение качественной реакции на сульфат-ионы SO_4^{2-}		

Вывод: _____.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1.В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3.Выполните задания для лабораторной работы.
4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Лабораторная работа №3. «Лабораторная работа “Превращения органических веществ при нагревании".

Получение этилена и изучение его свойств. Моделирование молекул и химических превращений на примере этана, этилена, ацетилена и др.».

Учебная цель: формировать умения проводить химический эксперимент и моделировать молекулы органических соединений.

Учебные задачи:
1. Научиться получать этилен и изучить его свойства.
2.Научиться моделировать молекулы на примере этана, этилена, ацетилена и др.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:
иметь практический опыт: производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.
знать: строение молекул органических соединений;
уметь: моделировать молекулы на примере этана, этилена, ацетилена и др.
владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Этилен (этен) – органическое вещество класса алкенов, состоящий из двух атомов углерода и четырех атомов водорода. Этилен имеет двойную углерод-углеродную связь и поэтому относится к ненасыщенным или непредельным углеводородам.

Химическая **формула этилена** C_2H_4, рациональная формула $H_2C{=}CH_2$, структурная формула $CH_2{=}CH_2$. Изомеров не имеет.
Этилен – бесцветный газ, без вкуса, со слабым запахом. Легче воздуха.
Этилен является фитогормоном, т.е. низкомолекулярным органическим веществом, вырабатываемым растениями и имеющим регуляторные функции. Он образуется в тканях самого растения и выполняет в жизненном цикле растений многообразные функции, среди которых контроль развития проростка, созревание плодов (в частности, фруктов), распускание бутонов (процесс цветения), старение и опадание листьев и цветков, участие в реакции растений на биотический и абиотический стресс, коммуникации между разными органами растений и между растениями в популяции.
Пожаро- и взрывоопасен.
Плохо растворяется в воде. Зато хорошо растворяется в диэтиловом эфире и углеводородах.
Этилен по токсикологической характеристике относится к веществам 4-го класса опасности (малоопасным веществам) по ГОСТ 12.1.007.
Этилен — самое производимое органическое соединение в мире.
Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, замещение, окисление, полимеризация молекул.
Химические свойства этилена аналогичны свойствам других представителей ряда алкенов. Поэтому для него характерны следующие химические реакции:

1. **каталитическое гидрирование (восстановление) этилена**:
$CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3\text{-}CH_3$ (kat = Ni, Pd, Pt, t^o).
2. **галогенирование этилена**:
$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br\text{ -}CH_2Br$.
Однако при нагревании этилена до температуры 300 ^oC разрыва двойной углерод-углеродной связи не происходит – реакция галогенирования протекает по механизму радикального замещения:
$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2{=}CH\text{-}Br + HBr$ (t = 300 ^oC).
3. **гидрогалогенирование этилена**:
$CH_2{=}CH_2 + HBr \rightarrow CH_3\text{-}CH_2Br$.
4. **гидратация этилена**:
$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3\text{-}CH_2OH$ (H^+, t^o).
Реакция происходит в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной). В результате данной химической реакции образуется этанол.
5. **окисление этилена**:
Этилен легко окисляется. В зависимости от условий проведения реакции окисления этилена могут быть получены различные вещества: многоатомные спирты, эпоксиды или альдегиды.
Например,
$5C_2H_4+12KMnO_4+18H_2SO_4 \rightarrow 10CO_2+6K_2SO_4+12MnSO_4+28H_2O$.
$2CH_2{=}CH_2 + O_2 \rightarrow 2C_2OH_4$ (kat = Ag, t^o).
В результате образуется эпоксид.

$2CH_2=CH_2 + O_2 \rightarrow 2CH_3\text{-}C(O)H$ (kat = $PdCl_2$, CuCl, t = 200°C).
В результате образуется ацетальдегид.
6. **горение этилена**:
$CH_2=CH_2 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$.
В результате горения этилена происходит разрыв всех связей в молекуле, а продуктами реакции являются углекислый газ и вода.
7. **полимеризация этилена**:
$nCH_2=CH_2 \rightarrow (\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-})n$ (kat, t°).
Моделирование молекул: Углеводороды - это органические вещества, состоящие из атомов углерода и водорода. Атом углерода во всех органических соединениях четырехвалентен. Атомы углерода могут образовывать цепочки прямые, разветвленные, замкнутые. Свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов между собой. Вещества, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но разное строение называются изомерами. Приставки указывают количество ди – два, три – три, тетра - четыре; цикло - означает замкнутый.
Суффиксы в названии углеводородов указывают на наличие кратной связи:
-ан одинарная связь между атомами углерода (C C);
-ен двойная связь между атомами углерода(C = C);
-ин тройная связь между атомами углерода (C C);
-диен две двойных связи между атомами углерода (C = C C = C);
Радикалы: метил -CH3; этил -C2H5; хлор -Cl; бром -Br.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:
6. К какому классу относится этилен?
7. Химические свойства этилена.
8. Что такое изомеры?
9. Что такое гомологи?
10. Что такое моделирование?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Получение этилена и изучение его свойств»

Цель: научиться получать в лаборатории этилен; изучить физические и химические свойства этилена.

Оборудование: штатив, пробка с газоотводной трубкой, пробирки, спиртовка, спички;
Реактивы: медная проволока, цинк, соляная кислота, хлорид меди, гидроксид натрия, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин.

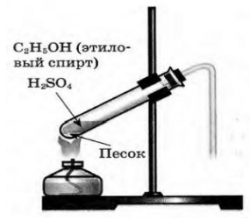
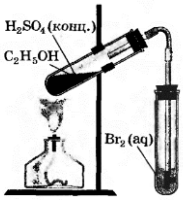
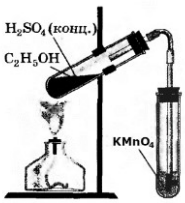
Формируем умения: проводить наблюдения за признаками реакций, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

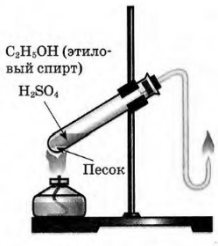
Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*
- *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*
- *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и* ***немедленно промойте большим количеством проточной воды.***
- *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*
- *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

№ п/п	Название опыта	Описание опыта, рисунок	Наблюдения и уравнения реакций	Вывод
1.	Получение этилена.	В пробирку налили 1 мл этилового спирта и осторожно добавьте 6—9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпали немного прокаленного песка (чтобы предотвратить толчки жидкости при кипении). Закрыли пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепили ее в штативе и осторожно нагрели содержимое пробирки.	В пробирке начинается выделяться газ - этилен. $C_2H_5OH \xrightarrow{t, H_2SO_4}$.	В ходе реакции концентрированная серная кислота забирает воду из спирта, в результате образуется этилен. Такую реакцию называют – реакция …..

				
2.	Изучение свойств этилена.	В другую пробирку налили 2-3 мл бромной воды. Опустили газоотводную трубку первой пробирки до дна пробирки с бромной водой и пропускали через неё выдедяющийся газ. 	При пропускании газа через бромную воду, происходит обесцвечивание бромной воды. $H_2C{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow$	В ходе реакции происходит окисление этилена бромной водой по двойной связи.
		В третью пробирку налили 2-3 мл разбавленного раствора $KMnO_4$, подкисленного серной кислотой, и пропустили через него газ. 	При пропускании газа через подкисленный раствор KMnO4, происходит обесцвечивание раствора $KMnO_4$. $C_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$	В ходе реакции происходит окисление этилена подкисленн ым раствором перманганат а калия.
		Выделяющиеся газ первой пробирки подожгли.	Этилен на воздухе горит ярким светящимся пламенем. $C_2H_4 + O_2 \rightarrow$.	Этилен горит ярким светящимся пламенем, что доказывает наличие кратных связей.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.

2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполните задания для лабораторной работы.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Лабораторная работа №4. «Лабораторная работа: “Идентификация органических соединений отдельных классов”

Идентификация органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций. Денатурация белка при нагревании. Цветные реакции белков. Возникновение аналитического сигнала с точки зрения химических процессов при протекании качественной реакции, позволяющей идентифицировать предложенные органические вещества».

Учебная цель: формировать умения решать экспериментальные задачи на идентификацию органических соединений.

Учебные задачи:

1.Научиться обнаруживать наличие кислородсодержащих органических соединений в пищевых продуктах.
2.Научиться называть и составлять формулы органических веществ, определять принадлежность к классу.
3.Научиться составлять уравнения химических реакций органических веществ и делать выводы.

Образовательные результаты:

Студент должен:

иметь практический опыт: идентификации органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций;
знать: названия и химические свойства органических веществ;
уметь: обнаруживать наличие кислородсодержащих органических соединений в пищевых продуктах.
владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

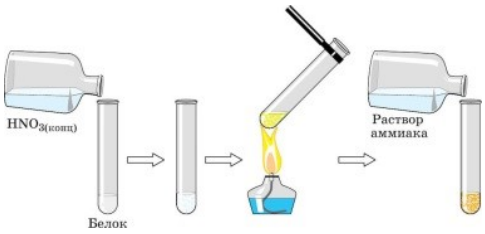
Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
3. Карточки – задания.
4. Ручка.

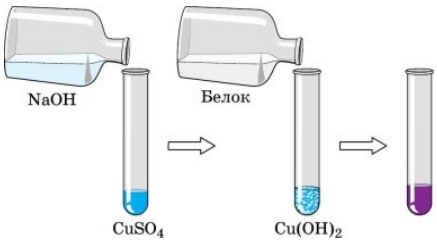
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Цветные реакции на белки. Для определения содержания белков в растворе используют следующие реакции:

- ***ксантопротеиновую***, при которой происходит взаимодействие ароматических и гетероатомных циклов в молекуле белка с концентрированной азотной кислотой, сопровождающееся появлением жёлтой окраски;



- ***биуретовую***, при которой происходит взаимодействие слабощелочных растворов белков с раствором сульфата меди (II) с образованием комплексных соединений между ионами Cu2+ и полипептидами. Реакция сопровождается появлением фиолетово-синей окраски.



РАСПОЗНАВАНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Реактив, условия	Признаки реакции
Этилен $CH_2=CH_2$	Раствор $KMnO_4$	Обесцвечивание раствора в результате образования **CH_2OH - CH_2OH**
	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования **$CH_2Br–CH_2Br$**
Ацетилен $CH≡CH$	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования **$CHBr_2–CHBr_2$**
Этанол C_2H_5OH	$Cu_{прокал.}$ (CuO)	Восстановление оксида меди (II) до Cu Выделение паров **CH_3 - COH**
$CH_2-CH-CH_2$ (OH OH OH) Глицерин	$Cu(OH)_2$	**Ярко-синий раствор глицерата меди (II)**
Фенол C_6H_5OH	Br_2 (aq)	Белый осадок 2,4,6-тribромфенола
	Раствор $FeCl_3$	Раствор фиолетового цвета
Альдегиды H–C(=O)–H	$Cu(OH)_2$, t^0	**Кирпично-красный осадок Cu_2O**
	Ag_2O, t^0	Серебряное «зеркало»
	Р-р фуксинсернистой кислоты	Появление розовой окраски
Уксусная кислота CH_3COOH	Раствор лакмуса	**Раствор красного цвета**
	Тв. или раствор Na_2CO_3	Выделение **CO_2**
Муравьиная кислота HCOOH	Раствор лакмуса	**Раствор красного цвета**
	Раствор Na_2CO_3	Выделение **CO_2**
	Раствор $KMnO_4$, H_2SO_4	Обесцвечивание раствора $KMnO_4$, выделение углекислого газа
Олеиновая кислота $C_{17}H_{33}COOH$	Раствор $KMnO_4$	Обесцвечивание раствора
	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования **$C_{17}H_{33}Br_2COOH$**
Раствор мыла $C_{17}H_{35}COONa$	Растворы кислот (H^+)	Белые хлопья **$C_{17}H_{35}COOH$**
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$	$Cu(OH)_2$, без нагревания	Ярко-синий раствор
	$Cu(OH)_2$, t^0	**Кирпично-красный осадок Cu_2O**
	Ag_2O, t^0	Серебряное «зеркало»
Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$	Раствор I_2	**Раствор синего окрашивания**
Анилин $C_6H_5NH_2$	Br_2 (aq)	Белый осадок 2,4,6-трибромaнилина
Белок яичный (раствор)	$Cu(OH)_2$	Раствор фиолетового цвета
	HNO_3	Осадок желтого цвета

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

6. Перечислите классы органических соединений.
7. Что такое качественные реакции?
8. Приведите пример качественной реакции на альдегиды.
9. Приведите пример качественной реакции на крахмал.
10. Что такое денатурация?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Идентификация органических соединений отдельных классов»

Цель: сформировать понятия о сущности качественных реакций на органические соединения.

Оборудование: дозатор, пробирки, спиртовка, спички, держатель, штатив для пробирок.

Реактивы: виноградный или яблочный сок, картофель

растворы: фенола, уксусной кислоты, глицерина, ацетальдегида, 5% спиртовой раствор иода, 0,1 М раствор сульфата меди (II),0,2 М раствор гидроксида калия, 0,1 М раствор хлорида железа (III).

Формируем умения: проводить наблюдения за признаками реакций, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

1. *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*
2. *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*
3. *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и* ***немедленно промойте большим количеством проточной воды.***
4. *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*
5. *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

Задача 1. Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке.

Опыт 1. *Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке.* Налейте в пробирку 4 мл виноградного или яблочного сока

Добавьте последовательно по 0,5 мл растворов гидроксида калия и сульфата меди (II). Запишите ваши наблюдения.

Закрепите пробирку в держатель, и нагрейте ее пламенем спиртовки до изменения окраски.

Задача 2. Обнаружение крахмала в картофеле.

Опыт 2. *Обнаружение крахмала в картофеле.*

1. Разрежьте поперек 1 клубень картофеля

2. Капните на срез 0,5 мл раствора иода и запишите ваши наблюдения.

Задача 3. Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.

Опыт 3. *Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.*

Вам выданы 4 неподписанные склянки с растворами следующих веществ: фенол, уксусная кислота, глицерин, ацетальдегид. Подпишите каждую склянку формулой того вещества, раствор которого она содержит, если Вам даны следующие реактивы: $FeCl_3$, $CuS0_4$ и КОН. Для этого:

1. Пронумеруйте пробирки черным маркером по стеклу от 1 до 4.
2. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 1 мл раствора из каждой склянки.
3. Прилейте в каждую пробирку 0,5 мл раствора хлорида железа (III). Сделайте вывод.
4. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 3 мл раствора из каждой склянки.
5. В каждую пробирку прилейте по 0,5 мл раствора щелочи и сульфата меди (II). Встряхните каждую пробирку, предварительно закрыв их пробками. Запишите наблюдения и сделайте выводы.
6. Оставшуюся пробирку, в которой не произошло никаких изменений, закрепите в держатель и нагрейте на пламени спиртовки.

Для выполнения задачи 3 рекомендуется воспользоваться план-схемой распознавания веществ. На пересечении ячеек записывайте свои наблюдения, в соответствии с которыми делайте вывод о том, какое вещество находилось в пробирке. Если при взаимодействии веществ ничего не происходит – ставьте прочерк.

	Реагент	
Пробирка №	$FeCl_3$	$Cu(OH)_2$
1		
2		
3		
4		

Задача 4. Качественное определение белка.

Опыт 4. *Качественное определение белка.*

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки, при этом образуется жёлтый осадок. Охладите смесь и добавьте раствор аммиака до

щелочной реакции (проба на лакмус). Что наблюдаете? (Окраска переходит в оранжевую). Запишите ваши наблюдения.

Задача 5. Качественное определение белка.

Опыт 5. *Качественное определение белка.*

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и 2—3 мл раствора гидроксида натрия, затем 1—2 мл раствора сульфата меди (II).

Что наблюдаете? (Появляется фиолетовое окрашивание). Запишите ваши наблюдения.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1.В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3.Выполните задания для лабораторной работы.
4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Лабораторная работа № 5. «Лабораторная работа «Приготовление растворов».

Приготовление растворов заданной (массовой, %) концентрации (с практико-ориентированными вопросами) и определение среды водных растворов.
Решение задач на приготовление растворов».

Учебная цель: готовить растворы заданной (массовой, %) концентрации и определять среды водных растворов.

Учебные задачи:
1.Научиться готовить растворы заданной (массовой, %) концентрации. 2. Научиться определять среды водных растворов.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:
иметь практический опыт: приготовления растворов заданной (массовой, %) концентрации и определения сред водных растворов. **знать:** формулу расчета массовой доли растворенного вещества в растворе.
владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания по теме.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Растворы

Растворами называют гомогенные смеси, состоящие из двух или более компонентов**.**

Растворитель – это компонент раствора, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, или содержимое которого преобладает над содержанием других компонентов. Компонентами раствора являются: растворитель и растворенное вещество.

Однако иногда трудно сказать, вещество является растворителем или растворенным веществом, особенно когда оба вещества взаимно растворяются друг в друге в неограниченном количестве (как спирт и вода). В таких случаях растворителем называют то вещество, которого в растворе больше.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют **насыщенным.**

Понятно, что раствор, в котором содержится меньше растворенного вещества, чем в насыщенном, называют **ненасыщенным.** Некоторые вещества способны образовывать **пересыщенные** растворы. Однако это довольно нестабильные жидкости: если их встряхнуть или потереть стеклянной палочкой о внутреннюю стенку сосуда, избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Содержание вещества в насыщенном растворе может служить мерой его растворимости. Как правило, **растворимость** (или **коэффициент растворимости*)*** выражают в граммах вещества в 100 г растворителя (например, воды). Если растворимость превышает 1 г в 100 г воды, вещество считается **растворимым,** от **0,1** до **1,0** г **– малорастворимым.** Вещества растворимостью менее 0,1 г в 100 г воды условно называют **нерастворимыми.**

По отношению к растворам часто употребляют термины «концентрированный» и «разбавленный». Понятия эти весьма относительные. Если раствор содержит

большое количество растворенного вещества, его называют **концентрированным**. Раствор с небольшим содержанием растворенного вещества называют **разбавленным**. Как правило, концентрированными или разбавленными называют растворы хорошо растворимых в растворителе веществ.

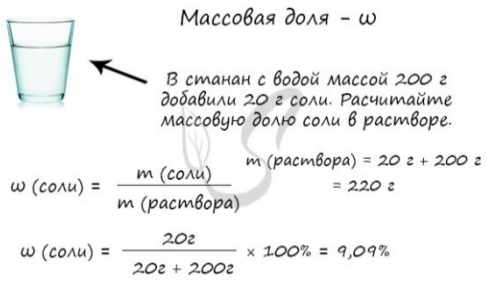
Твердые вещества, которые в своем составе содержат молекулы воды, называют **кристаллогидратами**.

Содержание растворенного вещества в растворе называют **концентрацией**.

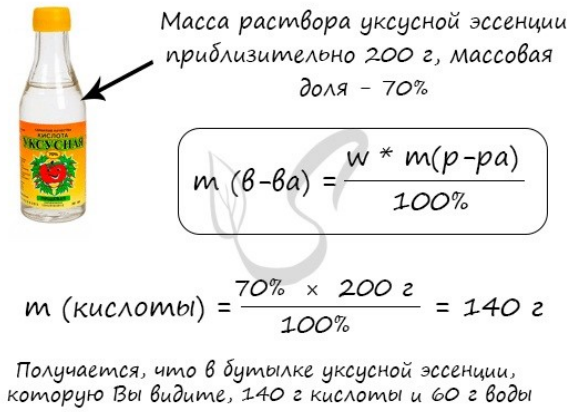
Массовая доля - ω

Массовой долей называют отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Важно заметить, что в понятие раствора входит как растворитель, так и само растворенное вещество.

Массовая доля вычисляется по формуле ω (вещества) = m (вещества) / m (раствора). Полученное число будет показывать массовую долю в долях от единицы, если хотите получить в процентах - его нужно умножить на 100%. Продемонстрирую это на примере.



Решим несколько иную задачу и найдем массу чистой уксусной кислоты в широко известной уксусной эссенции.



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

5. Что такое раствор?

6. Как рассчитывается масса раствора?
7. Как рассчитывается масса раствора, если известна масса растворенного вещества и масса воды?
8. Какой раствор называется насыщенным?
9. Что такое массовая доля растворенного вещества?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Приготовление растворов заданной (массовой, %) концентрации»

Цель: научиться определять концентрацию раствора, исходя из количеств компонентов; готовить растворы заданной концентрации.

Оборудование: технические весы, стакан, стеклянная палочка, мерный цилиндр, мерная колба на 100 мл.;

Реактивы: соль хлорид натрия (NaCl), пищевая сода (NaHCO3), дистиллированная вода.

Формируем умения: готовить растворы заданной концентрации, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

1. *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*

2. *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*

3. *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и* ***немедленно промойте большим количеством проточной воды.***

4. *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*

5. *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

Задание 1

Вариант 1	**Вариант 2**
Приготовить 80 г 10% раствора поваренной соли.	Приготовить 40 г 5% раствора поваренной соли.

Порядок выполнения задания

1. Рассчитайте массу растворенного вещества и растворителя.
2. На весах взвесьте нужное количество растворенного вещества.
3. Мерным цилиндром отмерьте нужный объем воды, считая, что плотность воды равна 1 г/мл.
4. Пересыпьте растворяемое вещество в стакан, прилейте воду, размешайте до полного растворения вещества.
5. Записываем результаты расчета для приготовления раствора в таблицу 1.

Задание 2

Вариант 1	**Вариант 2**
Приготовить раствор объемом 100 мл пищевой соды, если молярная концентрация равна 0,1 моль/л.	Приготовить раствор объемом 100 мл пищевой соды, если молярная концентрация раствора 0,2 моль/л.

Порядок выполнения задания

1. Рассчитайте массу растворенного вещества.
2. На весах взвесьте нужное количество растворенного вещества.
3. В мерную колбу на 100 мл всыпаем расчетное количество вещества.
4. Доводим дистиллированной водой до 100 мл.
5. Перемешиваем до полного растворения вещества.
6. Записываем результаты расчета для приготовления раствора в таблицу 1.

Таблица 1

Расчет растворенного вещества и растворителя для приготовления раствора заданной концентрации

№ задания	**Дано**	**Расчет по формуле**		
Вариант				
1	$\omega(\%) =$ $\rho_{р\text{-}ля} = 1$ г/см^3	$m_В =$		$m_B = \frac{\omega_B \cdot m_{р-ра}}{100}$
		$m_{р\text{-}ля} =$		$m_{р\text{-}ля} = m_{р\text{-}ра} - m_В$
		$V_{р\text{-}ля} =$		$V_{р-ля} = \frac{m_{р-ля}}{\rho_{р-ля}}$

2	C_M = $V_{р\text{-}ра}$ = 100 мл	m_B =		$\nu = C_M \cdot V_{р-ра}$ $m_B = \nu M$, где M – молярная масса вещества

Вывод:

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1.В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2.Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3.Выполните задания для лабораторной работы.
4.Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

4. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

4.1 Основные печатные и (или) электронные издания:

О-1. Рудзитис, Г. Е. Химия: базовый уровень: учебник / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — Москва: Просвещение, 2024. — 336 с. — ISBN 978-5-09-111351-8. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/408677 (дата обращения: 20.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

4.2Дополнительные печатные и (или) электронные издания (электронные ресурсы):

Д-1. Габриелян, О.С. Химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2014. – 336 с., [16] л.

Д-2. Химия: практикум: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования / [О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков, Н.М. Дорофеева]; под ред. О.С. Габриеляна. – 4-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2015. – 304 с.

5. ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ, ВНЕСЕННЫХ В МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

№ изменения, дата внесения, № страницы с изменением	
Было	**Стало**
Основание: **Подпись лица, внесшего изменения**	