

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Кумертауский филиал
Федерального государственного
Бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Оренбургский государственный университет»
(Кумертауский филиал ОГУ)



УТВЕРЖДАЮ:

Зам. директора по УМиНР

Л.Ю. Полякова Л.Ю. Полякова

«05» 02 2026г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ОД.12 ХИМИЯ
(практические работы)**

для обучающихся по специальности
08.02.15 Информационное моделирование в строительстве

Кумертау 2026 г.

Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия» разработаны на основе рабочей программы общеобразовательной дисциплины «Химия» по специальности 08.02.15 Информационное моделирование в строительстве.

Организация-разработчик: Кумертауский филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Оренбургский государственный университет»

Разработчик: Г.Н. Пузикова, преподаватель

Рассмотрено и одобрено на заседании ПЦК «Математических и естественнонаучных дисциплин»

Протокол № 2 от «05» 02 2016г.

Председатель ПЦК



О.И. Самохвалова

СОДЕРЖАНИЕ

1.	Пояснительная записка.....	4
2.	Тематический план практических занятий.....	9
3.	Содержание практических занятий.....	10
4.	Общие рекомендации обучающимся по выполнению практических занятий.....	13
5.	Критерии оценивания выполненных заданий.....	14
	Практическая работа № 1.....	15
	Практическая работа № 2.....	23
	Практическая работа № 3.....	33
	Практическая работа № 4.....	48
	Практическая работа № 5.....	65
	Практическая работа № 6.....	78
	Практическая работа № 7.....	107
	Практическая работа № 8.....	158
	Практическая работа № 9.....	162
	Практическая работа № 10.....	174

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические рекомендации по выполнению практических занятий по дисциплине «Химия» предназначены для обучающихся по специальности 08.02.15 Информационное моделирование в строительстве.

Цель методических рекомендаций состоит в обеспечении эффективности практических занятий, определении их содержания, установления требований к оформлению и результатам практических занятий.

Методические указания направлены на формирование и развитие общих и профессиональных компетенций

ОК 01 Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам.

ОК 02 Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности.

ОК 04 Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде.

ОК 07 Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях.

ПК 3.4 Формировать техническую документацию информационной модели здания

Практические занятия — формы организации обучения, на которых обучающиеся по заданию и под руководством преподавателя выполняют практические работы.

Выполнение практических занятий направлено на обобщение, систематизацию, углубление, закрепление полученных теоретических знаний по конкретным темам; формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности; развитие личностных качеств, направленных на устойчивое стремление к самосовершенствованию: самопознанию, самоконтролю, самооценке,

саморегуляции и саморазвитию; развитие интеллектуальных умений у будущих специалистов; выработку таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива; формирование общих и профессиональных компетенций.

Формы практических занятий студентов определяются содержанием учебной дисциплины «Химия», степенью подготовленности студентов.

Задачи практического занятия:

- закрепить знание теоретического материала по дисциплине «Химия», используя необходимый инструментарий, практическим путем (изучение теоретического материала, базовых понятий дисциплины, выполнение творческих и графических работ, подготовка к тестированию, устному опросу, диктанту и т. д.);

- применить полученные знания и умения для формирования собственной позиции (выполнение практических работ, написание исследовательской работы);

- содействовать развитию творческой личности, обладающей высокой зрелостью, готовностью и способностью преодолевать жизненные трудности.

Программой дисциплины предусматривается выполнение практических занятий, направленных на формирование *элементов следующих компетенций, умений и знаний:*

Код	Планируемые результаты освоения дисциплины
ОК01	- владеть системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, электронная оболочка атома, s-, p-, d-электронные орбитали атомов, ион, молекула, валентность, электроотрицательность, степень окисления, химическая связь, моль, молярная масса, молярный объем, углеродный скелет, функциональная группа, радикал,

изомерия, изомеры, гомологический ряд, гомологи, углеводороды, кислород- и азотсодержащие соединения, биологически активные вещества (углеводы, жиры, белки), мономер, полимер, структурное звено, высокомолекулярные соединения, кристаллическая решетка, типы химических реакций (окислительно-восстановительные, экзо- и эндотермические, реакции ионного обмена), раствор, электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация, окислитель, восстановитель, скорость химической реакции, химическое равновесие), теории и законы (теория химического строения органических веществ А.М. Бутлерова, теория электролитической диссоциации, периодический закон Д.И. Менделеева, закон сохранения массы), закономерности, символический язык химии, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших неорганических и органических веществ в быту и практической деятельности человека;

- уметь выявлять характерные признаки и взаимосвязь изученных понятий, применять соответствующие понятия при описании строения и свойств неорганических и органических веществ и их превращений; выявлять взаимосвязь химических знаний с понятиями и представлениями других естественнонаучных предметов;

- уметь использовать наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия важнейших веществ (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин, угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других), составлять формулы неорганических и органических веществ, уравнения химических реакций, объяснять их смысл; подтверждать характерные химические свойства веществ соответствующими экспериментами и записями уравнений химических реакций;

- уметь устанавливать принадлежность изученных неорганических и органических веществ к определенным классам и группам соединений, характеризовать их состав и важнейшие свойства; определять виды химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), типы кристаллических решеток

	<p>веществ; классифицировать химические реакции;</p> <ul style="list-style-type: none"> - сформировать представления: о химической составляющей естественнонаучной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде; - уметь проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций с использованием физических величин, характеризующих вещества с количественной стороны: массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества; использовать системные химические знания для принятия решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением
OK02	<ul style="list-style-type: none"> - уметь планировать и выполнять химический эксперимент (превращения органических веществ при нагревании, получение этилена и изучение его свойств, качественные реакции на альдегиды, крахмал, уксусную кислоту; денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков; проводить реакции ионного обмена, определять среду водных растворов, качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония; решать экспериментальные задачи по темам "Металлы" и "Неметаллы") в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием; представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов; - уметь анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (средств массовой информации, сеть Интернет и другие); - владеть основными методами научного познания веществ и химических явлений (наблюдение, измерение, эксперимент, моделирование); - уметь проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций с использованием физических величин, характеризующих вещества с количественной стороны: массы,

	<p>объема (нормальные условия) газов, количества вещества; использовать системные химические знания для принятия решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением</p>
OK04	<p>- уметь планировать и выполнять химический эксперимент (превращения органических веществ при нагревании, получение этилена и изучение его свойств, качественные реакции на альдегиды, крахмал, уксусную кислоту; денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков; проводить реакции ионного обмена, определять среду водных растворов, качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония; решать экспериментальные задачи по темам "Металлы" и "Неметаллы") в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием; представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов</p>
OK07	<p>- сформировать представления: о химической составляющей естественнонаучной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;</p> <p>- уметь соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; учитывать опасность воздействия на живые организмы определенных веществ, понимая смысл показателя предельной допустимой концентрации</p>

2. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

<i>Тема</i>	<i>Количество часов</i>	<i>Форма представления результата</i>
<i>Практическое занятие 1</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 2</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 3</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 4</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 5</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 6</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 7</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 8</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 9</i>	2	Письменная работа
<i>Практическое занятие 10</i>	4	Презентация + реферат
Итого	22	

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№	Название практических занятий	страницы
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.	14
2	Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеристику химических элементов «Металлические / неметаллические свойства, электроотрицательность химических элементов в соответствии с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева»	22
3	Количественные отношения в химии. Основные 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.	32
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	47

	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	
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.	64
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 %)	77
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,	106

	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	
8	Составление схем реакций (в том числе по предложенным цепочкам превращений), характеризующих химические свойства органических соединений отдельных классов, способы их получения и название органических соединений по тривиальной или международной систематической номенклатуре. Решение практико-ориентированных теоретических заданий на свойства органических соединений отдельных классов	157
9	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	161
10	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.	173

4. 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).

5. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ВЫПОЛНЕННЫХ ЗАДАНИЙ

Оценка умений решать расчетные задачи.

Отметка «5»:

- в логическом рассуждении и решении нет ошибок, задача решена рациональным способом;

Отметка «4»:

- в логическом рассуждении и решения нет существенных ошибок, но задача решена нерациональным способом, или допущено не более двух несущественных ошибок.

Отметка «3»:

- в логическом рассуждении нет существенных ошибок, но допущена существенная ошибка в математических расчетах.

Отметка «2»:

- имеются существенные ошибки в логическом рассуждении и в решении; отсутствие ответа на задание.

Оценка письменных работ.

Отметка «5»:

- ответ полный и правильный, возможна несущественная ошибка.

Отметка «4»:

- ответ неполный или допущено не более двух несущественных ошибок.

Отметка «3»:

- работа выполнена не менее чем наполовину, допущена одна существенная ошибка и при этом две-три несущественные.

Отметка «2»:

- работа выполнена меньше чем наполовину или содержит несколько существенных ошибок.
- работа не выполнена.

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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:

$\text{Na}^{+2}\text{S}^{-2}$, $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$, Cl_2^0 .

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 (H_2 , N_2 , 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 : $\text{Cl}_2x\text{O}^{-2}$

Составим уравнение:

$$2x + (-2) \cdot 1 = 0; 2x = 2; x = +1$$

Записываем степень окисления хлора: $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$

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.

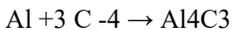
Теперь по порядку:

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: $\text{Al}+3\text{C}-4$, найдем наименьшее общее кратное для них (оно равно 12). Затем рассчитаем индексы:

12



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, KН – 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: $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ оксид железа (II); $\text{Fe}^{+3}\text{O}_3^{-2}$ 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: $O+2F_2-1$ – фторид кислорода, $S+4O_2-2$ - оксид серы (IV), $S+6O_3-2$ - оксид серы (VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначают при помощи названий греческих числительных – моно, ди, три, тетра.

СО- 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:

$$Mr(B_2O_3) = 2 \cdot Ar(B) + 3 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70$$

$$Mr(KAl(SO_4)_2) = 1 \cdot Ar(K) + 1 \cdot Ar(Al) + 1 \cdot 2 \cdot Ar(S) + 2 \cdot 4 \cdot Ar(O) = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258$$

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:

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

где k – число атомов этого элемента в молекуле.

Пример: рассчитать массовые доли водорода и кислорода в молекуле воды H₂O.

Решение:

1) Вычисляем относительную молекулярную массу воды:

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

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 CO₂?
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	Na ₂ S	Ca ₃ N ₂	H ₂ Se	AgBr
2	LiBr	NH ₃	NaCl	P ₂ O ₅	MgCl ₂
3	HF	Ca ₃ P ₂	Li ₂ S	SF ₆	LiH
4	K ₂ S	HCl	N ₂ O ₅	Na ₃ N	NH ₃
5	AlI ₃	CrF ₃	LiI	K ₂ S	PCl ₃
6	PH ₃	BaBr ₂	CaF ₂	LiBr	H ₂ S

7	CaH ₂	PbI ₂	HBr	PCl ₅	FeBr ₃
8	CH ₄	CuCl ₂	KH	BaH ₂	CaC ₂
9	Na ₃ P	ZnS	AgI	SiH ₄	CCl ₄
10	FeCl ₂	SiH ₄	Mg ₃ P ₂	H ₂ S	SO ₃
11	H ₂ S	NaN	MnS	MgS	Ba ₃ P ₂
12	HgBr ₂	HF	PH ₃	CaCl ₂	HI
13	NiI ₂	SO ₂	CuBr ₂	ClF ₅	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. $W(Sr) = n \cdot Ar(Sr) / Mr(SrS) \cdot 100\% = 1 \cdot 88 / 120 \cdot 100\% = 73,33\%$
 $W(S) = n \cdot Ar(S) / Mr(SrS) \cdot 100\% = 1 \cdot 32 / 120 \cdot 100\% = 26,67\%$
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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2017.

Практическое занятие №2

«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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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.

Радиус атома в периоде

уменьшается слева направо →

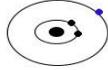
Li_3

оба в 2
периоде

F_9

Находится в Iа
группе – один
электрон на
внешнем уровне

Находится в VIIа
группе – семь
электронов на
внешнем уровне



Радиус атома больше,
один электрон
чувствует себя весьма свободно

Радиус атома меньше,
электроны притягиваются
друг к другу

Радиус атома в группе

возрастает сверху вниз ↓

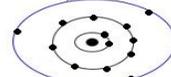
B_5

оба в III
группе

Al_{13}

Находится в 2
периоде – есть 2
электронные
орбитали

Находится в 3
периоде – есть 3
электронные
орбитали



Радиус атома маленький,
есть только 1-ая и 2-ая орбитали

Радиус атома больше,
есть 3-я орбиталь

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 (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:

6. Первый уровень: Состоит из s-подуровня: одной "1s" ячейки, в которой помещаются 2 электрона (заполненный электронами - $1s^2$)
7. Второй уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки ($2s^2$) и p-подуровня: трех "p" ячеек ($2p^6$), на которых помещается 6 электронов
8. Третий уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки ($3s^2$), p-подуровня: трех "p" ячеек ($3p^6$) и d-подуровня: пяти "d" ячеек ($3d^{10}$), в которых помещается 10 электронов.
9. Четвертый уровень: Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки ($4s^2$), p-подуровня: трех "p" ячеек ($4p^6$), d-подуровня: пяти "d" ячеек ($4d^{10}$) и f-подуровня: семи "f" ячеек ($4f^{14}$), на которых помещается 14 электронов.

Правила заполнения электронных орбиталей и примеры

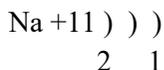
Существует ряд правил, которые применяют при составлении электронных конфигураций атомов:

- 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: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s$

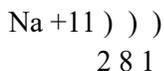
Должно быть, вы обратили внимание на некоторое несоответствие: после $3p$ подуровня следует переход к $4s$, хотя логично было бы заполнить до конца $4s$ подуровень. Однако природа распорядилась иначе. Запомните, что, только заполнив $4s$ подуровень двумя электронами, можно переходить к $3d$ подуровню.

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 находится 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)



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



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 " \rightarrow "). В группе с увеличением заряда атома металлические свойства усиливаются, а неметаллические - ослабевают (сверху вниз " \downarrow ").

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

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 случаев) 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 элементов 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. *1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶*
5. *Ar (Kr) = 84*
6. *N (e) = 36, N (p) = 36, N (n) = 84-36=48*
7. *Неметалл*
8. *KrO₄, -*

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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2017.

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, 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: 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:

$$M_r(\text{O}_2) = (2 \times A_r(\text{O})) = 2 \times 16 = 32$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = (2 \times A_r(\text{H})) + A_r(\text{O}) = (2 \times 1) + 16 = 18$$

$$M_r(\text{KMnO}_4) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Mn}) + (4 \times A_r(\text{O})) = 39 + 55 + (4 \times 16) = 158$$

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + (4 \times A_r(\text{O})) + (5 \times ((A_r(\text{H}) \times 2) + A_r(\text{O}))) = 64 + 32 + (4 \times 16) + (5 \times ((1 \times 2) + 16)) = 160 + 5 \times 18 = 250$$

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.

Число Авогадро

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

в 1 моле любого вещества
находится 6.02×10^{23}
структурных единиц
(атомов, молекул, ионов)



Авогадро Амедео

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.

Ищем количество вещества (моль)
по числу Авогадро

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 3 \times 10^{23} \text{ молекул}$$

Количество
вещества воды (v)

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N_A} = \frac{3.01 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$N(\text{C}) = 12 \times 10^{23} \text{ атомов}$$

Количество
вещества углерода (v)

$$n(\text{C}) = \frac{N(\text{C})}{N_A} = \frac{12.04 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2 \text{ моль}$$

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

$$M(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + (3 \times A_r(\text{O})) = 40 + 12 + (3 \times 16) = 100 \text{ г/моль}$$

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

$$M(\text{N}_2) = A_r(\text{N}) \times 2 = 14 \times 2 = 28 \text{ г/моль}$$

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.

Молярная масса и число Авогadro

1 моль вещества = 6.02×10^{23} молекул

вещество:	CaCO_3	HCl	N_2
^{1 моль вещества} молярная масса(г/моль):	100	36.5	28
^{1 моль вещества} число молекул:	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}

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.

Количество вещества и молярная масса

$$m(\text{N}_2) = 70 \text{ грамм}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)} = \frac{70 \text{ грамм}}{28 \text{ г/моль}} = 2.5 \text{ моль}$$

Итого:
70 грамм $\text{N}_2 = 2.5$ моль

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) : M(\text{CaCO}_3) = 50 \text{ г.} : 100 \text{ г/моль} = 0.5 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) : M(\text{HCl}) = 109.5 \text{ г.} : 36.5 \text{ г/моль} = 3 \text{ моль}$$

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

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

2. Зная количество вещества, найдем массу

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

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

$$V(\text{Cl}_2) = 33.6 \text{ литра}$$

1. Сначала найдем количество вещества

$$n = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_M} = \frac{33.6 \text{ литра}}{22.4 \text{ литра/моль}} = 1.5 \text{ моль} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

2. Зная количество вещества, найдем массу

$$m(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \times M(\text{Cl}_2) = 1.5 \text{ моль} \times (35.5 \text{ г/моль} \times 2) = 106.5 \text{ грамм} \quad m = n \times M$$

3. Зная количество вещества, найдем число молекул

$$N(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \times N_A(\text{Cl}_2) = 1.5 \text{ моль} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 9.03 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1} \quad N = n \times N_A$$

Итого:

$$33.6 \text{ литра } \text{Cl}_2 = 106.5 \text{ грамм } \text{Cl}_2 = 1.5 \text{ моль} = 9.03 \times 10^{23} \text{ молекул}$$

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

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

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. $D = M(1 \text{ вещества}) / M(2 \text{ вещества})$.

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

$$M(\text{неизв. в-ва}) = D(\text{по возд.}) \times M(\text{воздуха}) = 2.5 \times 29 \text{ г/моль} = 72.5 \text{ грамм/моль}$$

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

↑
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/см³, кг/м³ 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

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р}} = 200 \text{ мл}$$
$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р}} = 1.34 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

$m = \rho \times V$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р}} = \rho(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р}} \times V(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р}} =$$
$$1.34 \frac{\text{г}}{\text{мл}} \times 200 \text{ мл} = 268 \text{ грамм}$$

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

$$m(\text{HCl})_{\text{р-р}} = 150 \text{ грамм}$$

$$\rho(\text{HCl})_{\text{р-р}} = 1.76 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

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

$$V(\text{HCl})_{\text{р-р}} = \frac{m(\text{HCl})_{\text{р-р}}}{\rho(\text{HCl})_{\text{р-р}}} = \frac{150 \text{ грамм}}{1.76 \frac{\text{г}}{\text{мл}}} = 85 \text{ мл}$$

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.



Массовая доля - ω

В стакан с водой массой 200 г добавили 20 г соли. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{раствора})} \quad m(\text{раствора}) = 20 \text{ г} + 200 \text{ г} = 220 \text{ г}$$

$$\omega(\text{соли}) = \frac{20\text{г}}{20\text{г} + 200\text{г}} \times 100\% = 9,09\%$$

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



Масса раствора уксусной эссенции
приблизительно 200 г, массовая
доля - 70%

$$m(\text{в-ва}) = \frac{w \cdot m(\text{р-ра})}{100\%}$$

$$m(\text{кислоты}) = \frac{70\% \times 200 \text{ г}}{100\%} = 140 \text{ г}$$

Получается, что в бутылке уксусной эссенции,
которую Вы видите, 140 г кислоты и 60 г воды

Обозначение	Величина	Единица измерения	Формулы
m	масса	мг, г, кг	$m = M \cdot n$ $m = p \cdot V$
V	объем	мл, л, м ³	$V = m/p$ $V = V_m \cdot n$
P	плотность	Мг\мл, г\л кг\м ³	$P = m/V$
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	$N = N_A \cdot n$
N_A	Постоянная Авогадро	частиц/моль	$N_A = N/n$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частиц/моль
n	Количество	Ммоль, моль	$n = N/N_A$

	вещества	кмоль	$n = \frac{m}{M}$
V_m	Молярный объем	Мл/ммоль, см ³ /ммоль, л/моль, дм ³ /моль м ³ /кмоль	$V_m = \frac{V}{n}$ 22,4 л/моль
D	Относительная плотность газов	-	D=M газа А/М газа Б
W	Массовая доля	- или %	W (Э) = n*Ar/Mr W _B -w _A =m _B - w _A /m _B -p _A

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).

Карточка № 1.

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 C₄ H₁₀ 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?

Карточка № 2.

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(II) 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:

$$N = 4,34 \cdot 10^{24} \text{ молекул}$$

п-?

Решение:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{4,34 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,72 \cdot 10^1 = 7,2 \text{ моль}$$

Ответ: 7,2 моль.

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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,20017.

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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 степени окисления +1, +2, <u>кроме амфотерных.</u>	Оксиды металлов в степенях окисления +2: только В, Zn, Sn, Pb; +3 (все, кроме La ₂ O ₃), +4	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих; 2) Оксиды металлов в степенях окисления <u>от +5 и выше.</u>	Оксиды неметаллов, которым не соответствуют кислоты. NO, N ₂ O, CO, (SiO)	Некоторые оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления: Fe ₃ O 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.

Степень окисления	Оксид	Гидроксиды		Примеры	
		Основания	Кислоты		
+1	Э ₂ O	ЭОН	НЭО	KOH	HClO
+2	ЭO	Э(OH) ₂	H ₂ ЭO ₂	Ba(OH) ₂	?
+3	Э ₂ O ₃	Э(OH) ₃	HЭO ₂ (мета- форма) --(+H ₂ O) → H ₃ ЭO ₃ (орто- форма)	Al(OH) ₃	HNO ₂ H ₃ PO ₃
+4	ЭO ₂	-----	H ₂ ЭO ₃ → H ₄ ЭO ₄	-----	H ₂ CO ₃ H ₄ SiO ₄
+5	Э ₂ O ₅	-----	HЭO ₃ → H ₃ ЭO ₄	-----	HNO ₃ H ₃ PO ₄
+6	ЭO ₃	-----	H ₂ ЭO ₄	-----	H ₂ SO ₄
+7	Э ₂ O ₇	-----	HЭO ₄ --(+ 2H ₂ O) → H ₅ ЭO ₆	-----	HClO ₄ H ₅ IO ₆

КАК СОСТАВИТЬ ФОРМУЛУ КИСЛОТНОГО ГИДРОКСИДА

А. Если чётная степень окисления элемента в оксиде: **ПРИБАВЛЯЕМ ВОДУ** к оксиду. *Пример: WO₃ --(+H₂O) → H₂WO₄*

Б. Если нечетная степень окисления:

Мета-форма кислоты - ОДИН атом водорода: HЭО_x	Орто-форма кислоты – отличается от МЕТА-формы на одну молекулу воды. $\text{H}_3\text{ЭО}_{x+1}$
---	--

Пример: Оксид As_2O_5 , степень окисления мышьяка +5.

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

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

HAsO_3 Это МЕТА-форма кислоты - мета-мышьяковая кислота.

Но для фосфора и мышьяка существует и более устойчива ОРТО-форма. Прибавив к мета-форме H_2O , получим 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: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	Все остальные гидроксиды металлов.

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

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

<i>№</i>	<i>Название</i> (В скобках даны тривиальные названия)	<i>Молекулярная формула</i>	<i>Кислотные остатки</i>	<i>Названия кислотных остатков</i>
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	Тиоциановодородная (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	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	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)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	дифосфат (пирофосфат)
16	Угльная	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	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	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	CH_3COO^-	ацетат

Классификация кислот по составу.

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 серная кислота	HF фтороводородная кислота
HNO_3 азотная кислота	HCl хлороводородная кислота (соляная кислота)
H_3PO_4 фосфорная кислота	HBr бромоводородная кислота
H_2CO_3 угльная кислота	HI иодоводородная кислота
H_2SiO_3 кремниевая кислота	

H_2SO_3 серни <u>ст</u> ая кислота HNO_2 азоти <u>ст</u> ая кислота	H_2S сероводородная кислота
--	-------------------------------

Классификация кислот по числу атомов водорода.

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

Классификация по силе и устойчивости

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI иодоводородная	HF фтороводородная
HBr бромоводородная	H_3PO_4 фосфорная
HCl хлороводородная	HNO_2 азотистая (неустойчивая)
H_2SO_4 серная	H_2SO_3 сернистая (неустойчивая)
HNO_3 азотная	H_2CO_3 угольная (неустойчивая)
$HClO_4$ хлорная	$H_2S \uparrow$ сероводородная
	$H_2SiO_3 \downarrow$ 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	Смешанные	Комплексные

Продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения ОН- групп на кислотный остаток	Содержат два разных металла и один кислотный остаток	Содержат один металл и два кислотных 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	<u>Гидросульфат</u> калия	Хлорид <u>гидроксожелеза</u> (II)	Сульфат алюминия-калия	<u>Хлорид-бромид</u> кальция	Тетрагидроксоцинкат 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^-	нитрат <u>ы</u>	$Ca(NO_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силикат <u>ы</u>	Na_2SiO_3 силикат натрия

	Угльная 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 – гидрокарбонат натрия,

K_2HPO_4 – гидрофосфат калия,

KH_2PO_4 – дигидрофосфат 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**":

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ - гидроксохлорид 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 **тетрааммин**меди (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 ₂ S	Ca ₃ N ₂	H ₂ Se	AgBr
2	LiBr	NH ₃	NaCl	P ₂ O ₅	MgCl ₄
3	HF	Ca ₃ P ₂	Li ₂ S	SF ₆	LiH
4	K ₂ S	HCl	N ₂ O ₅	Na ₃ N	NH ₃
5	AlI ₃	CrF ₃	LiI	K ₂ S	PCl ₃
6	PH ₃	BaBr ₂	CaF ₂	LiBr	H ₂ S
7	CaH ₂	PbI ₂	HBr	PCl ₅	FeBr ₃
8	CH ₄	CuCl ₂	KH	BaH ₂	CaC ₂
9	Na ₃ P	ZnS	AgI	SiH ₄	CCl ₄
10	FeCl ₂	SiH ₄	Mg ₃ P ₂	H ₂ S	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 ₄ OH
3	CsOH	NaOH	NH ₄ OH	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 ₂ O	Fe ₂ O ₃	As ₂ O ₅	CO ₂	ZnO
2	SO ₂	Cl ₂ O ₇	CO	CuO	N ₂ O ₃
3	Al ₂ O ₃	BaO	H ₂ O	N ₂ O ₅	ClO ₂
4	N ₂ O ₅	SO ₃	BeO	Fe ₂ O ₃	Cl ₂ O ₇
5	SiO ₂	N ₂ O	NO	Mn ₂ O ₇	MnO
6	B ₂ O ₃	CrO ₃	SO ₂	Cl ₂ O	CO
7	MgO	P ₂ O ₅	MnO ₂	NO	Li ₂ O
8	Mn ₂ O ₇	MgO	CaO	K ₂ O	Al ₂ O ₃
9	Cr ₂ O ₃	Cu ₂ O	Li ₂ O	SiO ₂	PbO
10	H ₂ O	K ₂ O	Cr ₂ O ₃	HgO	B ₂ O 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 ₂ SiO ₃	H ₂ S
2	HNO ₃	HBr	H ₂ CO ₃	HClO ₄	H ₂ SO ₃
3	H ₂ SO ₄	HI	H ₃ BO ₃	H ₃ PO ₄	HF
4	HF	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	HNO ₂
5	H ₃ PO ₄	HCN	H ₂ SiO ₃	H ₂ S	HBr
6	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HClO ₄	H ₂ SO ₄	HI

7	HI	H ₃ BO ₃	H ₃ PO ₄	HF	H ₂ SO ₄
8	H ₂ SO ₃	HNO ₂	HCl	HNO ₂	HCN
9	HClO ₄	H ₂ SiO ₃	H ₂ S	HBr	H ₂ CO ₃
10	H ₂ CO ₃	HClO ₄	H ₂ SO ₄	HI	H ₃ BO 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. СОЛИ

Варианты

	1	2	3	4	5
1	NaCl	Na ₂ SiO ₃	Na ₂ S	NiNO ₃	NaNO ₂
2	KNO ₃	KI	KMnO ₄	Na ₂ SO ₄	K ₂ SiO ₃
3	Li ₂ SO ₄	LiF	Li ₃ PO ₄	K ₃ PO ₄	Li ₂ CO 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 ₃ COO) ₂	Al(NO ₃) ₃	CrF ₃	NH ₄ F	SrSO ₄
7	ZnBr ₂	Mg ₃ (PO ₄) ₂	NiCO ₃	LiBr	Ba(NO ₃) ₂
8	AlPO ₄	CrPO ₄	Sn ₃ (PO ₄) ₂	RbI	ZnS
9	AgSO ₃	NiNO ₂	HgI ₂	K ₂ SiO ₃	AlCl ₃
10	FeF ₃	CoCO ₃	BaCl ₂	CsSO ₃	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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2017.

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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»: $40 : (9 + 11) = (50 \times 2) : (80 - 30)$;

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 :



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: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ или основной оксид с кислотным: $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$.

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: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

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, $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. 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, $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. 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	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ Al-1 атом Al-2 атома O-2 атома O-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	НОК = 6

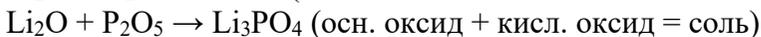
этого элемента в правой части уравнения	
4. Разделить НОК на число атомов этого элемента в левой части уравнения, получить коэффициент для левой части уравнения	6:2 = 3 $Al + 3O_2 \rightarrow Al_2O_3$
5. Разделить НОК на число атомов этого элемента в правой части уравнения, получить коэффициент для правой части уравнения	6:3 = 2 $Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
6. Если выставленный коэффициент изменил число атомов еще какого-либо элемента, то действия 3, 4, 5 повторить еще раз.	$Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ Al — 1 атом Al — 4 атома НОК = 4 4:1=4 4:4=1 $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

Оксиды

1. Основные

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.

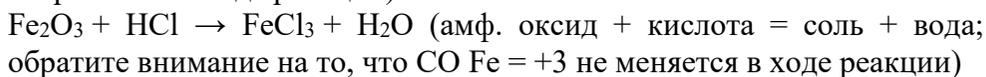
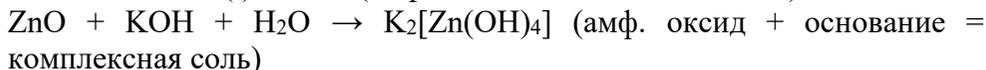


Здесь не происходит окисления/восстановления, поэтому сохраняйте исходные степени окисления атомов.

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

Эти оксиды действительно имеют двойственный характер: они проявляют как кислотные, так и основные свойства. Примеры: BeO, ZnO, Al₂O₃, Fe₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂, PbO, PbO₂, Ga₂O₃.

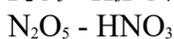
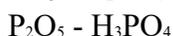
С водой они не взаимодействуют, так как продукт реакции, основание, получается нерастворимым. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами и кислотными оксидами, так и с основаниями и основными оксидами.



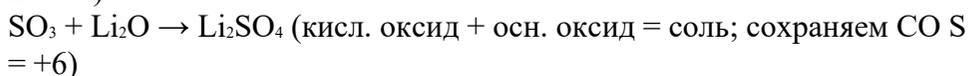
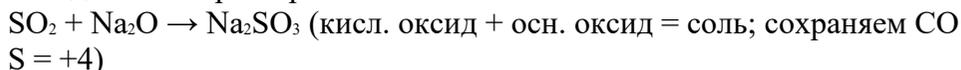
3. Кислотные

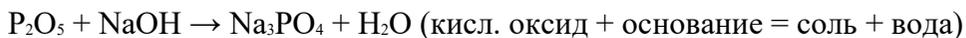
Проявляют в ходе химических реакций кислотные свойства. Образованы металлами и неметаллами, чаще всего в высокой СО. Примеры: SO₂, SO₃, P₂O₅, N₂O₃, NO₂, N₂O₅, SiO₂, MnO₃, Mn₂O₇.

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.



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





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.



Несолеобразующие 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 .

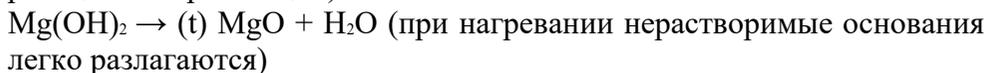
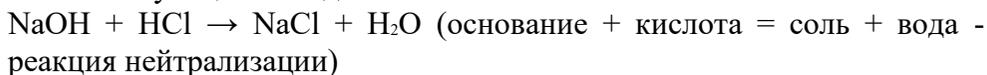
Реакции несолеобразующих оксидов с основаниями, кислотами и солеобразующими оксидов редки и не приводят к образованию солей. Некоторые из несолеобразующих оксидов используют в качестве восстановителей:



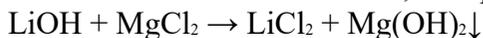
Основания

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.



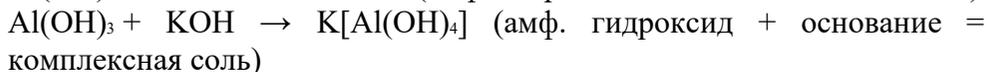
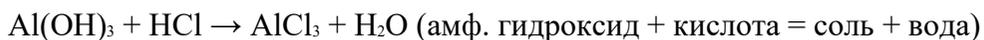
Если в ходе реакции основания с солью выделяется газ, выпадает осадок или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Нерастворимые основания с солями почти не реагируют.
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (в ходе реакции образуется нестойкое основание NH_4OH , которое распадается на NH_3 и H_2O)



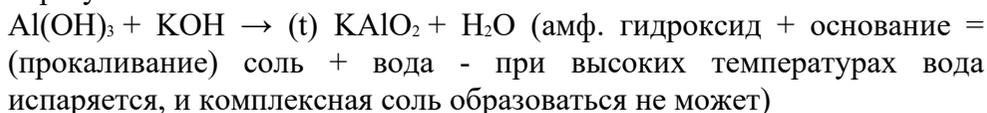
$\text{KOH} + \text{BaCl}_2 \nrightarrow$ реакция не идет, так как в продуктах нет газа/осадка/слабого электролита (воды)

В растворах щелочей $\text{pH} > 7$, поэтому лакмус окрашивает их в синий цвет.

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



При нагревании до высоких температур комплексные соли не образуются.



Кислоты

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

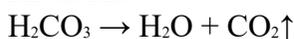
Кислоты отлично реагируют с основными оксидами, основаниями, растворяя даже те, которые выпали в осадок (реакция нейтрализации). Также кислоты способны вступать в реакцию с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода (то есть способны вытеснить его из кислоты).

$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (кислота + основание = соль + вода - реакция нейтрализации)

$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (реакция идет, так как цинк стоит в ряду активности левее водорода и способен вытеснить его из кислоты)

$\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$ (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:



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.

$\text{K}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{KCl}$ (из сильной - соляной кислоты - получили более слабую - сероводородную)

$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \nrightarrow$ (реакция не идет, так как из слабой кислоты нельзя получить сильную: из уксусной - серную)

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

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 ($\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$)

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

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

$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ (железо стоит левее меди в ряду активности и способно вытеснить медь из ее солей)

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

$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4$ (кислота дана в избытке)

$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (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.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (сильная кислота - соляная, вытесняет слабую - угольную)

$\text{MgCl}_2 + \text{LiOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{LiCl}$

$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4$ (средняя соль + кислота = кислая соль)

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

$\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (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. $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

2 вариант. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

3 вариант. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

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



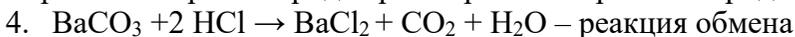
Натрий + вода → гидроксид натрия + водород



Гидроксид натрия + угольная кислота → карбонат натрия + вода



Карбонат натрия хлорид бария карбонат бария + хлорид натрия

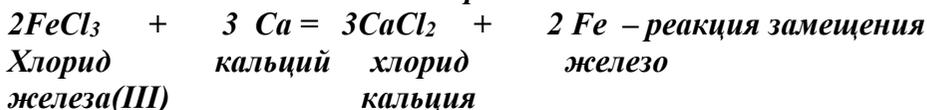


Карбонат бария + соляная кислота → хлорид бария + углекислый газ + вода

Внимание! приведен пример только одного уравнения!!!

Вы должны выполнить все уравнения из вашего варианта

Вариант 3 № 16



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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2017.

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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 $109^{\circ}28'$, длина связи $0,154\text{нм}$.

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

$\text{H3C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ н-бутан (C_4H_{10})

$\text{H3C} - \text{CH} - \text{CH}_3$ 2-метилпропан (C_4H_{10})

|

CH_3

2) изомерия положения кратных связей или функциональных групп

$\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ бутен-1 и $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ бутен-2
 $\text{H}_2\text{C}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ бутанол-1 и $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 бутанол-2

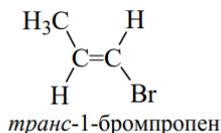
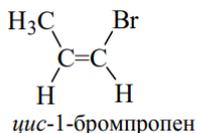
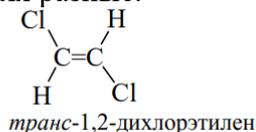
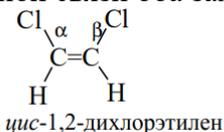
3) межклассовая изомерия

$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) диметиловый эфир (класс простых эфиров) и
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) этиловый спирт (класс одноатомных спиртов);

$\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (C_4H_6) бутин-1 (класс алкинов) и $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ (C_4H_6) 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.



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 C_nH_{2n} , где $n \geq 2$.

Характеристика двойной связи ($C = C$):

Валентный угол – 120° ; 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 C_nH_{2n-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.

$-CH=CH-CH_2-CH_2-CH=CH-$

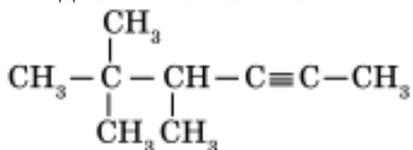
АЛКИНЫ.

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

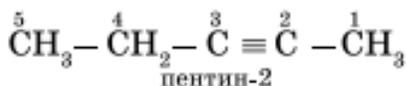
Правила составления названий алкинов по международной номенклатуре аналогичны правилам составления алкенов.

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.



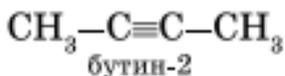
4,5,5-триметилгексин-2



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.



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 -ОН),

многоатомные (две и более групп -ОН).

Современное название многоатомных спиртов - полиолы (диолы, триолы и т.д). Примеры:

двухатомный спирт – этиленгликоль (этандиол) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$

трехатомный спирт – глицерин (пропантриол-1,2,3)

$\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{OH}$

Двухатомные спирты с двумя ОН-группами при одном и том же атоме углерода $\text{R}-\text{CH}(\text{OH})_2$ неустойчивы и, отщепляя воду, сразу же превращаются в альдегиды $\text{R}-\text{CH}=\text{O}$.

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 алканола (например, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}$)
- непредельные, или алкенола ($\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-OH}$)
- ароматические ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{-OH}$).

Гидроксильные производные ароматических углеводов

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

Фенолы — производные ароматических углеводов, 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 соединений является фенол - $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$



Рис. 2. Масштабная модель молекулы фенола

Электронное строение фенола. В молекуле фенола происходит частичное перекрывание π -электронного облака бензольного ядра с p -орбиталью атома кислорода, содержащего неподеленную электронную пару. Вследствие этого формируется

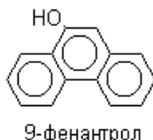
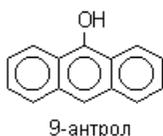
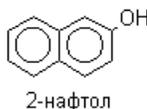
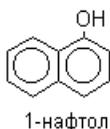
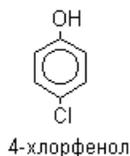
единая п-система, плотность которой смещена в сторону бензольного кольца. Это приводит:

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;

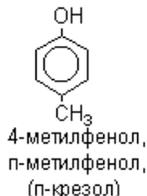
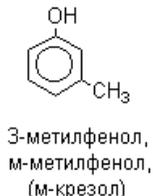
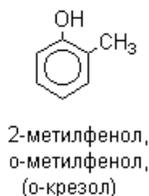
к понижению электронной плотности в атоме кислорода. Чтобы компенсировать это снижение, атом кислорода притягивает электронную плотность от атома водорода связи О—Н. Вследствие этого ковалентная связь между атомом кислорода и водорода становится более полярной, а атом водорода — более подвижным. Поэтому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

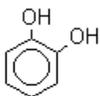
Классификация и номенклатура.

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

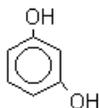


По числу гидроксильных групп различают одно-, двух-, трех-, многоатомные фенолы:





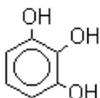
1,2-дигидроксибензол,
о-дигидроксибензол,
(пирокатехин)



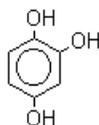
1,3-дигидроксибензол,
м-дигидроксибензол,
(резорцин)



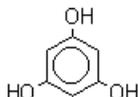
1,4-дигидроксибензол,
п-дигидроксибензол,
(гидрохинон)



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 OH-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;

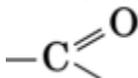
используют как **стабилизаторы** смазочных масел и резины;

используют для **обработки** фотоматериалов и как **реагенты** в аналитической химии.

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

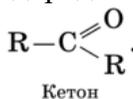
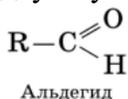
Альдегиды и кетоны.

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.



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).

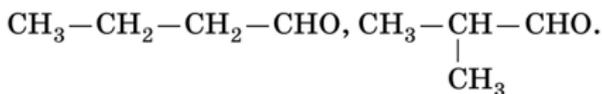
Номенклатура и изомерия

Общая формула предельных карбонильных соединений $C_nH_{2n}O$.

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 бутанала один изомер:

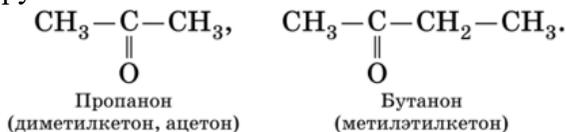


Бутаналь

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.

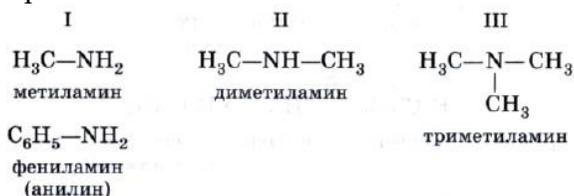
По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и т.д.

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 CH₃COOH), непредельные (например, акриловая кислота CH₂=CH—COOH, олеиновая CH₃—(CH₂)₇—CH=CH—(CH₂)₇—COOH) и ароматические (например, бензойная C₆H₅—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 —NH₂, называемая аминогруппой.

Рассмотрим свойства первичных аминов на примере метиламина и анилина.

Метиламин CH₃NH₂ (рис. 4) — бесцветный газ с резким аммиачным запахом, хорошо растворим в воде.

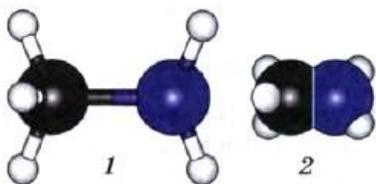


Рис. 4. Модель молекулы метиламина

1 — шаростержневая; 2 — масштабная

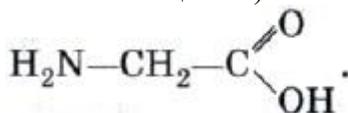
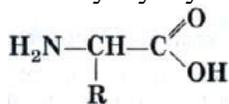
В отличие от метиламина, анилин $C_6H_5NH_2$ (рис. 5) представляет собой бесцветную жидкость, быстро темнеющую на воздухе вследствие окисления, в воде мало растворим, имеет неприятный запах и очень ядовит.



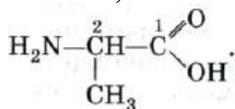
Рис. 5. Масштабная модель молекулы анилина

Аминокислоты.

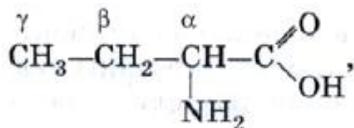
Аминокислоты можно рассматривать как производные карбоновых кислот, у которых атом водорода в радикале замещен на аминогруппу, например из уксусной кислоты можно произвести аминокислоту (ее также называют глицином):



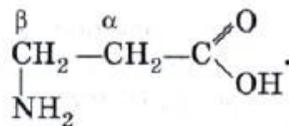
В качестве еще одного примера аминокислот можно привести формулу аланина (аминопропионовая кислота, или 2-аминопропановая кислота):



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:



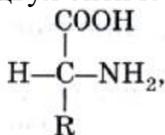
α -аминомасляная кислота



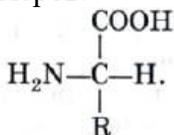
β -аминопропионовая кислота

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 аминокислоты, или глицина, $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$, 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 физика 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.

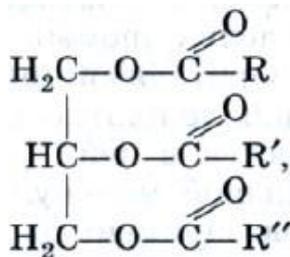
Классификация углеводов



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 ($-\text{C}_3\text{H}_7$), пальмитиновой ($-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$), стеариновой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$), олеиновой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$), линолевой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{31}$) 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.

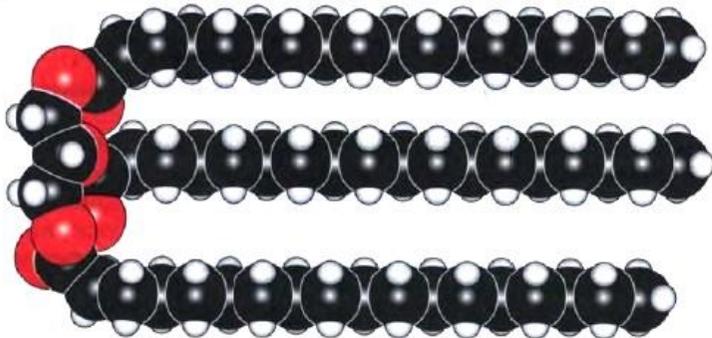


Рис. 6. Масштабная модель молекулы жира (тристеарата)

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}	$C_nH_{2n+1}-C\equiv CH$
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	$C_nH_{2n}O$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ C_nH_{2n+1}-C-H \end{array}$
Кетоны	$C_nH_{2n}O$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ C_nH_{2n+1}-C-O-C_mH_{2m+1} \end{array}$
Фенолы	$C_nH_{2n-6}O$	$C_6H_5(C_nH_{2n})-OH$
Предельные карбоновые кислоты	$C_nH_{2n}O_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ C_nH_{2n+1}-C-OH \end{array}$
Сложные эфиры	$C_nH_{2n}O_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ C_nH_{2n+1}-C-O-C_mH_{2m+1} \end{array}$

Амины	$C_nH_{2n+3}N$	$C_nH_{2n+1}NH_2$
Аминокислоты (предельные одноосновные)	$C_nH_{2n+1}NO_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ NH_2-CH-C-OH \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad C \quad nH_{2n+1} \end{array}$

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 M_r 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 ($C_xH_yO_z$).

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:

$$\text{индекс} = (\omega \cdot Mr) / (Ar \cdot 100\%);$$

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:

$$Mr(\text{вещества}) = D(\text{газа}) \cdot Mr(\text{газа})$$

2. Через ρ - плотность вещества: $M = \rho \cdot V_m$

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	Диметилловый 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.

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:

$$v(C) = m / M = 84,21 / 12 = 7,0175 \text{ моль,}$$

$$v(H) = 15,79 / 1 = 15,79 \text{ моль.}$$

Определяем мольное соотношение атомов С и Н:

$$C : H = 7,0175 : 15,79 \text{ (сократим оба числа на меньшее)} = 1 : 2,25 \text{ (домножим на 4)} = 4 : 9.$$

Таким образом, простейшая формула — C_4H_9 .

По относительной плотности рассчитаем молярную массу:

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

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

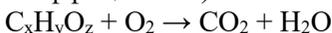
Значит, истинная формула — C_8H_{18} .

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 С, Н и, возможно, О. Поэтому его общую формулу можно записать как $C_xH_yO_z$.

Схему реакции сгорания мы можем записать (без расстановки коэффициентов):



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 С и Н в них содержится:

$$v(CO_2) = V / V_m = 15,68 / 22,4 = 0,7 \text{ моль.}$$

На одну молекулу CO_2 приходится **один** атом С, значит, углерода столько же моль, сколько CO_2 .

$$v(C) = 0,7 \text{ моль}$$

$$v(H_2O) = m / M = 12,6 / 18 = 0,7 \text{ моль.}$$

В одной молекуле воды содержатся **два** атома Н, значит количество водорода **в два раза больше**, чем воды.

$$v(\text{H}) = 0,7 \cdot 2 = 1,4 \text{ моль.}$$

Проверяем наличие в веществе кислорода. Для этого из массы всего исходного вещества надо вычесть массы С и Н.

$$m(\text{C}) = 0,7 \cdot 12 = 8,4 \text{ г, } m(\text{H}) = 1,4 \cdot 1 = 1,4 \text{ г}$$

Масса всего вещества 9,8 г.

$$m(\text{O}) = 9,8 - 8,4 - 1,4 = 0, \text{ т.е. в данном веществе нет атомов кислорода.}$$

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.

$$\text{C} : \text{H} = 0,7 : 1,4 = 1 : 2$$

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):

$$M_{\text{ист.}} = D_{\text{по N}_2} \cdot M_{(\text{N}_2)} = 2 \cdot 28 = 56 \text{ г/моль.}$$

Истинная формула CH_2 , её молярная масса 14.

$$56 / 14 = 4.$$

Истинная формула C_4H_8 .

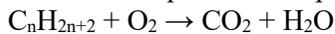
Ответ: C_4H_8 .

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) — $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Тогда схема реакции сгорания выглядит так:

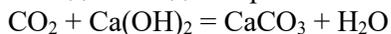


Нетрудно заметить, что при сгорании 1 моль алкана выделится n моль углекислого газа.

Количество вещества алкана находим по его объёму (не забудьте перевести миллилитры в литры!):

$$v(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 0,488 / 22,4 = 0,02 \text{ моль.}$$

При пропускании углекислого газа через известковую воду $\text{Ca}(\text{OH})_2$ выпадает осадок карбоната кальция:



Масса осадка карбоната кальция — 8 г, молярная масса карбоната кальция 100 г/моль.

Значит, его количество вещества

$$n(\text{CaCO}_3) = 8 / 100 = 0,08 \text{ моль.}$$

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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2017.

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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 $C-C$ и $C-H$ 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.

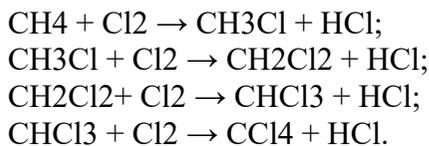
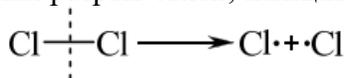
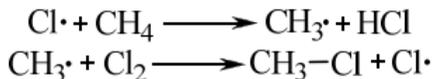


Схема механизма цепного радикального хлорирования метана.

I стадия: гомолитический разрыв связи; **иницирование цепи**



II стадия: рост цепи



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



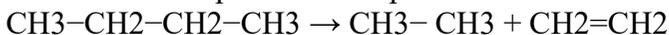
Нитрование. Нитрование алканов – реакция замещения атома водорода на нитрогруппу – осуществляется действием азотной кислоты в газовой фазе при 4000С. Реакция протекает по радикальному механизму. $\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Дегидрирование. Алканы отщепляют водород при нагревании до 400-6000С в присутствии катализаторов: Ni, Pt, Pd, Cr₂O₃ – при этом образуются алкены. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH-CH}_3 + \text{H}_2$

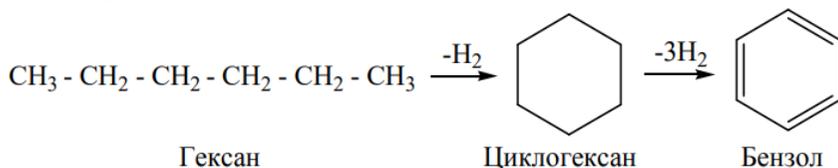
При дегидрировании алканов, содержащих больше пяти атомов углерода, образуются циклоалканы.

Окисление. В присутствии избытка кислорода алканы полностью сгорают до воды и углекислого газа. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 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.



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.

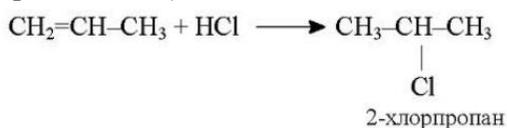
Физические и химические свойства алкенов.

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.

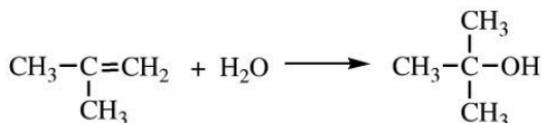
Наличие двойной связи обеспечивает участие алкенов в реакциях электрофильного присоединения. К молекулам алкенов могут присоединяться молекулы водорода, галогенов, галогеноводородов, воды. В этих реакциях двойная связь $C=C$ превращается в одинарную $C-C$, образуется насыщенное соединение. Механизм реакции 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.

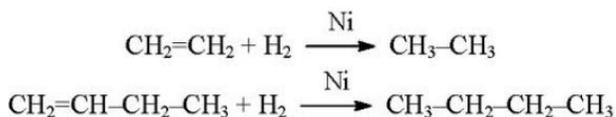
Присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам протекает через образование наиболее устойчивого карбокатиона: атом водорода присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода (правило Марковникова).



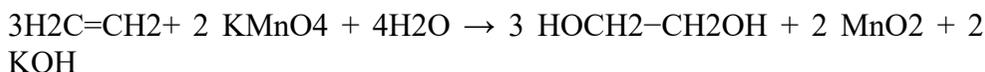
Аналогично происходит гидратация алкенов – присоединение молекулы воды.



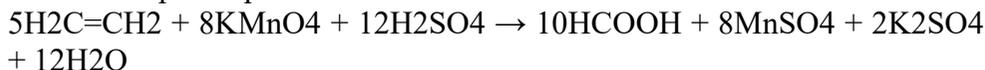
Гидрирование – присоединение водорода – протекает в присутствии катализаторов – никеля, платины, палладия. Реакция не требует высоких температур и давлений.



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).

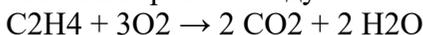


Жёсткое окисление проводится кислыми растворами KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при нагревании.

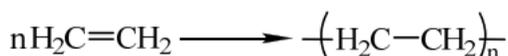


При пропускании алкенов через раствор перманганата калия наблюдается исчезновение малиновой окраски KMnO_4 .

Алкены горят на воздухе светящимся пламенем.

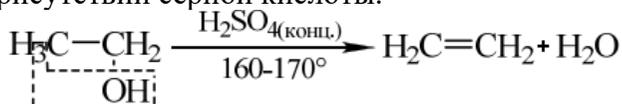


Реакции полимеризации с участием алкенов могут протекать по радикальному или ионному механизмам и лежат в основе промышленного синтеза полимеров. В общем виде схему полимеризации полиэтилена можно представить так:

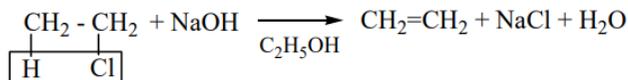


Получение и применение алкенов.

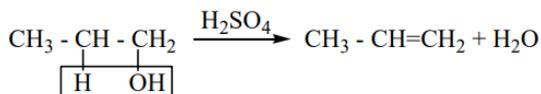
В промышленности алкены получают путём каталитического дегидрирования алканов и термическим крекингом нефтепродуктов. В лаборатории алкены получают дегидратацией спиртов, проводя её нагреванием в присутствии серной кислоты.



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



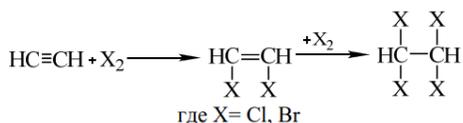
Дегидратация и дегидрогалогенирование спиртов осуществляется по правилу Зайцева: атом водорода отщепляется преимущественно от менее гидрогенизированного атома углерода.



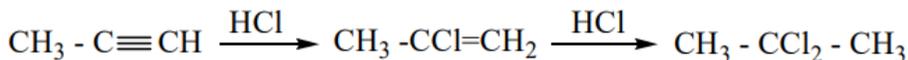
Наиболее широкое применение в промышленном органическом синтезе находят первые представители гомологического ряда алкенов – этилен, пропилен и бутилен, которые получают при крекинге нефти. Они служат исходным сырьём для получения спиртов, хлорзамещённых углеводородов, альдегидов, кетонов, карбоновых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

Физические и химические свойства алкинов.

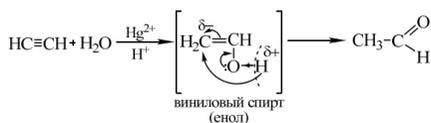
Наличие тройной связи в молекулах алкинов определяет их склонность к реакциям присоединения. Однако, в отличие от алкенов, могут протекать и реакции замещения «кислого» атома водорода. Присоединение по тройной связи. Водород, хлор и бром присоединяются к алкинам в две стадии. $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$; $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ Катализаторами для процесса гидрирования служат никель, платина и палладий.



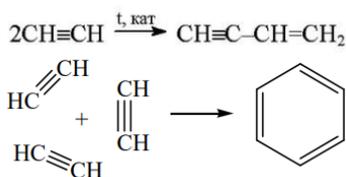
Галогенводороды присоединяются к алкинам с образованием галогеналкенов, а затем дигалогеналканов. Присоединение к несимметричным алкинам идет по правилу Марковникова.



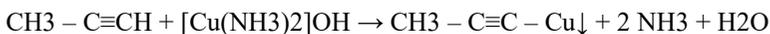
Ацетилен взаимодействует с водой в присутствии солей ртути, образуя ацетальдегид (реакция Кучерова).



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



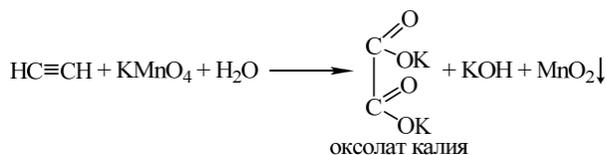
Реакции замещения. Атом водорода в молекуле ацетилена обладает «кислыми» свойствами, так как электронная плотность по связи С–Н сильно смещена к атому углерода. Это обусловлено высоким значением электроотрицательности sp-гибридного атома углерода. «Кислый» атом водорода способен замещаться на металл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



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. $2 \text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 = 4 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

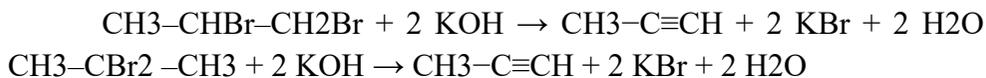
Получение и применение алкинов.

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



Другим промышленным способом является пиролиз метана, проводимый при температуре около 15000С. $2\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}\equiv\text{CH} + 3\text{H}_2$

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



Ацетилен применяется для сварки и резки металлов. А также служит исходным сырьем для синтеза различных органических

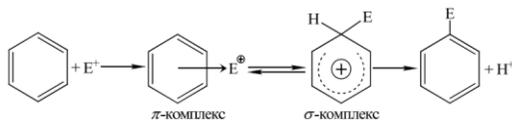
соединений: уксусного альдегида, уксусной кислоты, винилацетата, изопрена, акрилонитрила.

Физические свойства бензола и его гомологов.

Бензол представляет собой бесцветную жидкость с характерным запахом, не растворимую в воде, $T_{\text{кип.}} = 80^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{пл.}} = 5^{\circ}\text{C}$. 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.

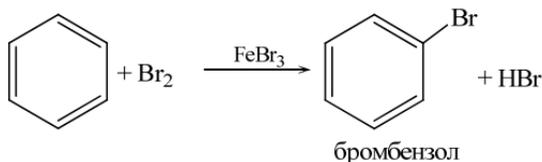
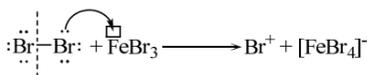
Химические свойства аренов.

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:



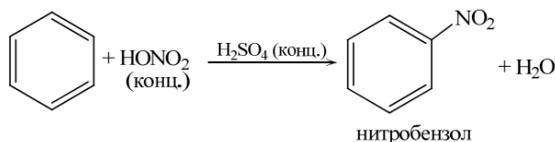
На первой стадии реакции в качестве промежуточного продукта образуется донорно-акцепторный π -комплекс, в котором ароматическая система бензольного кольца сохраняется. На второй

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 FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3 .

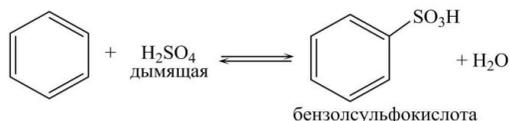


Нитрование бензола проводят смесью концентрированных серной и азотной кислот (нитрующей смесью). В смеси кислот устанавливается равновесие:

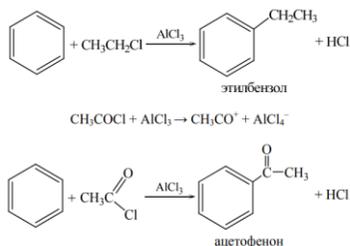
$\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$. В качестве нитрующего агента выступает частица NO_2^+ .



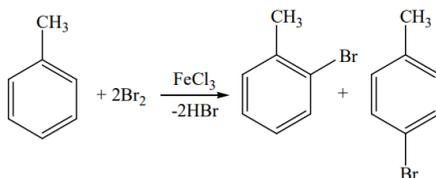
Образующийся нитробензол – тяжёлая желтоватая жидкость с запахом горького миндаля. Сульфирование бензола осуществляется нагреванием с концентрированной серной кислотой (лучше «дымящей», олеумом). Установлено, что сульфлирующей частицей является SO_3 . Данная реакция обратима.



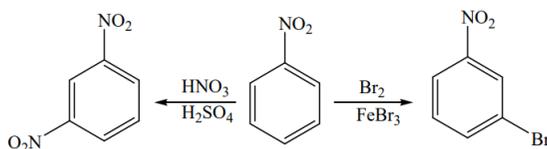
Замещение атома водорода на алкильную или ацильную группу протекает в присутствии тех же катализаторов, что и галогенирование (FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3). Эти процессы носят названия алкилирования и ацилирования по Фриделю-Крафтсу. В качестве алкилирующих агентов используются алкилгалогениды, а в качестве ацилирующих – галогенангидриды и ангидриды карбоновых кислот. В обоих случаях в присутствии кислот Льюиса образуются карбокатионы, играющие роль электрофила в реакциях замещения. $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5^+ + \text{AlCl}_4^-$



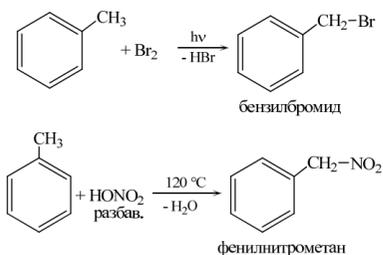
Действие галогенов на толуол в присутствии катализаторов FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3 приводит к более лёгкому, по сравнению с бензолом, замещению атомов водорода в кольце в орто- и пара-положения.



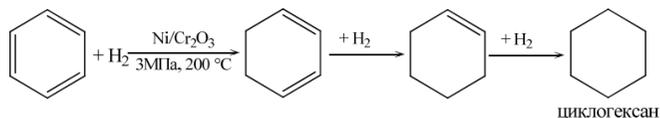
Электрофильное замещение в молекуле нитробензола, соединения, содержащего заместитель второго рода, протекает медленнее, чем для бензола, при этом замещается атом водорода в мета-положении относительно нитрогруппы.



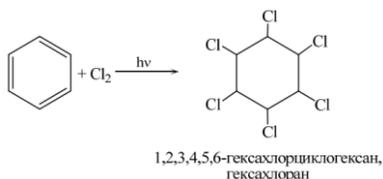
Свободнорадикальное замещение в боковой цепи. При действии на гомологи бензола галогенов на свету или при нагревании (без добавления катализаторов FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3) происходит реакция замещения водорода при α -атоме углерода боковой цепи.



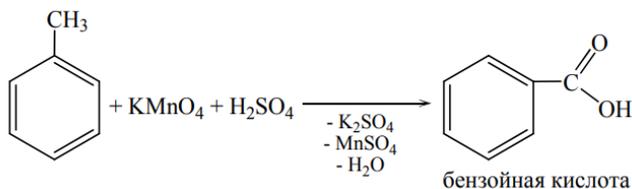
Реакции присоединения. Присоединение водорода к молекуле бензола (гидрирование) осуществляется в присутствии катализатора (Ni, Pd) при повышенной температуре и давлении. Причём присоединение первой молекулы водорода требует наибольших энергозатрат, так как связано с нарушением ароматичности. Последующее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



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

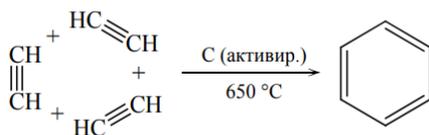


Реакции окисления. Бензол устойчив к действию водных растворов KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. У гомологов бензола боковая цепь окисляется до карбоксильной группы, независимо от длины этой цепи образуется бензойная кислота.



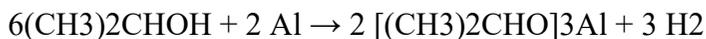
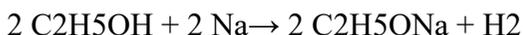
Получение и применение ароматических углеводородов.

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.

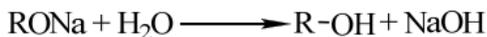


Бензол широко применяется в промышленном органическом синтезе стирола, кумола, фенола, анилина, фталевых кислот. Он служит исходным сырьём для производства красок, лекарств,

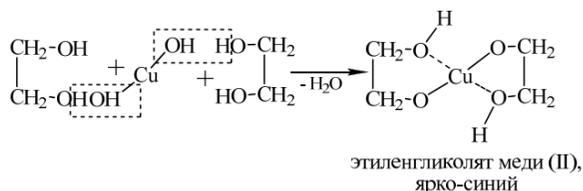
Н в алкильной группе, которые могут подвергаться окислению или дегидрированию; 4 - неподелённые электронные пары атома кислорода, способные вступать в донорно-акцепторное взаимодействие с кислотами и солями металлов. Кислотно-основные свойства. Одноатомные спирты – нейтральные вещества. В их присутствии содержание ионов водорода в воде практически не изменяется. Путём 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 алкоколятов.



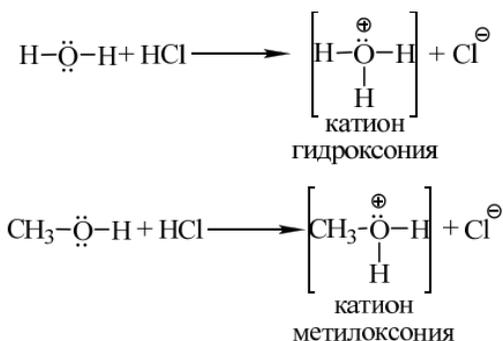
В присутствии следов влаги алкоколяты легко гидролизуются как соли очень слабых кислот:



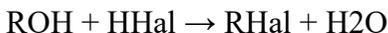
Многоатомные спирты обладают большей кислотностью по сравнению с одноатомными, а по свойствам в значительной степени напоминают одноатомные, причём в реакции могут вступать одна или несколько гидроксильных групп. Многоатомные спирты образуют с гидроксидами некоторых тяжёлых металлов в щелочной среде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



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

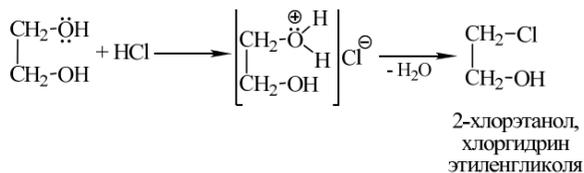


Замещение гидроксильной группы. Важной реакцией спиртов является замещение ОН-группы на галоген. Существует большое число методов осуществления данной реакции, которые отличаются стереоселективностью и выходом основного продукта. В качестве примера можно привести реакцию получения алкилгалогенидов из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

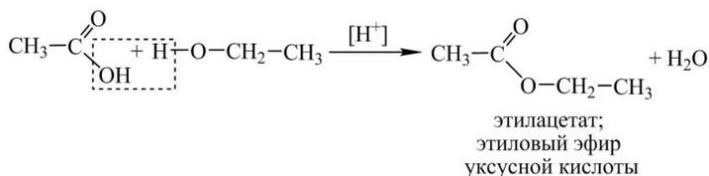


Реакционная способность галогеноводородов уменьшается в ряду $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} \gg \text{HF}$. Скорость реакции с HF слишком мала для прямого превращения спиртов в алкилфториды. Скорость реакции

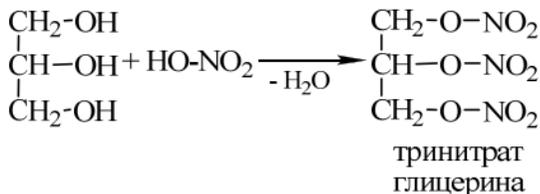
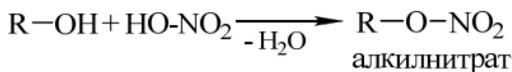
замещения резко снижается в ряду третичный>вторичный>первичный спирт. Как и в случае алканолов, гидроксогруппы многоатомных спиртов могут быть замещены.



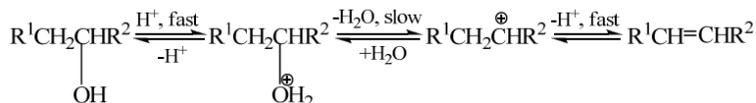
Взаимодействие с кислотами. Спирты, как одноатомные, так и многоатомные, образуют с кислотами сложные эфиры. Данная реакция получила название этерификации. С карбоновыми кислотами реакция этерификации протекает по уравнению:



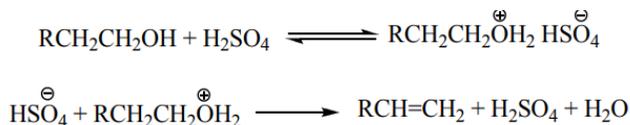
С неорганическими кислородсодержащими кислотами (азотной, серной, фосфорной и др.) взаимодействие протекает аналогично:



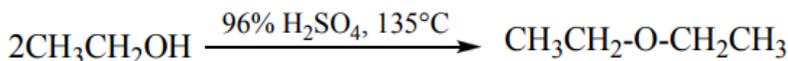
Эфиры азотной кислоты легко взрываются, особенно эфиры многоатомных спиртов, в частности, тринитроглицерин. Дегидратация спиртов. Дегидратация спиртов происходит при нагревании с концентрированной серной или фосфорной кислотой



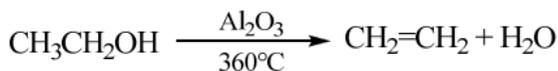
Первичные спирты при взаимодействии с серной кислотой легко образуют полуэфиры серной кислоты, поэтому элиминирование (отщепление) протекает в две стадии.



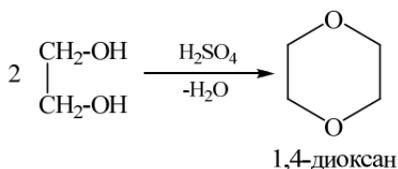
Реакции в данных условиях протекают при температурах 170–190 °С, в более мягких условиях при 130–140 °С преимущественно получают простые эфиры.



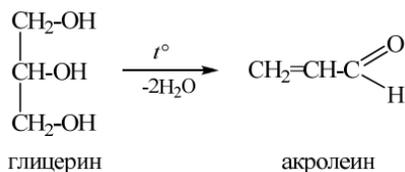
Для внутри- и межмолекулярной дегидратации спиртов, особенно в промышленности, вместо серной кислоты используют безводную окись алюминия. Гетеролитическая каталитическая дегидратация первичных, вторичных и третичных спиртов над окисью алюминия при 350–450 °С приводит к образованию алкенов.



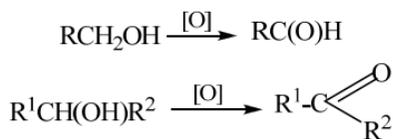
При дегидратации этиленгликоля в зависимости от условий получают различные соединения, среди которых обычно отсутствует этиленоксид – предполагаемый продукт внутримолекулярного отщепления воды. Так нагревание с разбавленной серной кислотой приводит к межмолекулярному отщеплению двух молекул воды и образованию диоксана.



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



В результате образуются этанольные сольватоккомплексы.

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 300°C и получают метанол. CH₄ + H₂O = CO + 3H₂
CO + 2H₂ = CH₃OH Для получения этилового спирта применяется ферментативное брожение сахаросодержащих 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.



Большую часть технического этанола получают гидратацией при 250–300 °С и давлении 7–8 МПа в присутствии кислоты.



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 формальдегида. 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

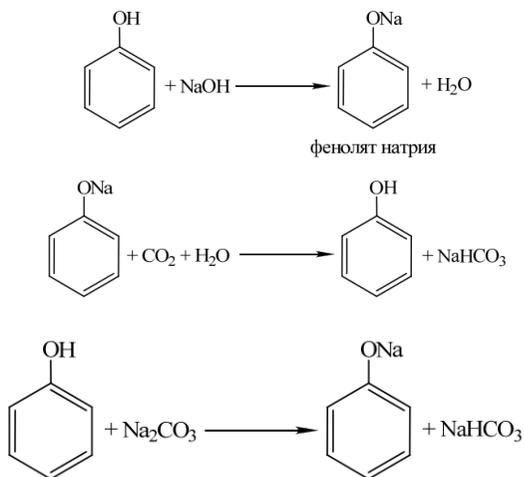
равна 300 г. Пропанол-2 или изопропиловый спирт используется как растворитель в производстве косметических и фармацевтических изделий, в производстве ацетона. Этандиол-1,2 или этиленгликоль используют как растворитель, в антифризах и для получения полиэфирных волокон. Пропантриол-1,2,3 или глицерин - 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.

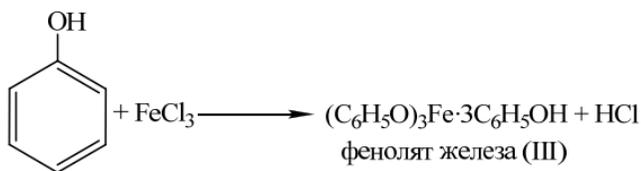
Фенол образует бесцветные игольчатые кристаллы, которые на воздухе и свету окрашиваются в красноватый цвет. Имеет своеобразный запах. Фенол плохо растворяется в холодной воде, при 70 °С смешивается с водой в любых соотношениях. Очень хорошо растворим в этаноле и диэтиловом эфире. С ростом числа гидроксильных 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.



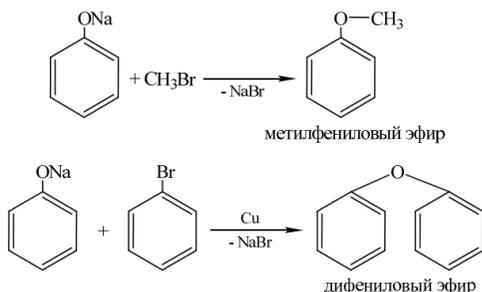
Характерной реакцией для всех фенолов является взаимодействие с хлоридом железа (III) FeCl_3 . Образующиеся при этом сложные продукты замещения водорода гидроксильной группы, зачастую неустановленной структуры, содержащие в составе комплекса в качестве лигандов исходные фенолы, имеют характерные интенсивные цвета. Так, с фенолом образуется фиолетовое окрашивание.



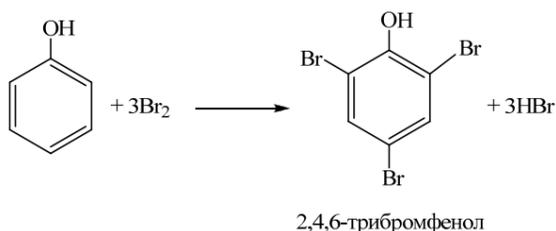
Каждый фенол даёт в подобной реакции свою окраску, например, пирокатехин – изумрудно-зелёную, пирогаллол – красную и т. д. Поэтому данная реакция является аналитической на фенолы. Реакции фенолят-аниона.

В отличие от спиртов фенолы труднее образуют простые и сложные эфиры. Простые эфиры нельзя получить простой

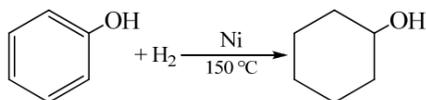
межмолекулярной дегидратацией. Их получают из фенолятов, действуя на них алкилгалогенидами или арилгалогенидами.



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.

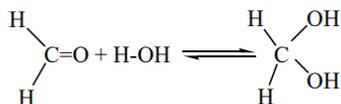
Физические и химические свойства альдегидов и кетонов.

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.

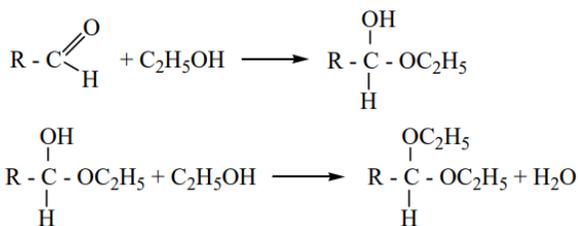
R – C(O) – H – альдегид; R – C(O) – R' – кетон (R, R' - алкильные или арильные группы).

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.

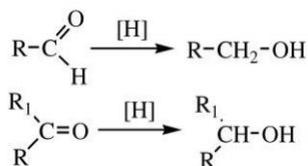
Реакции с водой и спиртами. При присоединении к альдегидам воды образуются гидраты (1,1-диолы). В большинстве случаев эти соединения неустойчивы и гидратация протекает обратимо. Но формальдегид в водном растворе практически полностью находится в гидратированной форме из-за значительного положительного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

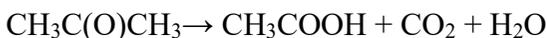
раствор KMnO_4 . Качественными реакциями на альдегиды являются реакции серебряного и медного зеркала. Для проведения реакции серебряного зеркала используют реактив Толленса – аммиачный раствор оксида серебра, который выступает в роли окислителя.

$$\text{R-CHO} + 2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} = 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3 + \text{RCOONH}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

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»).

$$\text{R-CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} = \text{RCOONa} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$$

Кетоны окисляются с трудом: при длительном кипячении с подкисленным раствором KMnO_4 происходит разрыв связей $\text{C} - \text{C}$ и $\text{C}=\text{O}$ с образованием смеси продуктов.



Применение альдегидов и кетонов.

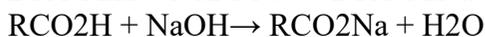
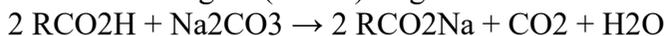
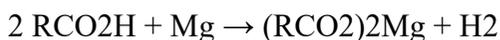
Формальдегид используется в качестве дезинфицирующего средства, как консервант и дубильное вещество. Наибольшее применение он находит при производстве фенолоформальдегидных и мочевиноформальдегидных смол.

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.



Соли карбоновых кислот – кристаллические вещества, растворимые в воде.

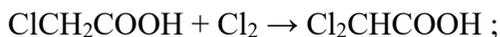
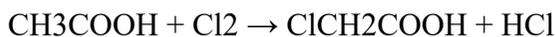
Этерификация. Карбоновые кислоты реагируют со спиртами в присутствии сильных кислот, образуя сложные эфиры. Этерификация карбоновых кислот протекает по механизму гетеролитического замещения.



В этой реакции в кислоте рвётся связь C–O, а не C–H, 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

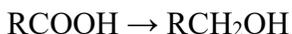
последующем пропуски хлора при повышенной температуре возможно образование дихлор- и трихлоруксусной кислоты.



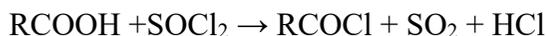
Декарбоксилирование. При нагревании солей карбоновых кислот со щелочами происходит декарбоксилирование – удаление карбоксильной группы – и образуется углеводород, содержащий на один атом углерода меньше, чем исходная кислота. При электролизе солей карбоновых кислот на аноде образуются алканы с чётным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



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



Превращение в хлорангидриды. Хлорангидриды образуются при обработке кислот PCl_5 или SOCl_2 .



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.

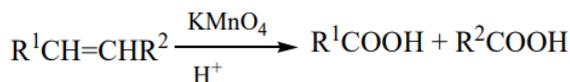


Получение и применение карбоксильных кислот.

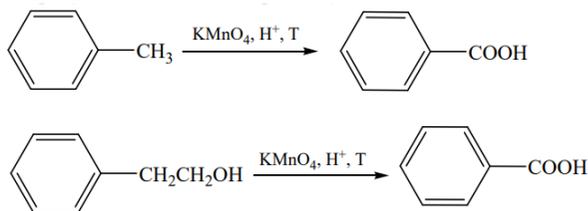
Окислительные методы. Кислоты образуются при окислении спиртов, альдегидов и кетонов. Первичные спирты окисляются через стадию образования альдегидов до карбоновых кислот. В качестве окислителя используют дихромат или перманганат калия в кислой среде. $RCH_2OH \rightarrow RCHO \rightarrow RCOOH$ Уксусную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



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.



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.



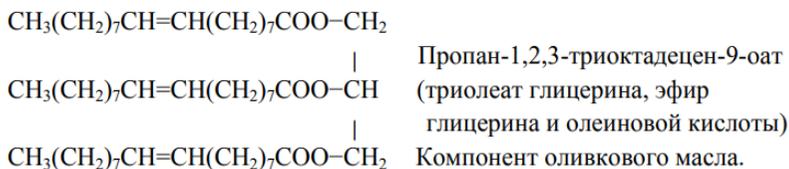
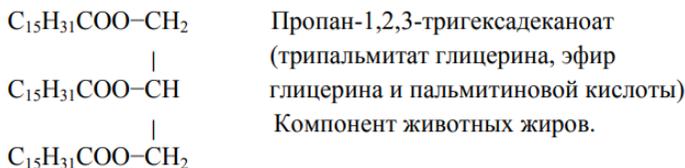
Уксусную и муравьиную кислоты в промышленности получают окислением смеси предельных углеводородов с 4-6 атомами углерода (бутан, пентан, гексан) кислородом воздуха при температурах 140-1800С в присутствии катализаторов (NaOH, MnO2). Реакцию проводят в закрытом резервуаре под давлением.

Перспективен способ получения муравьиной и щавелевой кислоты из CO и NaOH:



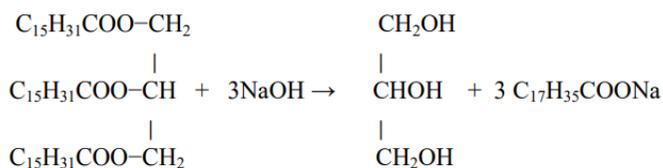
Физические и химические свойства жиров и масел.

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.



Животные жиры ценятся выше, чем масла, поэтому значительные количества масел превращаются гидрированием в твёрдые жиры – саломасы (Т.пл. 31-330С). 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.



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 формируются 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 (иницирование), рост цепи, обрыв цепи, а также реакции передачи цепи.

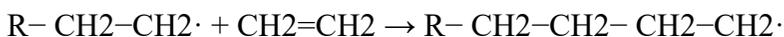
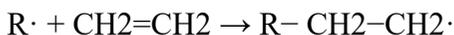
При зарождении цепи активная частица R^* (радикал, катион, анион) присоединяется к мономеру A и активирует его.



Растущая активированная цепь реагирует с последующими молекулами мономера. $R-A^* + A \rightarrow R-A_2^* + A \rightarrow \dots \rightarrow R-A_n^*$ 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.

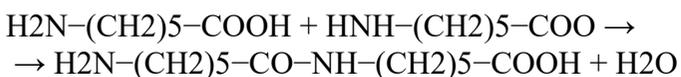
Радикальная полимеризация применяется наиболее часто. Иницирование производится свободными радикалами $R\cdot$, которые образуются при термическом распаде инициаторов типа пероксида бензоила, азобисизобутилонитрила или персульфата калия. Радикальную полимеризацию также инициирует ультрафиолетовое излучение.



В процессе полимеризации образуются макромолекулы, содержащие от 1,5 до 60 тысяч звеньев CH_2 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 получают 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.



К образовавшемуся димеру присоединяются следующие молекулы ϵ -аминокапроновой кислоты, в результате чего образуется полимер полиамид, состава $[-\text{NH}-(\text{CH}_2)_5-\text{CO}-]_n$. 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. $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow [-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$



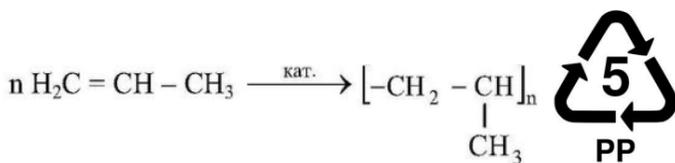
LDPE Получается сильно разветвлённый полимер с молекулярной массой до 50 000. Это эластичный мягкий материал. Особенностью структуры полиэтилена ПВД является большое количество длинных и коротких ответвлений, не позволяющих молекулам с высокой молекулярной массой создавать кристаллическую структуру. 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).



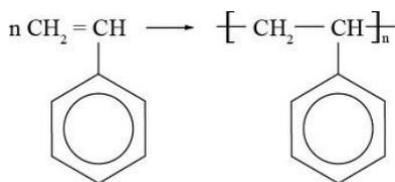
Полипропилен получают полимеризацией пропилена в присутствии металлокомплексных катализаторов Циглера—Натта.



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 изготавливают 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

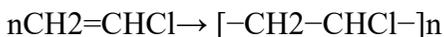


эксплуатации не выше 600С.

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,

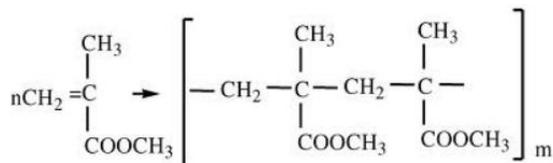
бутадиена и стирола АБС-пластик), из которых делают защитные шлемы, корпуса приборов бытовой техники, спортивный инвентарь.

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



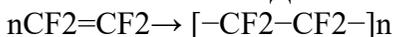
Преобладающей технологией является эмульсионная полимеризация. Средняя молекулярная масса поливинилхлорида от 25 000 до 100 000. Поливинилхлорид устойчив к действию щелочей, кислот и неполярных растворителей. При нагревании выше 1200С легко происходит отщепление хлороводорода, что вызывает необходимость 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 вентиляционные 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 вспененных рулонных материалов (например, искусственной кожи).

Полиметилметакрилат (ПММА) получают радикальной полимеризацией метилового эфира метакриловой кислоты при температуре 40-60⁰С.



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».

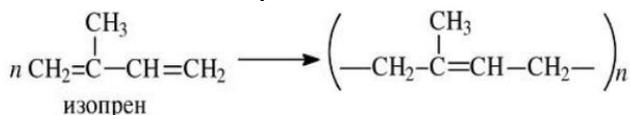


Тефлон – тяжёлый полимер сероватого цвета, нерастворимый в органических растворителях, очень устойчивый к воздействию химических реагентов. Его используют в химической промышленности для изготовления трубопроводов и уплотнительных материалов. Благодаря высокой механической прочности тефлон применяется 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 молочном соке тропических

растений (гевеи и фикуса), представляет собой полимер 2-метилбутадиена-1,3 – изопрена.

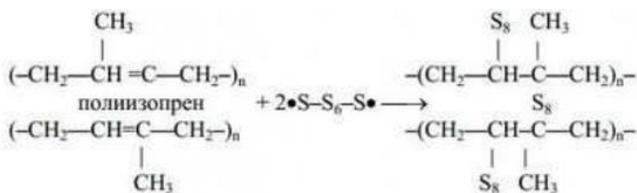


Каучук представляет собой эластичный материал жёлто-коричневого цвета, растворимый в углеводородах (бензин, бензол, толуол). В макромолекулах природного каучука все метильные группы расположены строго по одну сторону от двойных связей. В обычном состоянии все макромолекулы закручены в клубки, а при растяжении 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.

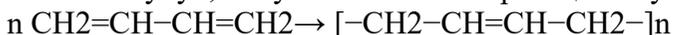
Гуттаперча – другой природный полимер изопрена – имеет трансстроение. По сравнению с каучуком гуттаперча напоминает кожу, становится пластичной при нагревании, обладает большой клейкостью. Она используется в качестве изолятора в электротехнике, в производстве клеев.

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.



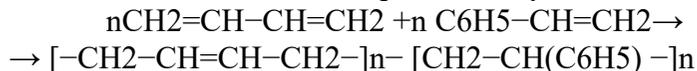
По сравнению с каучуком она более износостойка и устойчива к изменениям температуры. Чем больше добавлено серы, тем выше степень вулканизации и тем твёрже образующийся материал. Резина с большим содержанием серы идёт на изготовление шлангов, шин, обуви. Дальнейшая вулканизация резины приводит к образованию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

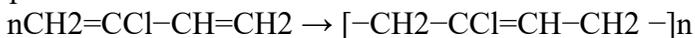


Этот каучук относится к каучукам общего назначения. Его вулканизируют серой, в качестве наполнителя используют сажу. Резины из этого каучука обладают высокой износо- и морозостойкостью. Они устойчивы ко многим деформациям. Применяют этот каучук в производстве шин, резинотехнических изделий, для изоляции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

Бутадиен-стирольный каучук – каучук общего назначения, получаемый совместной полимеризацией бутадиена-1,3 и стирола.



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.



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, мочевиная, 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 $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $+80\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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.

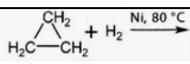
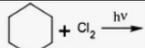
Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

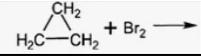
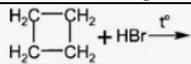
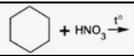
1. Перечислите классы органических соединений.
2. Химические свойства алканов.
3. Химические свойства алкенов.
4. Химические свойства алкинов.
5. Химические свойства алкадиенов.
6. Химические свойства аренов.
7. Химические свойства спиртов.
8. Химические свойства альдегидов и кетонов.
9. Химические свойства 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	$H_2C=CH-CH_3 + HCl \rightarrow$	$HC \equiv C-CH_3 \xrightarrow{HCl}$	$H_2C=CH_2 + HCl \rightarrow$
6	$H_2C=CH-CH=CH-CH_3 + HBr \rightarrow$		$H_2C=CH-CH_3 + HBr \rightarrow$
7		$CH_4 + HNO_3 \rightarrow$	$CH_3-CH_3 + HNO_3 \rightarrow$
8	$Al_4C_3 + H_2O \rightarrow$	$CaC_2 + H_2O \rightarrow$	$Na_2C_2 + H_2O \rightarrow$
9	$H_2C=CH_2 + H_2O \rightarrow$	$CH_3-\underset{\text{CH}_3}{C}=\text{CH}_2 + H_2O \rightarrow$	$HC \equiv C-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+, Hg^{2+}}$
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		$CH_3-CH_2-CH_3 \rightarrow$	$H_2C=CH_2 \rightarrow$
14	$nH_2C=CH_2 \longrightarrow$	$3HC \equiv CH \xrightarrow{t^o, C_{акт}}$	$H_2C=\underset{\text{CH}_3}{C}-CH=CH_2 \xrightarrow{кат}$
15	$H_3C-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{180^\circ C, H_2SO_4, \text{conc}}$	$CH_3CHO + H_2 \rightarrow$	$C_2H_5OH + HNO_3 \rightarrow$
16	$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow$	$R-CHO + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow$	$C_6H_5OH + Br_2 \rightarrow$

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.

Практическое занятие № 8

«Составление схем реакций (в том числе по предложенным цепочкам превращений), характеризующих химические свойства органических соединений отдельных классов, способы их получения и название органических соединений по тривиальной или международной систематической номенклатуре. Решение практико-ориентированных теоретических заданий на свойства органических соединений отдельных классов».

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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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):

7. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
8. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
9. Тетрадь для практических занятий в клетку.
10. Карточки – задания.
11. Калькулятор.
12. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

см. материалы к практической работе № 7 (стр. 107)

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 цепочки превращения под номерами...(по указанию учителя).

ЦЕПОЧКА ПРЕВРАЩЕНИЙ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1	$C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_5Cl \rightarrow C_2H_5OH$
2	$C_2H_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow C_6H_5NO_2 \rightarrow C_6H_5NH_2$
3	$C \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5Cl$
4	$CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5OC_2H_5$
5	$CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5ONa$
6	$C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3CHO \rightarrow CH_3COOH$
7	$C \rightarrow CH_4 \rightarrow CH_3Cl \rightarrow CH_3OH \rightarrow CH_3OCH_3$
8	$CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow C_6H_5Cl \rightarrow C_6H_5OH$
9	$CO \rightarrow CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5ONa$
10	$CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_3CHO \rightarrow CH_3COOH \rightarrow CH_3COOC_2H_5$
11	Бензол \rightarrow нитробензол \rightarrow анилин \rightarrow хлорид фениламмония
12	Ацетилен \rightarrow бензол \rightarrow нитробензол \rightarrow анилин
13	Уксусный альдегид \rightarrow уксусная кислота \rightarrow хлоруксусная кислота \rightarrow аминоксусная кислота
14	Пропаналь \rightarrow пропановая кислота \rightarrow 2-хлорпропановая кислота \rightarrow аминопропановая кислота
15	Этилен \rightarrow этанол \rightarrow бутадиен -1,3 \rightarrow бутадиеновый каучук

16	Пропан → 2-хлорпропан → пропен → полипропилен
17	Метан → ацетилен → этилен → полиэтилен
18	Ацетат натрия → этан → бромэтан → этанол → диэтиловый эфир → углекислый газ

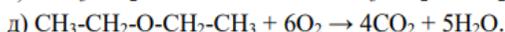
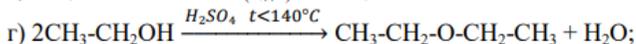
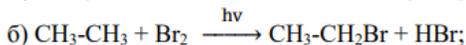
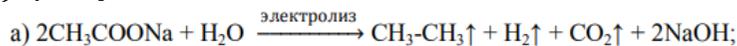
Инструкция по выполнению практического занятия

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

Цепочка превращения №18

а
б
в
г

Ацетат натрия → этан → бромэтан → этанол → диэтиловый эфир → углекислый газ



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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2017.

Практическое занятие № 9

«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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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):

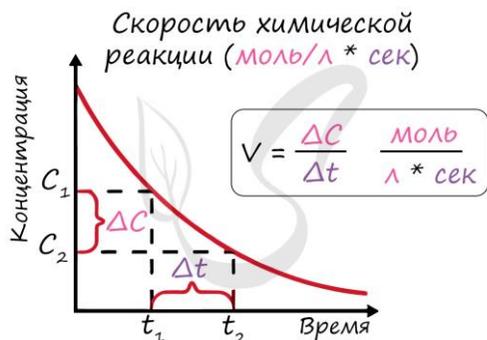
1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

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".

Правило Вант-Гоффа

При повышении температуры на 10°C скорость реакции возрастает в 2-4 раза



Вант-Гофф
1852 - 1911

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

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 назначают ингибиторы протонной помпы - химические вещества, которые блокирует выработку HCl слизистой желудка. 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 $aA + bB = cC + dD$ $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$,

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:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

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 $2^2 = 4$ раза, а увеличение концентрации в 3 раза ускорит реакцию в $3^2 = 9$ 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 объёма) равновесие смещается в сторону **увеличения числа молекул газов** и при **увеличении давления** (уменьшении объёма) 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 А равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции.

2. Как изменится скорость реакции: $S (тв) + O_2 (г) = SO_2 (г)$ при увеличении давления в системе в 4 раза?

3. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 °С, 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) $S(тв) + O_2 (г) = SO_2 (г)$ Б) $2SO_2 (г) + O_2 (г) = 2SO_3 (ж)$

2. Как изменится скорость реакции: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ при увеличении давления в системе в 2 раза?

3. При температуре 10°C реакция протекает за 5 мин, при 20°C – за 1 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

4. В гомогенной системе установилось равновесие: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$

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: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{p-p}) + \text{KOH}(\text{p-p}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK}(\text{p-p}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{p-p})$ 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 $\text{H}_2 + \text{C}_2\text{H}_4 = 2\text{HC}_2$ при увеличении давления в 2 раза.

3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от 50°C до 30°C ?

4. Равновесные молярные концентрации CO , O_2 и CO_2 после установления равновесия $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ 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?



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.

Расчет скорости химической реакции

Дано:

$$c_1 = 1.5 \text{ моль}$$

$$c_2 = 3 \text{ моль}$$

$$\Delta t = 20 \text{ сек}$$

$$V = 10 \text{ литров}$$

Решение:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t \times V}$$

$$\begin{aligned} \Delta c &= c_2 - c_1 = \\ &= 3 - 1.5 = \\ &= 1.5 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t \times V} = \frac{1.5}{20 \text{ сек} \times 10 \text{ л}} = 0.0075 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}}$$

Задача 2. Окисление диоксида серы протекает по уравнению: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3(\text{г})$. Как изменится скорость этой реакции, если объемы системы уменьшить в три раза?



$$\begin{aligned} aA + bB &= cC \\ v &= k \times c(A)^a \times c(B)^b \end{aligned}$$

1. Применим известную формулу для данной задачи

$$v = k \times c(\text{SO}_2)^2 \times c(\text{O}_2)^1$$

2. При уменьшении объема системы в 3 раза концентрация веществ возрастает в 3 раза. Перепишем формулу, учитывая этот факт.

$$v = k \times 3^2 c(\text{SO}_2)^2 \times 3 c(\text{O}_2)$$

Коэффициент 3 возводится в степень, которой соответствует коэффициент в уравнении. Для $\text{SO}_2 - 2$, для $\text{O}_2 - 1$.

$$v = k \times 9 c(\text{SO}_2)^2 \times 3 c(\text{O}_2)$$

$$v = 27k \times c(\text{SO}_2)^2 \times c(\text{O}_2)$$

Число перед коэф. k показывает, во сколько раз возрастет или уменьшится скорость реакции

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

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

Задача на правило Вант-Гоффа

Дано:

$t_2 = 57^\circ\text{C}$

$t_1 = 27^\circ\text{C}$

$\gamma = 3$

$$v_2 = v_1 \times \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

1. Изменим данную формулу, разделив ее на v_1 .

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

- показывает, во сколько раз увеличится или уменьшится скорость реакции

2. Подставим известные значения

$$\frac{v_2}{v_1} = 3^3$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 3 \frac{30}{10}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 27$$

Скорость реакции увеличится в 27 раз

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

Задача на правило Вант-Гоффа

Дано:

$t_2 = 220^\circ\text{C}$

$t_1 = 250^\circ\text{C}$

$v_2/v_1 = 1/8$

$$v_2 = v_1 \times \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

1. Изменим данную формулу, разделив ее на v_1 .

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

- показывает, во сколько раз увеличится или уменьшится скорость реакции

2. Подставим известные значения

$$\frac{1}{8} = \gamma^{-3}$$

$$\frac{1}{8} = \gamma^{\frac{-30}{10}}$$

$$2^{-3} = \gamma^{-3}$$

$$\gamma = 2$$

Температурный коэффициент равен 2

Задача 5. Равновесные молярные концентрации CO, O₂ и CO₂ после установления равновесия $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ равны 0,3; 0,2 и 0,1 (моль/дм³) соответственно. Рассчитайте объемную долю кислорода в исходной газовой смеси (исходная молярная концентрация CO₂ равна нулю).

Решение

1) Записываем уравнение $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$

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: $c_{\text{прор}}(\text{CO}) = c(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$,

$$c_{\text{прор}}(\text{O}_2) = \frac{n(\text{CO}_2)}{2} = \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

4) Затем находим исходные молярные концентрации угарного газа и кислорода:

$$c_{\text{исх}}(\text{CO}) = c_{\text{прор}}(\text{CO}) + c_{\text{равн}}(\text{CO}) = 0,3 + 0,1 = 0,4 \text{ (моль/дм}^3\text{)}; c_{\text{исх}}(\text{O}_2) = c_{\text{прор}}(\text{O}_2) + c_{\text{равн}}(\text{O}_2) = 0,2 + 0,05 = 0,25 \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

5) Находим молярную долю кислорода в смеси, которая будет равна объемной доле: если предположить, что объем смеси равен 1 дм³, то $n(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моль}$, $n(\text{CO}) = 0,4 \text{ моль}$, молярная доля равна

$$\chi(\text{O}_2) = \varphi = \frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{CO} + \text{O}_2)} = \frac{0,25}{0,65} = 0,385.$$

Ответ: $\chi(\text{O}_2) = 0,385$.

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) $S(r) + H_2(r) \rightleftharpoons H_2S(r)$	1) в сторону продуктов реакции
Б) $2SO_2(r) + O_2(r) \rightleftharpoons 2SO_3(r)$	2) в сторону исходных веществ
В) $H_2(r) + I_2(тв) \rightleftharpoons 2HI(r)$	3) практически не смещается
Г) $SO_2(r) + Cl_2(r) \rightleftharpoons SO_2Cl_2(r)$	

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) $S(r) + H_2(r) \rightleftharpoons H_2S(r)$ — в сторону продуктов реакции (1)
Б) $2SO_2(r) + O_2(r) \rightleftharpoons 2SO_3(r)$ — в сторону продуктов реакции (1)
В) $H_2(r) + I_2(тв) \rightleftharpoons 2HI(r)$ — в сторону исходных веществ (2)
Г) $SO_2(r) + Cl_2(r) \rightleftharpoons SO_2Cl_2(r)$ — 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.

Список литературы

Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений — М., 2017.

Практическое занятие № 10

«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, заявленные во ФГОС третьего поколения:

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, добавок 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 изготавливал 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 одновременно 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.