

федеральное казенное профессиональное образовательное учреждение
«Кунгурский техникум-интернат»
Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации

УТВЕРЖДАЮ
заместитель директора
по учебной работе
_____. Н.Л. Мелкова
_____. _____. 2024 г.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

по выполнению практических работ

ОУД.12 Химия

09.01.03 Оператор информационных систем и ресурсов

Организация-разработчик: ФКПОУ «Кунгурский техникум-интернат» Минтруда России.

Разработчик: Брагина Татьяна Александровна, преподаватель.

Перечень практических работ

№ п/п	Содержание практических работ	Количество часов
1	Практическое занятие № 1 Решение заданий на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальных названий для составления химических формул двухатомных соединений (оксидов, сульфидов, гидридов и т.п.) и других неорганических соединений отдельных классов. Практические задания на установление связи между строением атомов химических элементов и периодическим изменением свойств химических элементов и их соединений в соответствии с положением Периодической системы.	2
2	Практическое занятие № 2 Лабораторная работа “Типы химических реакций”. Исследование типов (по составу и количеству исходных и образующихся веществ) и признаков химических реакций. Проведение реакций ионного обмена, определение среды водных растворов. Задания на составление ионных реакций.	2
3	Практическое занятие № 3 Контрольная работа Строение вещества и химические реакции.	2
4	Практическое занятие № 4 Номенклатура неорганических веществ: название вещества исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре. Решение практических заданий по классификации, номенклатуре и химическим формулам неорганических веществ различных классов (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других): называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу. Источники химической информации (средств массовой информации, сеть Интернет и другие). Поиск информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам	2
5	Практическое занятие № 5 Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ: металлов и неметаллов; оксидов металлов, неметаллов и амфотерных элементов; неорганических кислот, оснований и амфотерных гидроксидов; неорганических солей, характеризующих их свойства.	2
6	Практическое занятие № 6 Лабораторная работа «Идентификация неорганических веществ». Решение экспериментальных задач по химическим свойствам металлов и неметаллов, по распознаванию и получению	2

	соединений металлов и неметаллов. Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций. Качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония	
7	Практическое занятие № 7 Контрольная работа Свойства неорганических веществ	2
8	Практическое занятие № 8 Номенклатура органических соединений отдельных классов (насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и др.) Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической и тривиальной номенклатуре (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин). Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %).	2
9	Практическое занятие № 9 Свойства органических соединений отдельных классов (тривиальная и международная номенклатура, химические свойства, способы получения): предельные (алканы и циклоалканы), непредельные (алкены, алкины и алкадиены) и ароматические углеводороды, спирты и фенолы, карбоновые кислоты и эфиры, альдегиды и кетоны, амины и аминокислоты, высокомолекулярные соединения. Задания на составление уравнений химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения.	2
10	Практическое занятие № 10 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.	2
11	Практическое занятие № 11 Лабораторная работа “Превращения органических веществ при нагревании”. Получение этилена и изучение его свойств. Моделирование молекул и химических превращений на примере этана, этилена, ацетилена и др.	2
12	Практическое занятие № 12 Лабораторная работа: “Идентификация органических соединений отдельных классов” Идентификация органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций. Денатурация белка при нагревании. Цветные реакции белков. Возникновение аналитического сигнала с точки зрения химических процессов при протекании качественной реакции, позволяющей	2

	идентифицировать предложенные органические вещества.	
13	Практическое занятие № 13 Контрольная работа Структура и свойства органических веществ.	
14	Практическое занятие № 14 Профессионально-ориентированное содержание 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.	2
15	Практическое занятие № 15 Лабораторная работа «Приготовление растворов». Приготовление растворов заданной (массовой, %)концентрации (с практико-ориентированными вопросами) и определение среды водных растворов. Решение задач на приготовление растворов.	2
16	Практическое занятие № 16 Профессионально-ориентированное содержание Новейшие достижения химической науки и химической технологии. Роль химии в обеспечении экологической, энергетической и пищевой безопасности, развитии медицины. Правила поиска и анализа химической информации из различных источников (научная и учебно-научная литература, средства массовой информации, сеть Интернет). Практическое занятие № 17 Профессионально-ориентированное содержание 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.	2
17	Практическое занятие № 17 Профессионально-ориентированное содержание 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. Защита: Представление результатов решения кейсов в форме мини-доклада с презентацией.	2
18	Практическое занятие № 18 Промежуточная аттестация по дисциплине (дифференцированный зачет)	2

Методические рекомендации предназначены в качестве методического пособия при проведении практических работ (занятий), (далее - занятий) по дисциплине «Химия» . Практические работы проводятся после изучения соответствующих разделов и тем учебной дисциплины. Выполнение обучающимися практических работ позволяет им понять, где и когда изучаемые теоретические положения и практические умения могут быть использованы в будущей практической деятельности.

Целью практических работ является закрепление теоретических знаний и приобретение практических умений и навыков:

- получение веществ;
- демонстрация характерных реакций веществ;
- идентификация веществ и т.д.

Описания практических работ содержат:

- наименование работы;
- цель работы;
- дидактическое оснащение;
- краткие теоретические сведения;
- порядок проведения работы (инструкция), контрольные вопросы по данной работе;
- форма выполнения отчета.

Методические рекомендации могут быть использованы для самостоятельной работы обучающихся.

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.

Цель работы: совершенствование умений составлять формулы бинарных соединений, называть их; производить простейшие расчеты по молекулярным формулам.

Оснащение занятия: Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева, калькулятор.

Задание 1. Составление формул и номенклатура бинарных соединений:

Вариант 1	Вариант 2
------------------	------------------

1. Определите степени окисления атомов элементов в соединениях, формулы которых SiO_2 , Na_2O , K_2S , LiBr . Приведите названия каждого из веществ.	1. Определите степени окисления атомов химических элементов в соединениях, формулы которых H_2O , AlCl_3 , N_2O_5 , Na_3P .
2. Какая из следующих формул соответствует оксиду азота (II): NO , N_2O_5 , NO_2 , N_2O ?	2. Выберите формулу оксида марганца (IV): MnO , Mn_2O_7 , MnF_4 , MnO_2 .
3. Напишите формулы веществ: а) оксида серы (IV) б) оксида серы (VI).	3. Напишите формулы веществ: а) оксида меди (II); б) оксида натрия.

Задание 2. Вычисление массовой доли элемента

Вариант 1	Вариант 2
1. Вычислите массовые доли элементов в сульфате натрия Na_2SO_4	1. Вычислите массовые доли элементов в карбонате калия K_2CO_3
2. Какой из оксидов FeO или Fe_2O_3 богаче железом?	2. Какой из оксидов CuO или Cu_2O богаче кислородом?

Теоретическая часть по теме

«Составление формул бинарных соединений, их номенклатура. Вычисление относительной молекулярной массы вещества, массовой доли элемента в веществе»

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:

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

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

В соединениях отрицательное значение с.о. имеют элементы с большим значением электроотрицательности, а положительное значение с.о. – элементы с меньшим значением электроотрицательности.

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: Cl_2xO_{-2}

Составим уравнение:

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

Записываем степень окисления хлора: $Cl^{+1}_2O_{-2}$

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:

Алюминий находится в 3 группе, это металл, его с.о. всегда положительна и равна +3.

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:



Названия бинарных соединений образуются из двух слов – названий входящих в их состав химических элементов. Вначале произносят корень латинского названия элемента с отрицательной с.о. (у нас углерод, его латинское название - карбонеум), добавляя суффикс – «ид» (в именительном падеже), после этого добавляют название элемента с положительной с.о. в родительном падеже.

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

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

Например: $\text{Fe}+2\text{O}-2$ оксид железа(II); $\text{Fe}+3\text{O}-2$ 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: $\text{O}+2\text{F}-1$ – фторид кислорода, $\text{S}+4\text{O}-2$ оксид серы (IV), $\text{S}+6\text{O}-2$ оксид серы (VI).

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

CO - монооксид углерода, CO_2 - диоксид углерода, PbCl_4 - тетрахлорид фтора.

Относительная молекулярная масса (M_r)- безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы изотопа углерода C^{12} .

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.

Примеры:

$$M_r(\text{B}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{B}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) &= 1 \cdot A_r(\text{K}) + 1 \cdot A_r(\text{Al}) + 1 \cdot 2 \cdot A_r(\text{S}) + 2 \cdot 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258 \end{aligned}$$

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

где k – число атомов этого элемента в молекуле.

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

Решение:

1) Вычисляем относительную молекулярную массу воды:

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

2) Вычисляем массовую долю водорода в воде:

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

Образец оформления задачи:

Дано: H_2O	Решение: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O})$
$\omega_{\text{H}/\text{H}_2\text{O}} - ?$	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$
$\omega_{\text{O}/\text{H}_2\text{O}} - ?$	$\omega_{\text{H}/\text{H}_2\text{O}} = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 2}{M_r(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%$
	$\omega_{\text{H}/\text{H}_2\text{O}} = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11\%$
	$\omega_{\text{O}/\text{H}_2\text{O}} = 100\% - 11\% = 89\%$
Ответ: $\omega_{\text{H}/\text{H}_2\text{O}} = 11\%$, $\omega_{\text{O}/\text{H}_2\text{O}} = 89\%$	

Привести ответы на задания контрольных вопросов для самопроверки.

Контрольные вопросы для самопроверки.

Вариант 1.

1. Бинарным веществом является: 1) HNO_3 2) CO 3) NaOH 4) H_2SO_3 2. Степень окисления фосфора в соединении P_2O_5 равна: 1) -3 2) 0 3) +5 4) +3 3. Степень окисления +2 характерна для: 1) для металлов 1 группы 2) для металлов 3 группы 3) для металлов 2 группы 4) для неметаллов 6 группы 4. Атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии имеют степень окисления 1) 0 2) -1 3) +1 4) +2 5. Какую формулу имеет соединение, в котором элементы имеют степени окисления +1 и -3 соответственно? 1) P_2O_5 2) P_2O_3 3) PF_3 4) K_3P

Вариант 2.

1. Бинарным веществом является: 1) KNO_3 2) H_2CO_3 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 4) AlCl_3 2. Степень окисления марганца в соединении Mn_2O_7 равна: 1) -7 2) +2 3) +7 4) +4 3. Степень окисления +1 характерна для: 1) для металлов 1 группы 2) для металлов 3 группы 3) для металлов 2 группы 4) для неметаллов 7 группы 4. Сумма степеней окисления в сложном веществе равна 1) 0 2) -1 3) +1 4) +2 5. Какую формулу имеет соединение, в котором элементы имеют степени окисления +1 и -3 соответственно? 1) NaCl 2) N_2O_3 3) Na_3N 4) N_2O

Лабораторная работа “Типы химических реакций”.

Исследование типов (по составу и количеству исходных и образующихся веществ) и признаков химических реакций. Проведение реакций ионного обмена, определение среды водных растворов. Задания на составление ионных реакций.

Цель работы: экспериментально осуществить реакции разных типов; исследовать условия и признаки химических реакций.

Оборудование и реактивы: спиртовка, спички, держатель, штатив с пробирками, штатив лабораторный, медная проволока, малахит, железные опилки, раствор сульфата меди(II), раствор соляной кислоты, раствор гидроксида натрия, фенолфталеин.

Ход работы:

1. Медную проволоку закрепить в держателе, внести в пламя спиртовки. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте условия и признаки реакции.
2. В пробирку поместите немного малахита, закрепите пробирку в лапке лабораторного штатива, прогрейте спиртовкой и начните нагревание малахита. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте условия и признаки реакции.
3. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II) и поместите в раствор железные опилки. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте условия и признаки реакции.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод.

Практическое занятие № 3

Контрольная работа

Строение вещества и химические реакции.

Вариант № 1

1. Определите, двум атомам каких из указанных элементов до завершения внешнего уровня не хватает двух электронов.

- 1) C 2) Si 3) O 4) Be 5) S

2. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде.

Расположите выбранные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.

- 1) P 2) N 3) S 4) Al 5) O

3. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, степень окисления которых в оксидах может принимать значение +2.

- 1) Li 2) P 3) B 4) Cu 5) N

4. Из предложенного перечня выберите две пары веществ, в которых расположены только соединения с ковалентной неполярной связью.

- 1) азот и кислород
- 2) вода и аммиак
- 3) медь и азот
- 4) бром и метан
- 5) фтор и сера

5. Из предложенного перечня выберите две пары веществ, каждая из которых даёт реакцию обмена.

- 1) этилен и вода
- 2) соляная кислота и магний
- 3) сульфат меди и гидроксид калия
- 4) ацетилен и бром
- 5) уксусная кислота и гидроксид магния

6. Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость реакции горения серы в кислороде.

- 1) нагреть серу
- 2) разбавить кислород азотом
- 3) добавить сернистый газ
- 4) измельчить серу
- 5) облучить колбу с веществами синим светом

7. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент хлор в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	СВОЙСТВО ХЛОРА
А) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1) является окислителем
Б) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$	2) является восстановителем
В) $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$	3) является и окислителем, и восстановителем
Г) $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$	4) не изменяет степень окисления

8. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе её водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) CuBr_2	1) H_2
Б) CuSO_4	2) Cu
В) NaNO_3	3) Na
Г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	4) Ba
	5) NO_2
	6) Br_2

9. Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу.

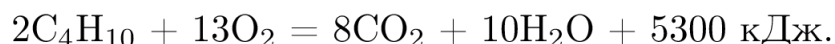
НАЗВАНИЕ СОЛИ	ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ
А) карбонат кальция	1) гидролизуется по катиону
Б) фосфат аммония	2) гидролизуется по аниону
В) нитрат магния	3) не гидролизуется
Г) сульфид калия	4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону

10. Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ
А) $I_2(г) + H_2(г) \rightleftharpoons 2HI(г)$	1) в сторону продуктов реакции
Б) $2H_2(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2H_2O(г)$	2) в сторону исходных веществ
В) $H_2(г) + Cl_2(г) \rightleftharpoons 2HCl(г)$	3) практически не смещается
Г) $CO(г) + Cl_2(г) \rightleftharpoons COCl_2(г)$	

11. Сколько граммов нитрата серебра надо добавить к 130 г 2,0%-го раствора этой соли, чтобы получить 5,0%-й раствор? Ответ запишите с точностью до десятых.

12. Термохимическое уравнение горения бутана имеет следующий вид:



Сколько теплоты (в кДж) выделится при полном сгорании 23,2 г бутана? Ответ запишите в виде целого числа.

13. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель

14. Какие продукты образуются при взаимодействии растворов карбоната калия и азотной кислоты. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Контрольная работа по химии на тему _Строение вещества. Химические реакции_

Вариант № 2

1. Определите, двум атомам каких из указанных элементов до завершения внешнего уровня не хватает шести электронов.

- 1) C 2) Ca 3) As 4) Be 5) Ga

2. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде.

Расположите выбранные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.

- 1) Н 2) О 3) В 4) Li 5) Se

3. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, которые проявляют высшую степень окисления, равную +1.

- 1) Li 2) С 3) В 4) Н 5) Al

4. Из предложенного перечня выберите два вещества с молекулярной кристаллической решеткой в твердом состоянии.

- 1) CaO 2) CaSO₄ 3) H₂SO₄ 4) NH₄Cl 5) NO₂

5. Из предложенного перечня выберите две реакции, которые являются необратимыми.

- 1) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$
2) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
3) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
4) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$
5) $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HClO}_2 + \text{BaSO}_4$

6. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите два воздействия, которые приводят к увеличению скорости реакции



- 1) повышение температуры
2) повышение давления
3) измельчение алюминия
4) охлаждение реакционной смеси
5) добавление карбида алюминия

7. Установите соответствие между схемой реакции и формулой окислителя в ней: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА РЕАКЦИИ

- А) $\text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaOBr} + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{Br}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{BrO}_2 + \text{O}_2$
В) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{ICl}$
Г) $\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ФОРМУЛА ОКИСЛИТЕЛЯ

- 1) NaOH
2) Br₂
3) Cl₂
4) I₂
5) HClO₃
6) O₃

8. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе его водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) KF	1) Cl ₂
Б) CuSO ₄	2) O ₂
В) NaCl	3) Cu
Г) Mg(NO ₃) ₂	4) Na
	5) F ₂
	6) N ₂

9. Установите соответствие между формулой соли и средой её водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ	СРЕДА РАСТВОРА
А) Ba(NO ₃) ₂	1) кислая
Б) NaF	2) нейтральная
В) Al ₂ (SO ₄) ₃	3) щелочная
Г) NaClO ₄	

10. Установите соответствие между уравнением химической реакции и изменением условий, которое приводит к смещению равновесия в сторону продуктов: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	РАВНОВЕСИЕСМЕЩАЕТСЯ В СТОРОНУ ПРОДУКТОВ ПРИ
А) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{Q}$	1) охлаждении
Б) $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$	2) повышении давления
В) $\text{CH}_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{тв}) + 2\text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$	3) понижении давления
Г) $\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$	

11. Вычислите массу гидроксида калия, который необходимо растворить в 150 г воды для получения раствора с массовой долей щёлочи 25 %. Ответ дайте в граммах с точностью до целых.

12. Вычислите объём газа (н. у.), который не вступит в реакцию, если сжигать 40 л угарного газа в 40 л кислорода. Ответ укажите в литрах с точностью до целых.

13. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции по схеме:



Определите окислитель и восстановитель

14. Какие продукты образуются при взаимодействии растворов карбоната калия и гидроксида кальция. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Практическое занятие № 4

Номенклатура неорганических веществ: название вещества исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре.

Решение практических заданий по классификации, номенклатуре и химическим формулам неорганических веществ различных классов (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других): называть и составлять формулы химических веществ, определять принадлежность к классу.

Источники химической информации (средств массовой информации, сеть Интернет и другие). Поиск информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам.

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.

Основн ые	Амфоте рные	Кислотные	Несолеобр азующие	Солеобразн ые (двойные)
Оксиды металло в в степени окислен ия +1, +2, кроме амфотер	Оксиды металло в в степенях окислен ия +2; только В, е, Zn, Sn, Pb;	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих; 2) Оксиды металлов в степенях окисления от +5 и выше.	Оксиды неметаллов , которым не соответств уют кислоты. NO, N ₂ O, CO, (SiO)	Некоторые оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления: Fe ₃ O ₄

<u>ных.</u>	+3 (все, кроме La_2O_3), +4			
Солеобразующие				

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: $\text{WO}_3 \text{ --(+H}_2\text{O)} \rightarrow \text{H}_2\text{WO}_4$

Б. Если нечетная степень окисления:

Мета-форма кислоты - ОДИН атом водорода: $\text{H}\text{ЭО}_x$	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 гидроксогруппу;

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

№	Название (В скобках даны тривиальные названия)	Молекулярная формула	Кислотные остатки	Названия кислотных остатков
1	Фтороводородная	HF	F^-	фторид

	(плавиковая)			
2	Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl ⁻	хлорид
3	Бромоводородная	HBr	Br ⁻	бромид
4	Иодоводородная	HI	I ⁻	иодид
5	Сероводородная	H ₂ S	HS ⁻ S ²⁻	гидросульфид сульфид
6	Циановодородная (синильная)	HCN	CN ⁻	цианид
7	Тиоциановодородная (родановая)	HSCN	SCN ⁻	тиоцианат (роданид)
8	Серная	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	гидросульфат сульфат
9	Сернистая	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	гидросульфит сульфит
10	Тиосерная	H ₂ S ₂ O ₃	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
11	Азотная	HNO ₃	NO ₃ ⁻	нитрат
12	Азотистая	HNO ₂	NO ₂ ⁻	нитрит
13	Ортофосфорная (фосфорная)	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	дигидроортофосфат (дигидрофосфат) гидроортофосфат (гидрофосфат) ортофосфат (фосфат)
14	Метафосфорная	HPO ₃	PO ₃ ⁻	метафосфат
15	Дифосфорная (пирофосфорная)	H ₄ P ₂ O ₇	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пирофосфат)
16	Угльная	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	гидрокарбонат карбонат
17	Метакремниевая (кремниевая)	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	метасиликат (силикат)
18	Ортокремниевая	H ₄ SiO ₄	SiO ₄ ⁴⁻	ортосиликат
19	Ортоборная (борная)	H ₃ BO 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 ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	хромат
26	Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ 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 HNO_3 азотная кислота H_3PO_4 фосфорная кислота H_2CO_3 угольная кислота H_2SiO_3 кремниевая кислота H_2SO_3 сернистая кислота HNO_2 азотистая кислота	HF фтороводородная кислота HCl хлороводородная кислота (соляная кислота) HBr бромоводородная кислота HI иодоводородная кислота H_2S сероводородная кислота

Классификация кислот по числу атомов водорода.

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

Классификация по силе и устойчивости

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI иодоводородная HBr бромоводородная HCl хлороводородная H_2SO_4 серная HNO_3 азотная HClO_4 хлорная	HF фтороводородная H_3PO_4 фосфорная HNO_2 азотистая (неустойчивая) H_2SO_3 сернистая (неустойчивая) H_2CO_3 угольная (неустойчивая) $\text{H}_2\text{S} \uparrow$ сероводородная $\text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ 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	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	CaClBr	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
Хлорид алюминия	<u>Гидросульфат</u> калия	Хлорид <u>гидроксо</u> железа (II)	Сульфат алюминия-калия	<u>Хлорид-бромид</u> кальция	Тетрагидроксоионат калия

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

Элемент	Латинское название	Корень
H	гидрогениум	ГИДР-
C	карбониум	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>	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 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-}	карбонат <u>ы</u>	Na_2CO_3 карбонат натрия
	Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфат <u>ы</u>	AlPO_4 фосфат алюминия
	Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфат <u>ы</u>	PbSO_4 сульфат свинца
Бескислородные	Бромоводородная HBr	Br^-	бромид <u>ы</u>	NaBr бромид натрия
	Иодоводородная	I^-	иодид <u>ы</u>	KI иодид калия

	HI			
	Серо водород ная H ₂ S	S ²⁻	сульфиды	FeS сульфид железа (II)
	Соляная HCl (хлоро водород ная)	Cl ⁻	хлориды	NH ₄ Cl хлорид аммония
	Фторо водород ная HF	F ⁻	фториды	CaF ₂ фторид кальция
Более низкая степ. ок.	Серни ст ая кислота H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сульфиты	K ₂ SO 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**": NaHCO₃ – **гидрокарбонат** натрия,

K₂HPO₄ – **гидрофосфат** калия,
KH₂PO₄ – **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**":

*Mg(OH)Cl - **гидроксохлорид** магния (основная соль)*

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

(NH₄)Fe(SO₄)₂ – сульфат железа (III)-аммония.

Смешанные соли – имеют два разных аниона кислотных остатков. В названии их называют через дефис: CaOCl₂ 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

K₄[Fe(CN)₆] – **гексациано**феррат калия

[Cu(NH₃)₄]Cl₂ – хлорид **тетрааммин**меди (II)

Бытовые (тривиальные) названия некоторых солей.

Соль	Международное название	Традиционное название
NaHCO ₃	Гидрокарбонат натрия	Сода питьевая
Na ₂ CO ₃	Карбонат натрия	Сода кальцинированная
K ₂ CO ₃	Карбонат калия	Поташ
Na ₂ SO ₄	Сульфат натрия	Глауберова соль
KClO ₃	Хлорат калия	Бертолетова соль

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Фосфат кальция	Фосфорит
CaCO_3	Карбонат кальция	Известняк
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Пентагидрат сульфата меди	Медный купорос
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	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.

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.

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.

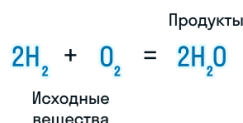
Химическое уравнение — это условная запись химического превращения с помощью химических формул и математических знаков.

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

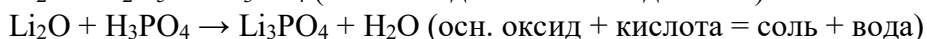
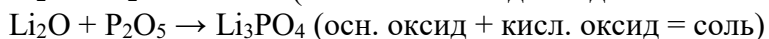
Порядок выполнения операций	пример
1. Определить число атомов каждого элемента в левой и правой частях схемы реакции	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ Al-1 атом Al-2 атома O-2 атома O-3 атома
2. Среди элементов с разным числом атомов в левой и правой частях схемы выбрать тот, 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 этого элемента в правой части уравнения	НОК = 6
4. Разделить НОК на число атомов этого элемента в левой части уравнения, получить коэффициент для левой части уравнения	$6:2 = 3$ $\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
5. Разделить НОК на число атомов этого элемента в правой части уравнения, получить коэффициент для правой части уравнения	$6:3 = 2$ $\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
6. Если выставленный коэффициент изменил число атомов еще какого-либо элемента, то действия 3, 4, 5 повторить еще раз.	$\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ Al — 1 атом Al — 4 атома НОК = 4 $4:1=4$ $4:4=1$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$

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 (реакция идет, если основание растворимо) и с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей. Между собой основные оксиды не взаимодействуют.

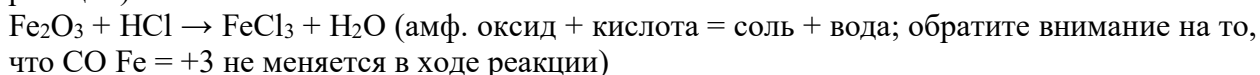
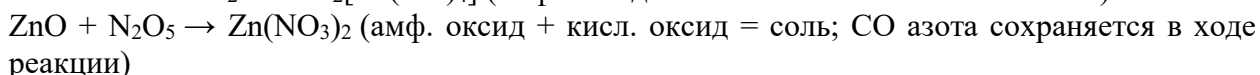
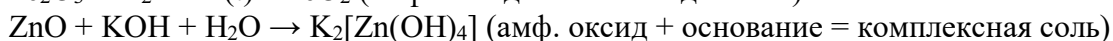


Здесь не происходит окисления/восстановления, поэтому сохраняйте исходные степени окисления атомов.

2. Амфотерные (греч. ἀμφότεροι - двойственный)

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

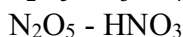
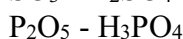
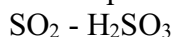
С водой они не взаимодействуют, так как продукт реакции, основание, получается нерастворимым. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами и кислотными оксидами, так и с основаниями и основными оксидами.



3. Кислотные

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

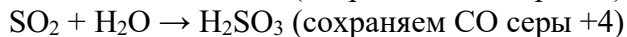
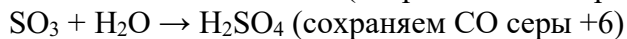
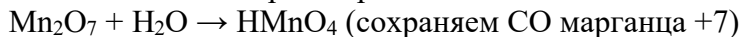
Каждому кислотному оксиду соответствует своя кислота. Это особенно важно помнить при написании продуктов реакции: следует сохранять степени окисления. Некоторым кислотным оксидам соответствует сразу две кислоты.



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, N₂O, NO, SiO, S₂O.

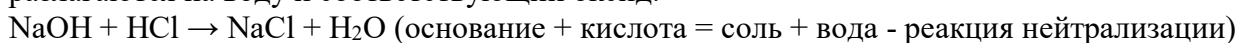
Реакции несолеобразующих оксидов с основаниями, кислотами и солеобразующими оксидов редки и не приводят к образованию солей. Некоторые из несолеобразующих оксидов используют в качестве восстановителей:



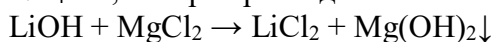
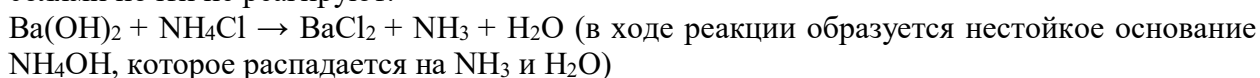
Основания

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.



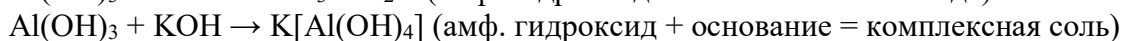
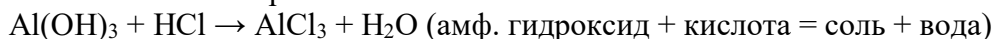
Если в ходе реакции основания с солью выделяется газ, выпадает осадок или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Нерастворимые основания с солями почти не реагируют.



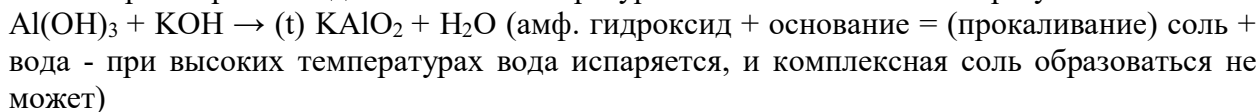
KOH + BaCl₂ ⇌ реакция не идет, так как в продуктах нет газа/осадка/слабого электролита (воды)

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

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



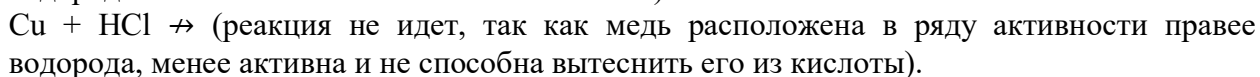
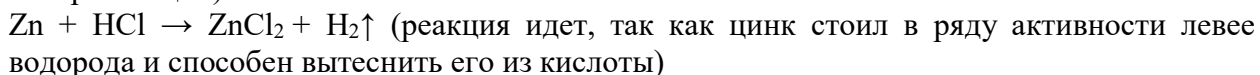
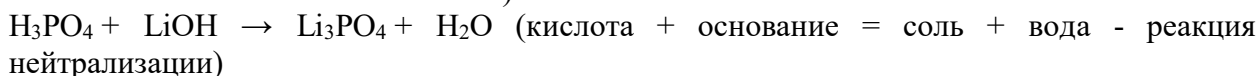
При нагревании до высоких температур комплексные соли не образуются.



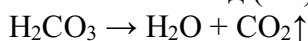
Кислоты

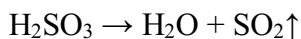
Кислота - химическое соединение обычно кислого вкуса, содержащее водород, способный замещаться металлом при образовании соли.

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).



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

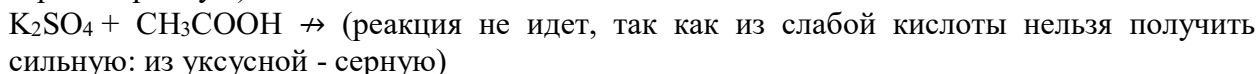
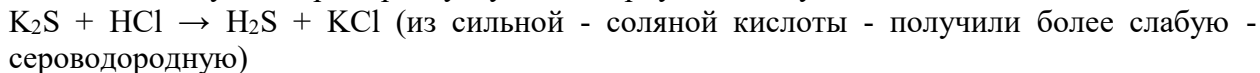




Записать эти кислоты в растворе в виде " H_2CO_3 или H_2SO_3 " - будет считаться ошибкой. Пишите угольную и сернистую кислоты в разложившемся виде - виде газа и воды.

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.



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)

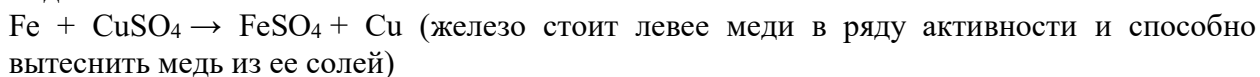
Основные - продукт неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток: CrOHCl (хлорид гидроксохрома II)

Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток ($\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$)

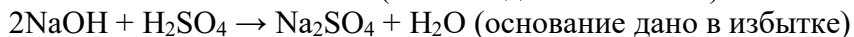
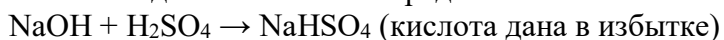
Смешанные - содержат один металл и два кислотных остатка MgClBr (хлорид-бромид магния)

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

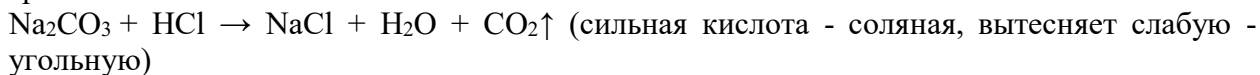
Растворы или расплавы солей могут вступать в реакцию с металлом, который расположен левее металла, входящего в состав соли. В этом случае более активный металл вытеснит менее активный из раствора соли. Например, железо способно вытеснить медь из ее солей:

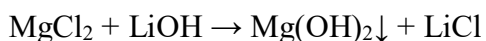


Исход реакции основание + кислота иногда определяет соотношение. Запомните, что если двух- или трехосновная кислота дана в избытке - получается кислая соль, если же в избытке дано основание - средняя соль.



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.





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



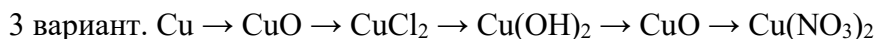
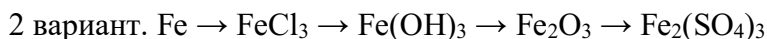
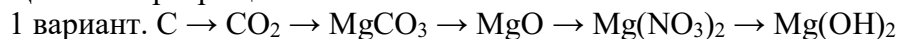
Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

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:



УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

варианты			
	1	2	3
1	$\text{K} + \text{O}_2$	Na_2O	$\text{Mg} + \text{H}_2$
2	CaO	$\text{HCl} + \text{Zn}$	$\text{Al} + \text{O}_2$
3	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe}$	$\text{P} + \text{O}_2$	Cu(OH)_2
4	Fe(OH)_3	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2$	$\text{N}_2 + \text{O}_2$
5	$\text{Li} + \text{O}_2$	P_2O_5	$\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4$
6	$\text{KOH} + \text{HCl}$	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{C}$
7	$\text{BaCl}_2 + \text{Mg}$	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl}$	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
8	$\text{KI} + \text{AgNO}_3$	$\text{CaNO}_3 + \text{NaCO}_3$	Au_2O_3
9	$\text{Na} + \text{Cl}_2$	Fe_2O_3	$\text{HCl} + \text{Zn}$
10	$\text{Al} + \text{HF}$	$\text{N}_2 + \text{H}_2$	PH_3
11	Co_2O_3	$\text{ZnO} + \text{H}_2$	$\text{C} + \text{H}_2$
12	$\text{BaS} + \text{ZnI}_2$	FeCl_2	MgO
13	$\text{S} + \text{O}_2$	$\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2$	$\text{S} + \text{O}_2$
14	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2$	$\text{Al} + \text{S}$	$\text{KOH} + \text{AlCl}_3$
15	HgO	$\text{NaOH} + \text{PbNO}_3$	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{ZnSO}_4$
16	$\text{KOH} + \text{ZnCl}_2$	$\text{CuO} + \text{H}_2$	$\text{FeCl}_3 + \text{Ca}$

ЗАДАНИЯ:

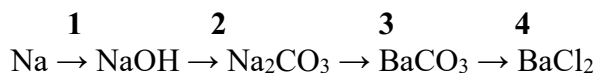
1. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта под номерами....
2. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.

3. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
4. Укажите типы записанных уравнений реакций.

Инструкция по выполнению практического занятия:

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

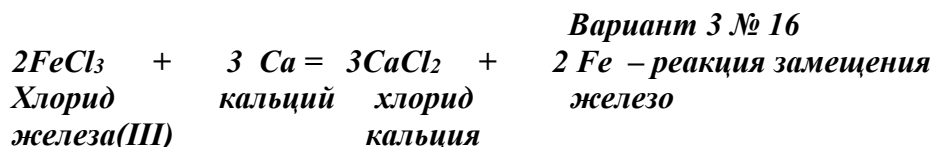
Цепочка превращения



1. $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ - реакция замещения
Натрий + вода → гидроксид натрия + водород
2. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ – реакция обмена
Гидроксид натрия + угольная кислота → карбонат натрия + вода
3. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + 2\text{NaCl}$ – реакция обмена
Карбонат натрия + хлорид бария → карбонат бария + хлорид натрия
4. $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ – реакция обмена
Карбонат бария + соляная кислота → хлорид бария + углекислый газ + вода

Внимание! приведен пример только одного уравнения!!!

Вы должны выполнить все уравнения из вашего варианта



Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

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

Практическое занятие № 6

Лабораторная работа «Идентификация неорганических веществ».

Решение экспериментальных задач по химическим свойствам металлов и неметаллов, по распознаванию и получению соединений металлов и неметаллов.

Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций. Качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония

Цель: формирование знаний учащихся по распознаванию неорганических веществ с помощью качественных реакций, закрепление умений по составлению уравнений реакций на свойства и получение веществ, решению экспериментальных задач.

Теоретический материал

Практически каждое неорганическое вещество можно определить с помощью характерных реакций. Эти реакции называются качественные.

Принадлежность неорганического вещества к определенным классам соединений, их строение, степень чистоты устанавливаются с помощью элементного и функционального анализа. Качественный элементный анализ позволяет определить качественный состав молекул неорганического соединения; количественный элементный анализ устанавливает элементный состав соединения и простейшую формулу.

Структура неорганического соединения может считаться окончательно доказанной, если осуществлен встречный синтез; проведен систематический химический анализ, включающий в себя: предварительные испытания, качественные реакции на функциональные и нефункциональные группы, получены различные производные; проведены спектральные методы анализа.

Функциональный анализ и идентификация неорганических веществ начинаются с предварительных испытаний, включающих в себя: определение физических констант, пробу на сжигание, растворимость в воде и органических растворителях, качественный анализ.

Принадлежность к классам неорганических веществ можно установить по их отношению к реагентам

Опыт №1. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

Налить в фарфоровую чашку немного воды, опустить в нее кусочек натрия и быстро накрыть чашку воронкой. После окончания реакции прилить к полученному раствору 2-3 капли фенолфталеина. Составить уравнения протекающих реакций и сделать вывод относительно свойств щелочных металлов.

Опыт №2. Действие воды на металлический магний.

Поместить в пробирку стружку металлического магния. Добавить немного воды и 2-3 капли фенолфталеина. Обратить внимание на то, что цвет практически не изменится. Затем следует нагреть пробирку. Отметить изменение окраски раствора. Сделать вывод относительно щелочных свойств магния и написать уравнения протекающих реакций.

Опыт №3. Амфотерность металлического алюминия.

Поместить кусочек металлического алюминия в пробирку, прилить немного воды и 2-3 капли фенолфталеина. Убедиться в том, что ни в обычных условиях, ни при нагревании алюминий с водой не взаимодействует. Затем поместить в две другие пробирки по кусочку алюминия. В одну из них прилить разбавленную соляную кислоту, в другую – раствор крепкой щелочи NaOH. Пробирки нагреть. При этом наблюдается взаимодействие алюминия, как с кислотой, так и со щелочью. Написать уравнения протекающих реакций и сделать вывод о свойствах алюминия.

Опыт №4. Неметаллические свойства серы.

Кусочек серы поместить в пробирку и налить немного воды. Прибавить сначала 2-3 капли фенолфталеина, а затем столько же метилоранжа. Отметить, что сера не взаимодействует с водой в обычных условиях. Нагреть пробирку. Отметить, что после нагревания взаимодействие серы с водой не происходит. Кусочек серы положить на железную ложечку, поджечь и опустить в коническую колбу, в которой было налито немного воды (не касаясь поверхности воды). После сгорания серы закрыть колбу пробкой и встряхнуть. Полученный раствор разделить на 3 пробирки и испытать различными индикаторами.

Опыт №5. Амфотерные свойства гидроксида олова (II).

Поместить в пробирку 8-10 капель раствора $SnCl_2$, добавить несколько капель H_2O и раствор NH_3 в воде, до полного осаждения осадка. Распределить содержимое на две пробирки и добиться растворения осадка в каждой из них с помощью: в одном случае 2М раствора HCl, в другом – 2М раствора NaOH. Составить уравнения реакций, зная, что при реакции гидроксида олова с NaOH образуется тетрагидроксоостаннат натрия $Na_2[Sn(OH)_4]$

Экспериментальная часть

1 этап. Проведите анализ состава каждого вещества

Оборудование и реактивы.

1 вариант: 1- хлорид железа(3) 2- соляная кислота 3- гидроксид натрия 4- сульфат меди(2)	2 вариант: 1- сульфат меди(2) 2 - гидроксид натрия 3- соляная кислота 4 – хлорид железа(3)
--	--

фенолфталеин, гидроксид натрия, синяя лакмусовая бумажка, нитрат серебра, хлорид бария, пробирки.

2 этап. Выберите пути распознавания веществ. При помощи, каких реактивов вы будете определять эти вещества.

3 этап. Определите последовательность ваших действий.

4 этап. Правила ТБ.

5 этап. Выполнение экспериментальной части.

Результаты работы внесите в таблицу 3.

Таблица 3 – Результаты работы

Определяемое вещество, его формула	Реактив	Наблюдения и номер пробирки	Уравнения реакций в молекулярном, ионном, сокращенном виде.
соляная кислота			
сульфат меди (II)			
хлорид железа(III)			
гидроксид натрия			

6 этап. Сделайте вывод.

Контрольные вопросы:

1. Что такое индикатор?
2. Что называется идентификацией?
3. Какие существуют классы неорганических соединений?
4. Какие виды анализа веществ существуют?

Практическое занятие № 7

Контрольная работа

Свойства неорганических веществ

Тема: Решение экспериментальных задач по неорганической химии.

Цель: Вспомнить свойства неорганических соединений и решить предложенные экспериментальные задачи на распознавание и получение веществ.

Задачи:

- закрепить химические свойства основных классов неорганических соединений;
- закрепить понятие генетической связи между основными классами веществ;
- развивать логическое мышление при построении алгоритма решения задач;
- развивать память и вычислительные навыки при ответах на вопросы теста и решении задач;
- воспитание бережного отношения к реактивам;
- воспитание взаимного уважения друг к другу при работе в парах или группах;
- закрепление правил ТБ.

Оборудование: штатив для пробирок, пробирки, ячейки для капельного анализа, стеклянные трубки, лучина, спички, держатель, спиртовка.

Реактивы: пробирки с растворами гидроксида натрия, сульфата натрия, карбоната натрия, хлорида натрия, серной кислоты, индикаторы фенолфталеин и метилоранж, растворы хлорида бария, соляной кислоты, нитрата серебра, сульфата меди (II), гидроксида натрия.

Решаем экспериментальную задачу №1.

В 5-ти пронумерованных пробирках находятся растворы следующих веществ:

гидроксида натрия,
сульфата натрия,
карбоната натрия,
хлорида натрия,
серной кислоты.

При помощи реактивов, имеющихся у вас на лотке, распознайте предложенные вам вещества.

Данные оформите в таблицу:

Таблица № 1 Распознавание веществ.

№ пробирки	Название вещества, его формула	Как определить данное вещество.

Давайте теперь составим алгоритм решения данной задачи и вместе определим первое вещество.

Итак, какие вещества легче всего определить сначала?

О.о. кислоту и основание при помощи индикаторов.

Сначала давайте определим кислоту. Какой индикатор подойдёт для кислоты?

О.о. метилоранж поменяет окраску с оранжевого на розовую.

Для этого налейте в капельные ячейки вещества из каждой пробирки соответственно и капните по капельке индикатора. В какой ячейке изменился цвет?

Давайте заполним таблицу.

Теперь определим, в какой пробирке находится основание? Для этого используем индикатор... фенолфталеин.

Для определения карбоната натрия нам потребуется... HCl (выделение углекислого газа)

Для определения сульфата натрия возьмём ... BaCl₂ (белый молочный осадок)

Оставшееся вещество хлорид натрия определим действием ... AgNO₃ (белый творожистый осадок). Постараемся не пролить нитрат серебра на руки и стол!!!

Не забудьте написать уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде, стрелочками указать газообразные вещества и осадки.

Решаем экспериментальную задачу №2.

Пользуясь оборудованием и реактивами, имеющимися на лотке, получите из сульфата меди (II) (CuSO₄): а) гидроксид меди (II); б) оксид меди (II).

Решение оформите в таблице:

Таблица № 2 Получение гидроксида меди (II) и оксида меди (II).

Действия	Наблюдения	Уравнения реакций
Получение гидроксида меди (II).		
Получение оксида меди (II).		

Давайте продумаем, как решить эту задачу? (составляется алгоритм решения данной задачи)

Решаем задачу №3(теоретическую). (если остаётся время, то решаем её, а если нет, то она задана на дом, можно разобрать план решения)
Определите массу оксида железа (III), образовавшегося при разложении 565г гидроксида железа (III), содержащего 26% примесей.

После работы не забудем сделать вывод.

Практическое занятие № 8

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 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

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

$\text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$ 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

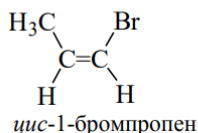
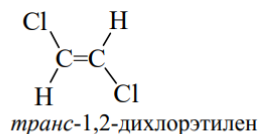
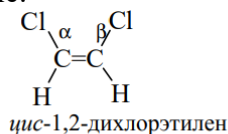
3) межклассовая изомерия

$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) 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 ($\text{C} = \text{C}$):

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, $C_{17} \dots$ – 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.

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

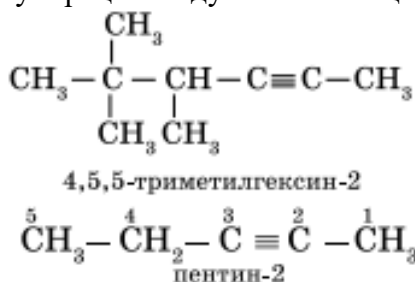
АЛКИНЫ.

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.

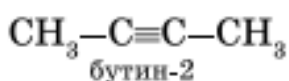
Если тройная связь находится на одинаковом расстоянии от концов цепи, нумерацию ведут с того конца, к которому ближе находится заместитель.



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 ($\text{HC}\equiv\text{C}-$) – *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 $-\text{OH}$),

многоатомные (две и более групп $-\text{OH}$).

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 OH -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 ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$)
- 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 - C_6H_5OH



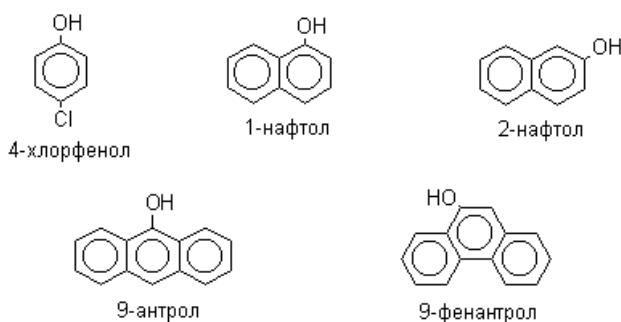
Рис. 2. Масштабная модель молекулы фенола

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

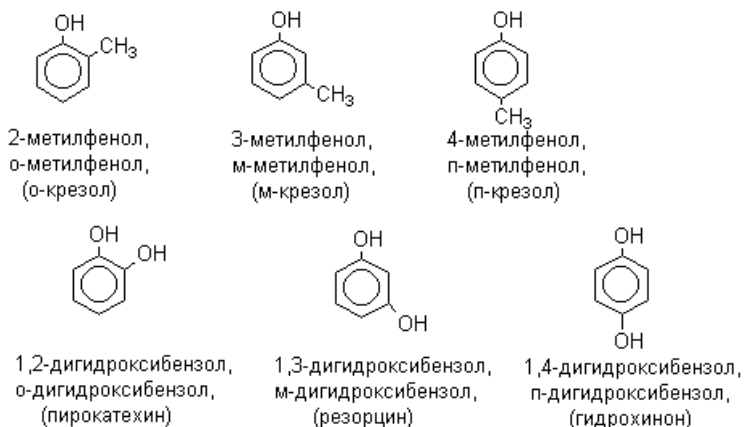
к понижению электронной плотности в атоме кислорода. Чтобы компенсировать это снижение, атом кислорода притягивает электронную плотность от атома водорода связи $O-H$. Вследствие этого ковалентная связь между атомом кислорода и водорода становится более полярной, а атом водорода — более подвижным. Поэтому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

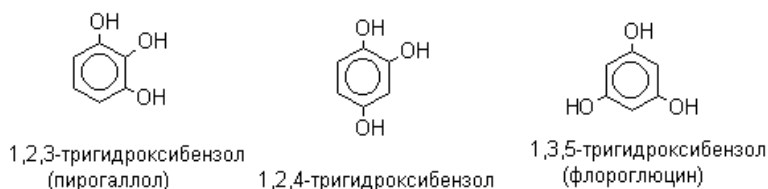
Классификация и номенклатура.

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**:





Номенклатура

1. При построении названий фенолов атомы углерода в бензольном кольце принято обозначать от 1 до 6, начиная с углерода, связанного с ОН-группой (номенклатура схожа с ароматическими углеводородами).
2. Цифрами и приставками указывают положение и число заместителей, с добавлением основы – фенол.
3. **Простейший** фенол – **гидроксibenзол** 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;

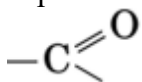
используют как **стабилизаторы** смазочных масел и резины;

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

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

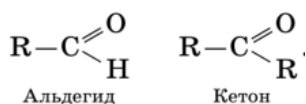
Альдегиды и кетоны.

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).

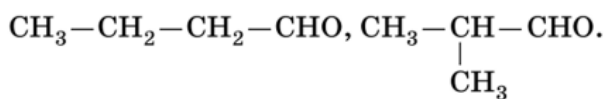
Номенклатура и изомерия

Общая формула предельных карбонильных соединений $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

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 бутаналь один изомер:

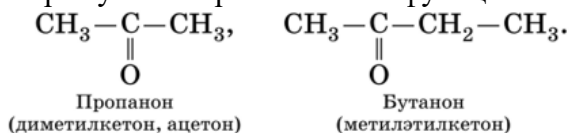


Бутаналь

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 $-\text{COOH}$) - функциональная группа карбоновых кислот - состоит из карбонильной группы и связанной с ней гидроксильной группы.

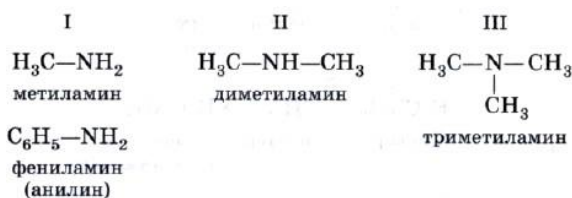
По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и т.д.

Общая формула одноосновных карбоновых кислот $\text{R}-\text{COOH}$. Пример двухосновной кислоты - щавелевая кислота $\text{HOOC}-\text{COOH}$.

По типу радикала карбоновые кислоты делятся на предельные (например, уксусная кислота CH_3COOH), непредельные (например, акриловая кислота $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$, олеиновая $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$) и ароматические (например, бензойная $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$).

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 $-\text{NH}_2$, называемая аминогруппой.

Рассмотрим свойства первичных аминов на примере метиламина и анилина.

Метиламин CH_3NH_2 (рис. 4) — бесцветный газ с резким аммиачным запахом, хорошо растворим в воде.

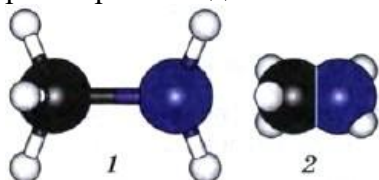


Рис. 4. Модель молекулы метиламина

1 — шаростержневая; 2 — масштабная

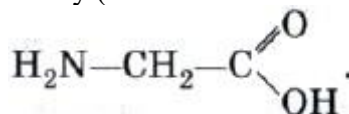
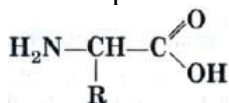
В отличие от метиламина, анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ (рис. 5) представляет собой бесцветную жидкость, быстро темнеющую на воздухе вследствие окисления, в воде мало растворим, имеет неприятный запах и очень ядовит.



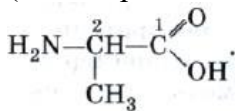
Рис. 5. Масштабная модель молекулы анилина

Аминокислоты.

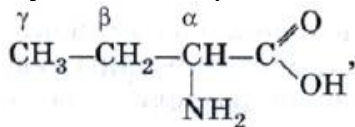
Аминокислоты можно рассматривать как производные карбоновых кислот, у которых атом водорода в радикале замещен на аминогруппу, например из уксусной кислоты можно произвести аминокислоту (ее также называют глицином):



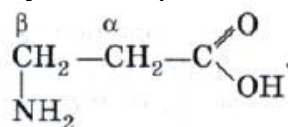
В качестве еще одного примера аминокислот можно привести формулу аланина (аминопропионовая кислота, или 2-аминопропановая кислота):



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

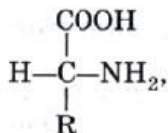


β -аминопропионовая кислота

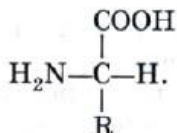
Наибольшее значение имеют α -аминокислоты, поскольку только они встречаются в природе и служат исходными веществами для синтеза белков в живых организмах.

У всех α -аминокислот, кроме аминокислоты, или глицина, $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$, α -углеродный атом имеет четырех различных заместителей, 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 $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$, 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

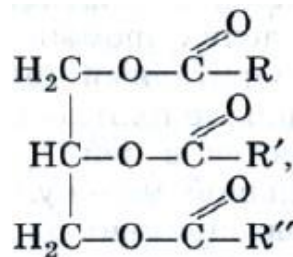


Жиры.

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 (—



С₃H₇), пальмитиновой (—С₁₅H₃₁), стеариновой (—С₁₇H₃₅), олеиновой (—С₁₇H₃₃), линолевой (—С₁₇H₃₁) 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.

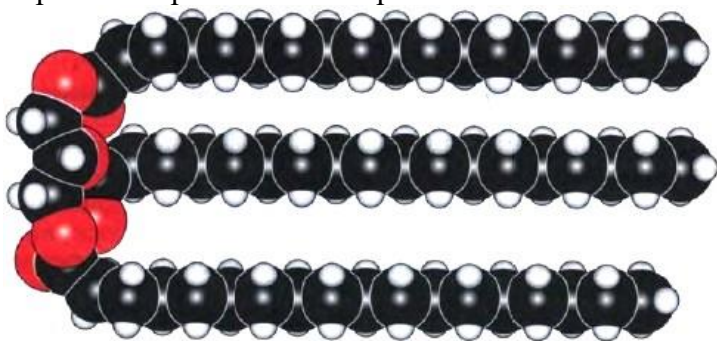


Рис. 6. Масштабная модель молекулы жира (тристеарата)

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	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	—
Алкены	C_nH_{2n}	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{CH}=\text{CH}_2$
Алкины	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{C}\equiv\text{CH}$
Диены	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	—
Гомологи бензола	$\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$
Предельные одноатомные спирты	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{OH}$
Многоатомные спирты	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_x$	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2-x}(\text{OH})_x$
Предельные альдегиды	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{C}-\text{H} \end{array}$
Кетоны	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{C}-\text{O}-\text{C}_m\text{H}_{2m+1} \end{array}$
Фенолы	$\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5(\text{C}_n\text{H}_{2n})-\text{OH}$
Предельные карбоновые кислоты	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{C}-\text{O}-\text{C}_m\text{H}_{2m+1} \end{array}$

		$\begin{array}{c} // \\ C_nH_{2n+1}-C-OH \end{array}$
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)	$C_nH_{2n+1}NO_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ NH_2-CH-C-OH \\ \\ C \quad nH_{2n+1} \end{array}$

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:

$$\text{индекс} = (\omega \cdot M_r) / (A_r \cdot 100\%);$$

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

ω - массовая доля элемента, индекс которого находят;

M_r - относительная молекулярная масса вещества;

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

1. Через D - относительную плотность газов:

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

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	Пentanовая кислота	Бутадиен-1,2	Пропан
10	Фенол	Ацетилен	Этиленгликоль
11	2-хлорэтаналь	Циклогексан	3-метилпентанол
12	Глицерин	Диэтиловый эфир	Ацетальдегид
13	Анилин	Бутен-1-ин-3	Пропанол
14	Пентанол-1	метаналь	Диметиловый эфир
15	Циклогексанол	Гептан	3-метилбутин-1
16	2,3-дихлорнонан	Пентен-2	Октин-4

ЗАДАНИЯ:

1. Напишите структурные формулы веществ из вашего варианта под номерами....
2. Укажите класс органических соединений, к которому принадлежат вещества из вашего варианта под номерами....

3. Приведите примеры двух изомеров для вещества из вашего варианта под номерами....
4. Приведите примеры двух гомологов для веществ из вашего варианта под номерами....

Карточка № 1.

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

Карточка № 2.

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

Карточка № 3.

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

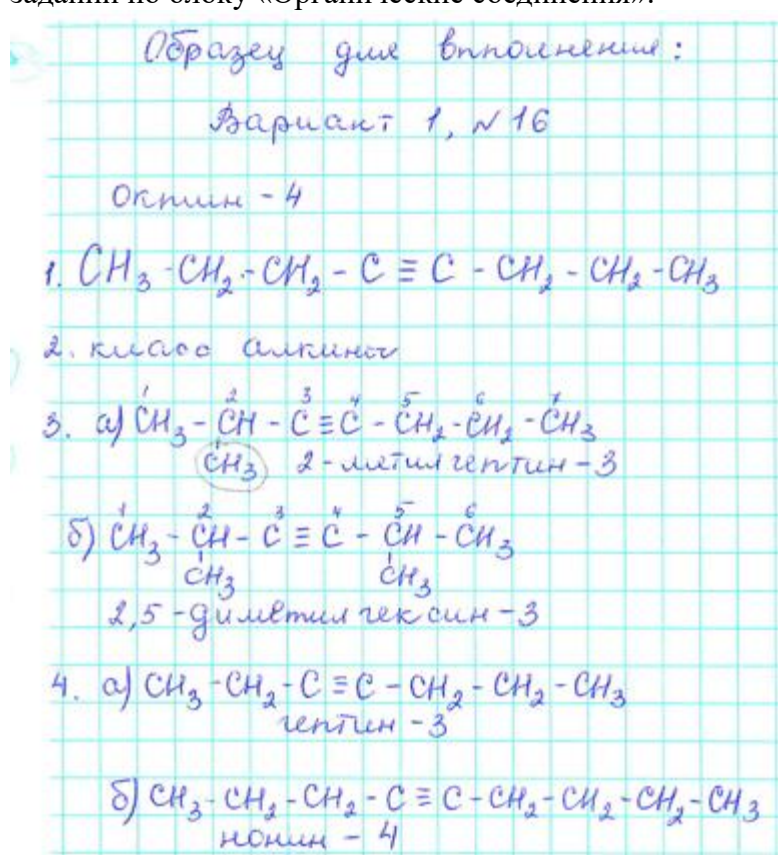
Карточка № 4.

1. 2 л алкадиена при н.у. имеет массу, равную 4,82 г. Выведите молекулярную формулу алкадиена.
2. При сгорании органического вещества, содержащего С, Н и хлор, выделилось 6,72 л (н.у.) углекислого газа, 5,4 г воды, 3,65 г хлороводорода. Установите молекулярную формулу сгоревшего вещества.
3. При взаимодействии предельного двухатомного спирта массой 2,7 г с избытком калия выделилось 0,672 л водорода. Определить формулу спирта.

Карточка № 5.

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

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



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

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

Решение примера 1.

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

Найдём количество вещества каждого атома:

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

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

Определяем мольное соотношение атомов С и Н:

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

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} .

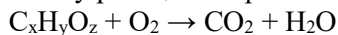
Пример 2. Относительная плотность паров органического соединения по азоту равна 2.

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 $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

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.

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

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

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

Масса всего вещества 9,8 г.

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

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.

$$C : H = 0,7 : 1,4 = 1 : 2$$

Простейшая формула CH_2 .

Истинную молярную массу ищем по относительной плотности газа по азоту (не забудьте, что азот состоит из **двухатомных** молекул N_2 и его молярная масса 28 г/моль):

$$M_{\text{ист.}} = D_{\text{по } N_2} \cdot M_{(N_2)} = 2 \cdot 28 = 56 \text{ г/моль.}$$

Истинная формула CH_2 , её молярная масса 14.

$$56 / 14 = 4.$$

Истинная формула C_4H_8 .

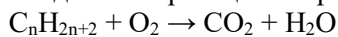
Ответ: C_4H_8 .

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) — C_nH_{2n+2}

Тогда схема реакции сгорания выглядит так:

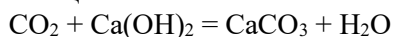


Нетрудно заметить, что при сгорании 1 моль алкана выделится n моль углекислого газа.

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

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

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



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

Значит, его количество вещества

$$v(CaCO_3) = 8 / 100 = 0,08 \text{ моль.}$$

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.

Практическое занятие № 9

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.

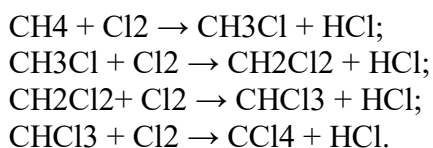
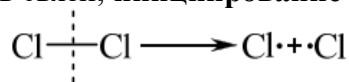
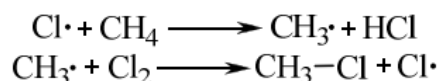


Схема механизма цепного радикального хлорирования метана.

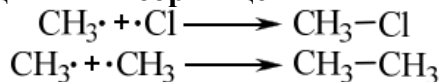
I стадия: гомолитический разрыв связи; **инициирование цепи**



II стадия: рост цепи



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



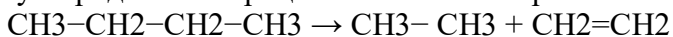
Нитрование. Нитрование алканов – реакция замещения атома водорода на нитрогруппу – осуществляется действием азотной кислоты в газовой фазе при 4000С. Реакция протекает по радикальному механизму. $CH_4 + HNO_3 \rightarrow CH_3NO_2 + H_2O$ **Дегидрирование.** Алканы

отщепляют водород при нагревании до 400- 6000С в присутствии катализаторов: Ni, Pt, Pd, 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.

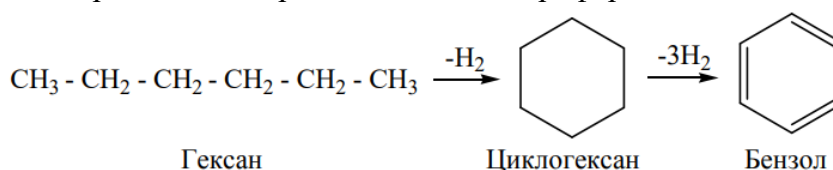
Окисление. В присутствии избытка кислорода алканы полностью сгорают до воды и углекислого газа. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ При проведении окисления в присутствии катализаторов возможно получение из алканов карбоновых кислот, кетонов и спиртов.

Нагревание алканов при температуре 500-7000С приводит к разрыву связей C-C, 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.

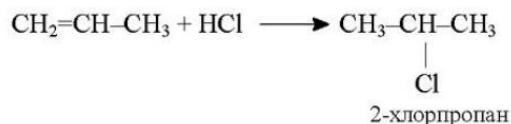
Алканы получают фракционной перегонкой сырой нефти. Поэтому лабораторные методы синтеза немногочисленны и мало используются на практике. Реакция Вюрца позволяет синтезировать алканы с чётным числом атомов углерода (удвоение углеродного скелета). По реакции Гриньяра получают углеводороды как с чётным, 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.

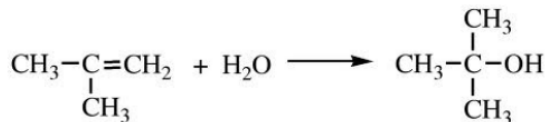
Алкены не растворимы в воде, но хорошо растворимы в неполярных растворителях: бензоле, эфирах, хлороформе. Плотность их меньше воды. Температуры кипения повышаются с увеличением длины цепи и очень близки к температурам кипения алканов.

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.

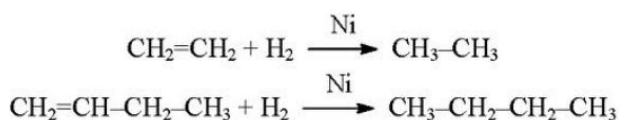
Присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам протекает через образование наиболее устойчивого карбокатиона: атом водорода присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода (правило Марковникова).



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).

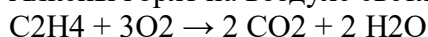


Жёсткое окисление проводится кислотными растворами KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при нагревании.

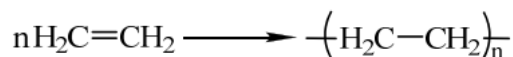


При пропускании алкенов через раствор перманганата калия наблюдается исчезновение малиновой окраски KMnO_4 .

Алкены горят на воздухе светящимся пламенем.

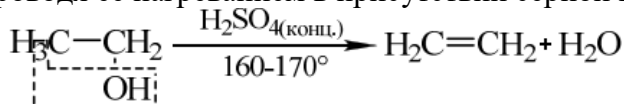


Реакции полимеризации с участием алкенов могут протекать по радикальному или ионному механизмам и лежат в основе промышленного синтеза полимеров. В общем виде схему полимеризации полиэтилена можно представить так:

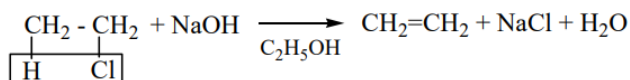


Получение и применение алкенов.

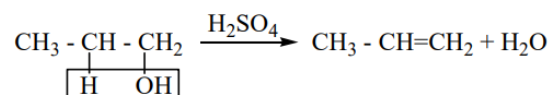
В промышленности алкены получают путём каталитического дегидрирования алканов и термическим крекингом нефтепродуктов. В лаборатории алкены получают дегидратацией спиртов, проводя её нагреванием в присутствии серной кислоты.



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



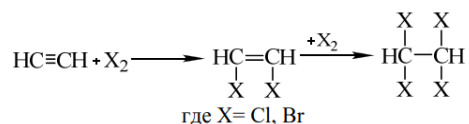
Дегидратация и дегидрогалогенирование спиртов осуществляется по правилу Зайцева: атом водорода отщепляется преимущественно от менее гидрогенизированного атома углерода.



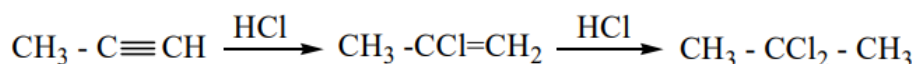
Наиболее широкое применение в промышленном органическом синтезе находят первые представители гомологического ряда алкенов – этилен, пропилен и бутилен, которые получают при крекинге нефти. Они служат исходным сырьём для получения спиртов, хлорзамещённых углеводородов, альдегидов, кетонов, карбоновых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

Физические и химические свойства алкинов.

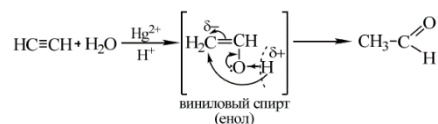
Наличие тройной связи в молекулах алкинов определяет их склонность к реакциям присоединения. Однако, в отличие от алкенов, могут протекать и реакции замещения «кислого» атома водорода. Присоединение по тройной связи. Водород, хлор и бром присоединяются к алкинам в две стадии. $\text{HC}\equiv\text{CH}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



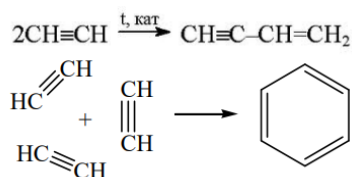
Галогенводороды присоединяются к алкинам с образованием галогеналкенов, а затем дигалогеналканов. Присоединение к несимметричным алкинам идет по правилу Марковникова.



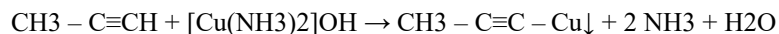
Ацетилен взаимодействует с водой в присутствии солей ртути, образуя ацетальдегид (реакция Кучерова).



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

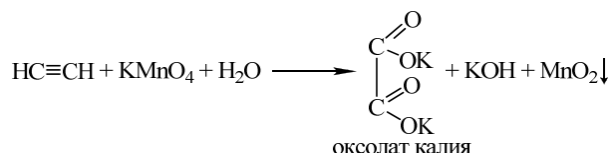


Реакции замещения. Атом водорода в молекуле ацетилена обладает «кислыми» свойствами, так как электронная плотность по связи C–H сильно смещена к атому углерода. Это обусловлено высоким значением электроотрицательности sp-гибридного атома углерода. «Кислый» атом водорода способен замещаться на металл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



Образующиеся ацетилениды неустойчивые вещества, разлагающиеся со взрывом.

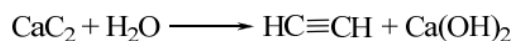
Реакции окисления с участием алкинов протекают труднее, чем с алкенами. Обесцвечивание раствора перманганата калия под действием алкинов можно рассматривать как качественную реакцию на тройную связь.



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

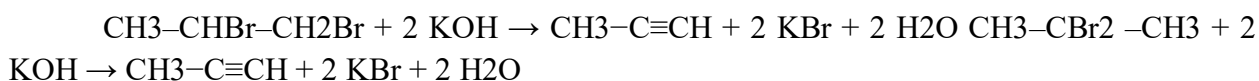
Получение и применение алкинов.

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 диалогеналканы.



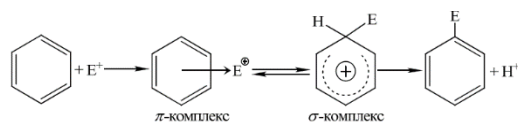
Ацетилен применяется для сварки и резки металлов. А также служит исходным сырьем для синтеза различных органических соединений: уксусного альдегида, уксусной кислоты, винилацетата, изопрена, акрилонитрила.

Физические свойства бензола и его гомологов.

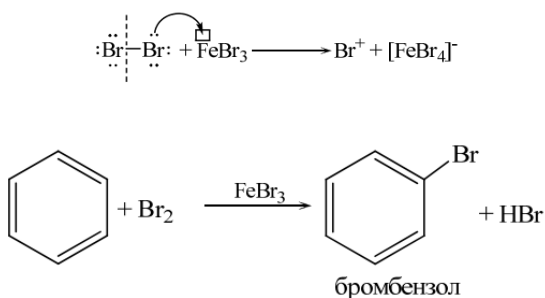
Бензол представляет собой бесцветную жидкость с характерным запахом, не растворимую в воде, $T_{\text{кип.}} = 800\text{С}$, $T_{\text{пл.}} = 50\text{С}$. Бензол ядовит. Гомологи бензола представляют собой также бесцветные, сильно преломляющие свет жидкости. Они нерастворимы в воде, но хорошо растворимы 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:

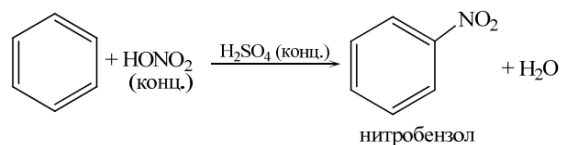


На первой стадии реакции в качестве промежуточного продукта образуется донорно-акцепторный π -комплекс, в котором ароматическая система бензольного кольца сохраняется. На второй стадии π -комплекс превращается в σ -комплекс, который стабилизируется, превращаясь в ароматическую систему, в результате отщепления 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 распространён случай акцептирования аниона, когда поляризация осуществляется действием галогенидов координационно ненасыщенных (имеющих пустые квантовые ячейки) элементов – обычно FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3 .

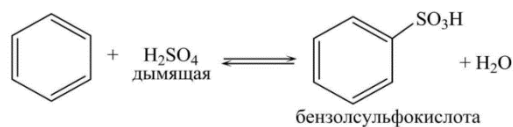


Нитрование бензола проводят смесью концентрированных серной и азотной кислот (нитрующей смесью). В смеси кислот устанавливается равновесие:

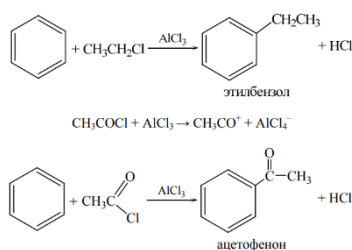
$\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_2^+ + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$. В качестве нитрующего агента выступает частица NO_2^+ .



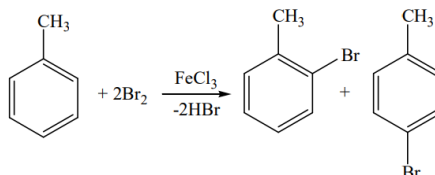
Образующийся нитробензол – тяжёлая желтоватая жидкость с запахом горького миндаля. Сульфирование бензола осуществляется нагреванием с концентрированной серной кислотой (лучше «дымящей», олеумом). Установлено, что сульфлирующей частицей является SO_3 . Данная реакция обратима.



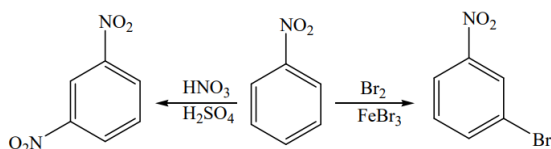
Замещение атома водорода на алкильную или ацильную группу протекает в присутствии тех же катализаторов, что и галогенирование (FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3). Эти процессы носят названия алкилирования и ацилирования по Фриделю-Крафтсу. В качестве алкилирующих агентов используются алкилгалогениды, а в качестве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



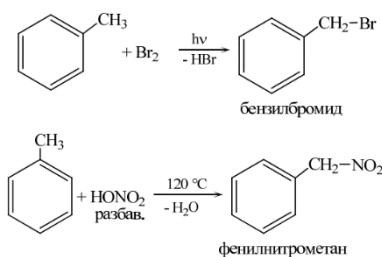
Действие галогенов на толуол в присутствии катализаторов FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3 приводит к более лёгкому, по сравнению с бензолом, замещению атомов водорода в кольце в орто- и пара-положения.



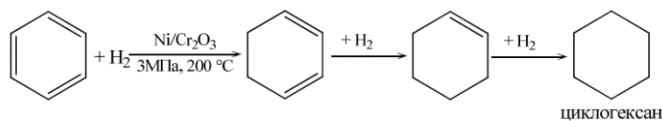
Электрофильное замещение в молекуле нитробензола, соединения, содержащего заместитель второго рода, протекает медленнее, чем для бензола, при этом замещается атом водорода в мета-положении относительно нитрогруппы.



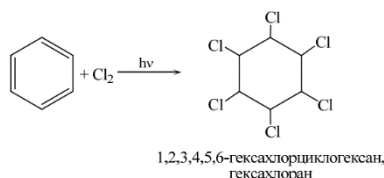
Свободнорадикальное замещение в боковой цепи. При действии на гомологи бензола галогенов на свету или при нагревании (без добавления катализаторов FeCl_3 , FeBr_3 , AlCl_3) происходит реакция замещения водорода при α -атоме углерода боковой цепи.



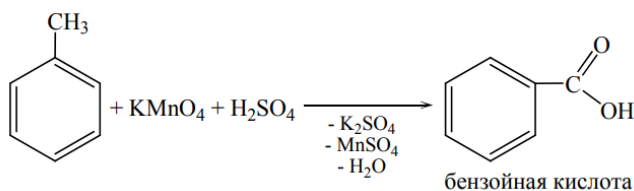
Реакции присоединения. Присоединение водорода к молекуле бензола (гидрирование) осуществляется в присутствии катализатора (Ni, Pd) при повышенной температуре и давлении. Причём присоединение первой молекулы водорода требует наибольших энергозатрат, так как связано с нарушением ароматичности. Последующее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



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

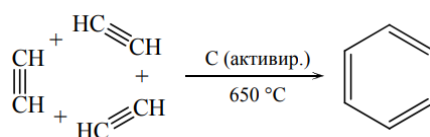


Реакции окисления. Бензол устойчив к действию водных растворов KMnO₄ и K₂Cr₂O₇. У гомологов бензола боковая цепь окисляется до карбоксильной группы, независимо от длины этой цепи образуется бензойная кислота.



Получение и применение ароматических углеводов.

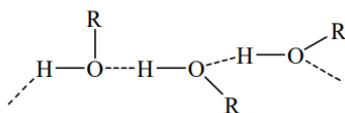
Коксование каменного угля. Этот процесс исторически был первым и служил основным источником бензола до Второй мировой войны. В настоящее время доля бензола, получаемого этим способом, менее 1 %. Каталитический риформинг бензиновых фракций нефти. Этот процесс является основным источником бензола в США.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



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

Физические свойства спиртов.

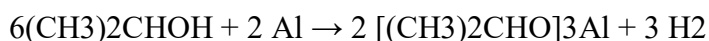
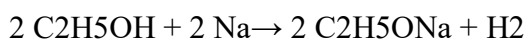
Низшие спирты представляют собой жидкости с характерным запахом и обжигающим вкусом, высшие спирты – твёрдые вещества без запаха. Наличие межмолекулярных водородных связей, образующихся между гидроксильными группами разных молекул, обуславливает высокие температуры кипения низших спиртов по сравнению с другими соединениями близкой молекулярной массы, а также превосходную растворимость низших спиртов в воде.



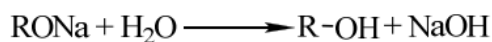
Низшие спирты смешиваются с водой в любых соотношениях. С увеличением углеводородного радикала, имеющего гидрофобную природу, растворимость спиртов в воде уменьшается, приближаясь к значениям соответствующих углеводородов, которые в воде практически не растворимы. Многоатомные спирты прекрасно растворимы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

Химические свойства спиртов.

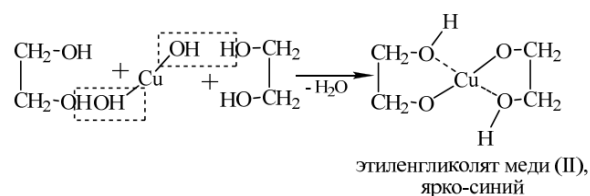
Спирты имеют четыре реакционных центра: 1 - довольно полярную, протонизованную связь О-Н, на которой происходят многие реакции, аналогичные реакциям H_2O ; 2 - слабополярную связь С-О, на которой проходят реакции замещения О-Н группы; 3 - связи С-Н в алкильной группе, которые могут подвергаться окислению или дегидрированию; 4 - неподелённые электронные пары атома кислорода, способные вступать в донорно-акцепторное взаимодействие с кислотами и солями металлов. Кислотно-основные свойства. Одноатомные спирты – нейтральные вещества. В их присутствии содержание ионов водорода в воде практически не изменяется. 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 алколюлятов.



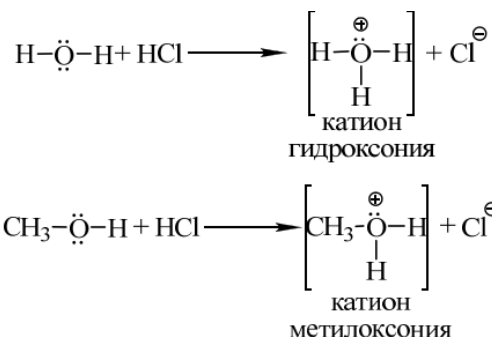
В присутствии следов влаги алкоголяты легко гидролизуются как соли очень слабых кислот:



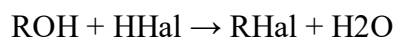
Многоатомные спирты обладают большей кислотностью по сравнению с одноатомными, а по свойствам в значительной степени напоминают одноатомные, причём в реакции могут вступать одна или несколько гидроксильных групп. Многоатомные спирты образуют с гидроксидами некоторых тяжёлых металлов в щелочной среде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



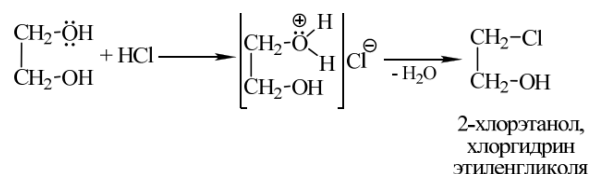
По аналогии с водой спирты, как основания (более сильные, чем вода из-за влияния алкильного заместителя), в присутствии сильных Н-кислот образуют ониевые соли.



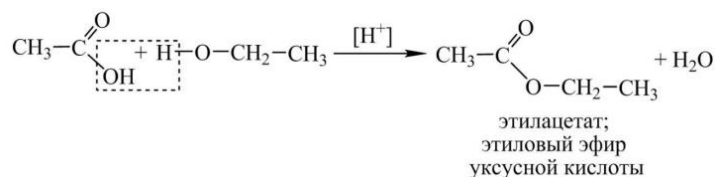
Замещение гидроксильной группы. Важной реакцией спиртов является замещение ОН-группы на галоген. Существует большое число методов осуществления данной реакции, которые отличаются стереоселективностью и выходом основного продукта. В качестве примера можно привести реакцию получения алкилгалогенидов из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



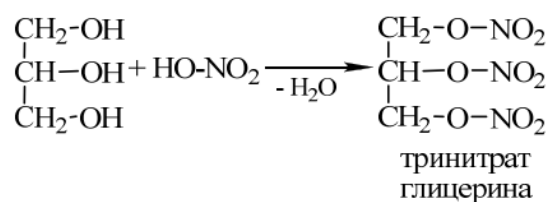
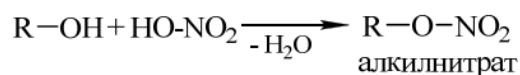
Реакционная способность галогеноводородов уменьшается в ряду $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$. Скорость реакции с HF слишком мала для прямого превращения спиртов в алкилфториды. Скорость реакции замещения резко снижается в ряду третичный > вторичный > первичный спирт. Как и в случае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



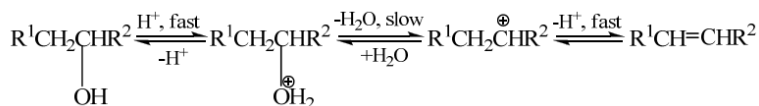
Взаимодействие с кислотами. Спирты, как одноатомные, так и многоатомные, образуют с кислотами сложные эфиры. Данная реакция получила название этерификации. С карбоновыми кислотами реакция этерификации протекает по уравнению:



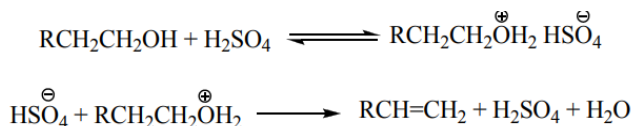
С неорганическими кислородсодержащими кислотами (азотной, серной, фосфорной и др.) взаимодействие протекает аналогично:



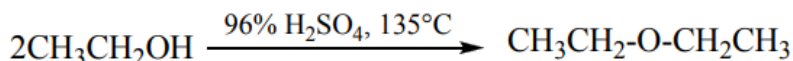
Эфиры азотной кислоты легко взрываются, особенно эфиры многоатомных спиртов, в частности, тринитроглицерин. Дегидратация спиртов. Дегидратация спиртов происходит при нагревании с концентрированной серной или фосфорной кислотой



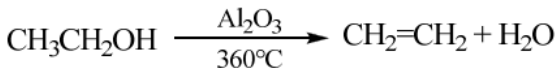
Первичные спирты при взаимодействии с серной кислотой легко образуют полуэфиры серной кислоты, поэтому элиминирование (отщепление) протекает в две стадии.



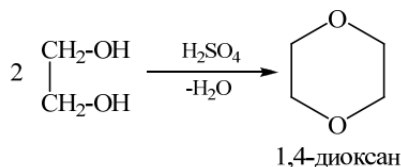
Реакции в данных условиях протекают при температурах 170–190 °С, в более мягких условиях при 130–140 °С преимущественно получают простые эфиры.



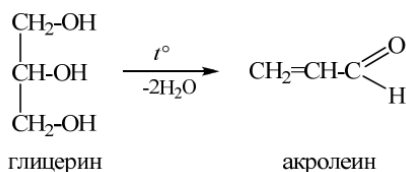
Для внутри- и межмолекулярной дегидратации спиртов, особенно в промышленности, вместо серной кислоты используют безводную окись алюминия. Гетеролитическая каталитическая дегидратация первичных, вторичных и третичных спиртов над окисью алюминия при 350–450 °С приводит к образованию алкенов.



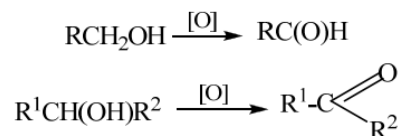
При дегидратации этиленгликоля в зависимости от условий получают различные соединения, среди которых обычно отсутствует этиленоксид – предполагаемый продукт внутримолекулярного отщепления воды. Так нагревание с разбавленной серной кислотой приводит к межмолекулярному отщеплению двух молекул воды и образованию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

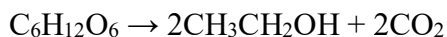


В результате образуются этанольные сольватокмплесы.

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. $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$ $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ 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. $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

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

Применение спиртов.

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

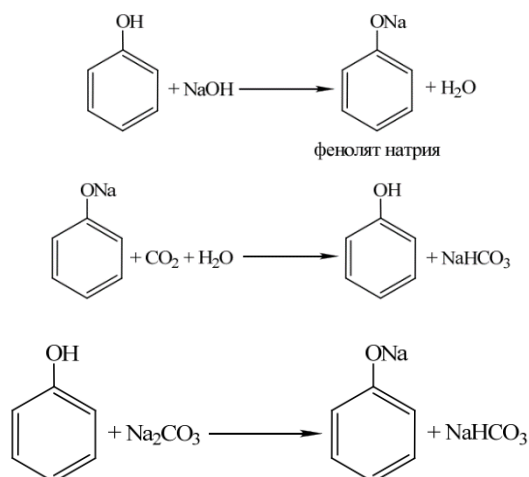
Этанол – бесцветная жидкость со своеобразным запахом, неограниченно смешивается с водой и большинством органических растворителей. Этанол используется как растворитель, горючее вещество, дезинфицирующее средство, как исходное вещество для синтеза ацетальдегида, уксусной кислоты, диэтилового эфира, сложных эфиров, а также в пищевой и парфюмерной промышленности и производстве алкогольных напитков. Большие количества этанола обладают токсическим действием, летальная доза чистого спирта равна 300 г. Пропанол-2 или изопропиловый спирт используется как растворитель в производстве косметических и фармацевтических изделий, в производстве ацетона. Этандиол-1,2 или этиленгликоль используют как растворитель, в антифризах и для получения полиэфирных волокон. Пропантириол-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.

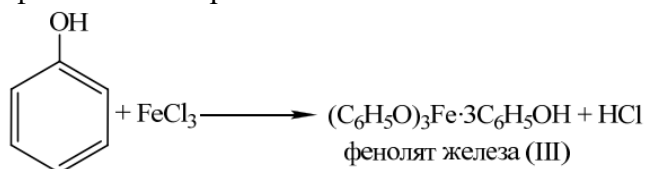
Фенол образует бесцветные игольчатые кристаллы, которые на воздухе и свету окрашиваются в красноватый цвет. Имеет своеобразный запах. Фенол плохо растворяется в холодной воде, при 70 °С смешивается с водой в любых соотношениях. Очень хорошо растворим в этаноле и диэтиловом эфире. С ростом числа гидроксильных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

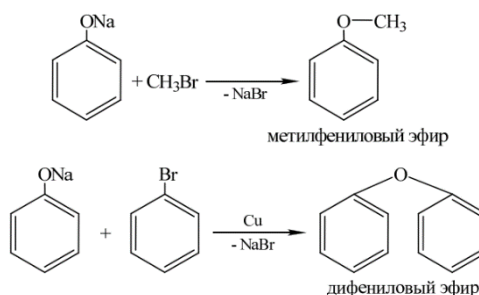


Характерной реакцией для всех фенолов является взаимодействие с хлоридом железа (III) FeCl_3 . Образующиеся при этом сложные продукты замещения водорода гидроксильной группы, зачастую неуставленной структуры, содержащие в составе комплекса в качестве лигандов исходные фенолы, имеют характерные интенсивные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



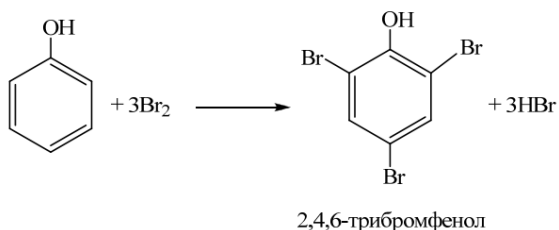
Каждый фенол даёт в подобной реакции свою окраску, например, пирокатехин – изумрудно-зелёную, пирогаллол – красную и т. д. Поэтому данная реакция является аналитической на фенолы. Реакции фенолят-аниона.

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.

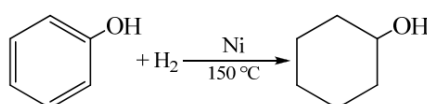


Реакции электрофильного замещения в бензольном кольце. Влияние гидроксогруппы на ароматическое кольцо проявляется в увеличении его реакционной способности по отношению к реакциям электрофильного замещения, которые протекают в более мягких условиях, чем в случае бензола. Например, фенол с бромной водой

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.

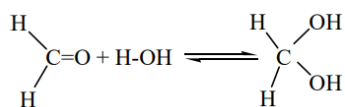
Физические и химические свойства альдегидов и кетонов.

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.

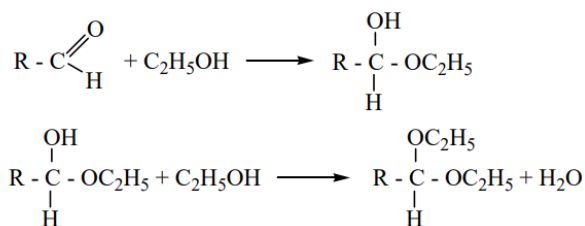
$R - C(O) - H$ – альдегид; $R - C(O) - R'$ – кетон (R, R' - алкильные или арильные группы).

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.

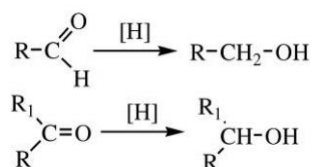
Реакции с водой и спиртами. При присоединении к альдегидам воды образуются гидраты (1,1-диолы). В большинстве случаев эти соединения неустойчивы и гидратация протекает обратимо. Но формальдегид в водном растворе практически полностью находится в гидратированной форме из-за значительного положительного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



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

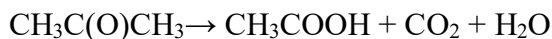


При восстановлении карбонильных соединений водородом или натрийборгидридом (NaBH_4) можно получить первичные или вторичные спирты.



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

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.

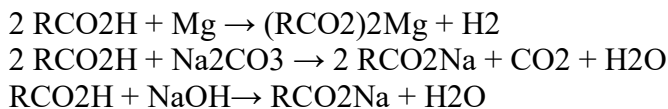
Формальдегид используется в качестве дезинфицирующего средства, как консервант и дубильное вещество. Наибольшее применение он находит при производстве фенолоформальдегидных и мочевиноформальдегидных смол.

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.

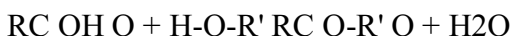
Карбоновые кислоты представляют собой органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп - COOH, соединённых с углеводородным радикалом.

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



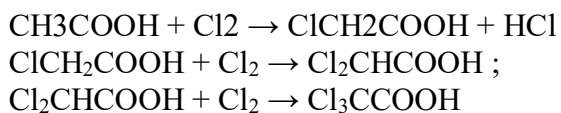
Соли карбоновых кислот – кристаллические вещества, растворимые в воде.

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.

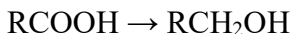
Галогенирование. Атомы водорода, находящиеся в α-положении к карбоксильной группе, легко замещаются на атомы галогена. При пропускании хлора в кипящую уксусную кислоту в присутствии красного фосфора образуется хлоруксусная кислота. При последующем пропускании хлора при повышенной температуре возможно образование дихлор- и трихлоруксусной кислоты.



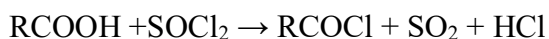
Декарбоксилирование. При нагревании солей карбоновых кислот со щелочами происходит декарбоксилирование – удаление карбоксильной группы – и образуется углеводород, содержащий на один атом углерода меньше, чем исходная кислота. При электролизе солей карбоновых кислот на аноде образуются алканы с чётным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



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



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



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.

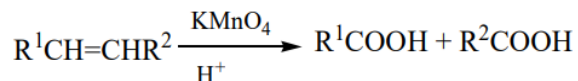


Получение и применение карбоксильных кислот.

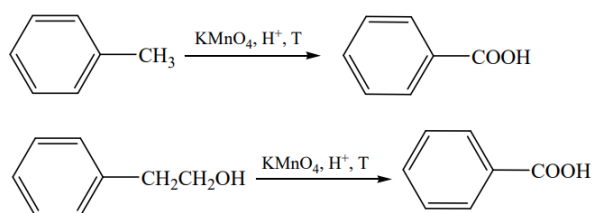
Окислительные методы. Кислоты образуются при окислении спиртов, альдегидов и кетонов. Первичные спирты окисляются через стадию образования альдегидов до карбоновых кислот. В качестве окислителя используют дихромат или перманганат калия в кислой среде. $\text{RCH}_2\text{OH} \rightarrow \text{RCHO} \rightarrow \text{RCOOH}$ 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.

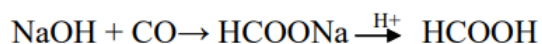


Бензойную кислоту получают окислением толуола. Однако и в том случае, если с ароматическим кольцом соединена большая группа, чем метильная, продуктом окисления всё равно будет бензойная кислота.



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.

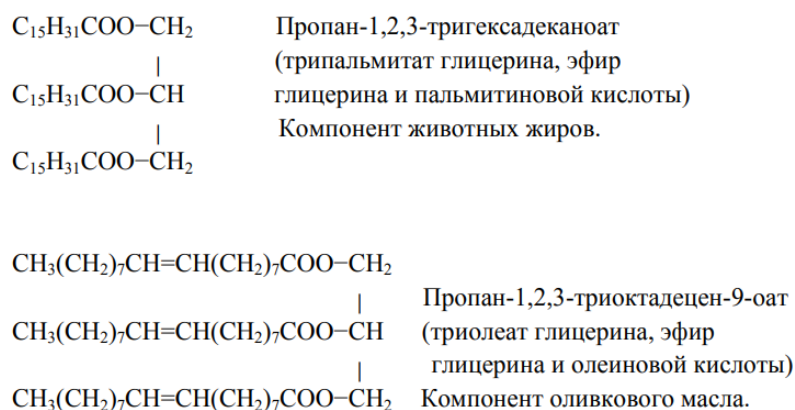
Перспективен способ получения муравьиной и щавелевой кислоты из СО и NaOH:



Физические и химические свойства жиров и масел.

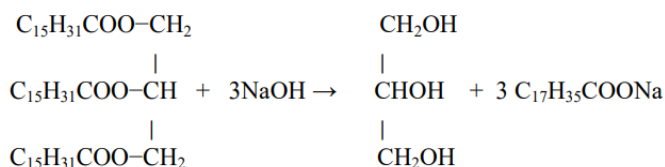
Жиры и масла относятся к липидам. Они представляют собой эфиры пропан-1,2,3-триола (глицерина) и карбоновых кислот с длинной углеродной цепью. Твёрдые жиры

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 гидроированием в твёрдые жиры – саломасы (Т.пл. 31-330С). Реакцию гидроирования 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 формуются в изделия; - реактопласты (термореактивные полимеры) - при нагреве подвергаются необратимым химическим превращениям, после чего теряют способность вновь подвергаться деформациям; - волокна, макромолекулы которых ориентированы преимущественно в одном направлении.

Способы получения полимеров.

Макромолекулы полимеров образуются в результате реакций полимеризации и поликонденсации.

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

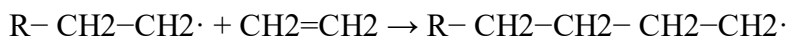
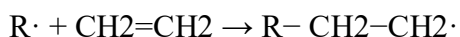
При зарождении цепи активная частица R^* (радикал, катион, анион) присоединяется к мономеру A и активирует его.



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.

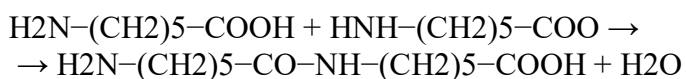


В процессе полимеризации образуются макромолекулы, содержащие от 1,5 до 60 тысяч звеньев CH_2 в углеводородной цепи.

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 $(-\text{R}-\text{O}-\text{C}(\text{O})\text{O}-)_n$. 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

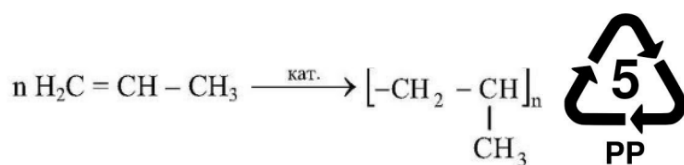
Получается сильно разветвлённый полимер с молекулярной массой до 50 000. Это эластичный мягкий материал. Особенностью структуры полиэтилена ПВД является большое количество длинных и коротких ответвлений, не позволяющих молекулам с высокой молекулярной массой создавать кристаллическую структуру. Связи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

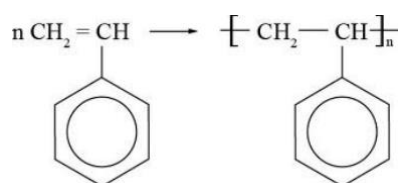


Полипропилен получают полимеризацией пропилена в присутствии металлокомплексных катализаторов Циглера—Натта.



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

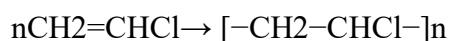
светильников. Этот полимер нетоксичен, его применяют для изготовления галантерейных



товаров, посуды, тары и др., температура эксплуатации не выше 600С.

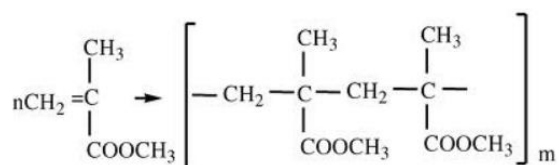
На основе полистирола получают пенополистирол, называемый пенопластом. Его применяют как упаковочный материал, в строительстве — как звуко- и теплоизоляционный материал. Полистирол хрупок, но этого недостатка лишены сополимеры полистирола с каучуками (например, получаемый из акрилонитрила, бутадиена 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.



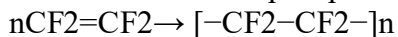
Преобладающей технологией является эмульсионная полимеризация. Средняя молекулярная масса поливинилхлорида от 25 000 до 100 000. Поливинилхлорид устойчив к действию щелочей, кислот и неполярных растворителей. При нагревании выше 1200С легко происходит отщепление хлороводорода, что вызывает необходимость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

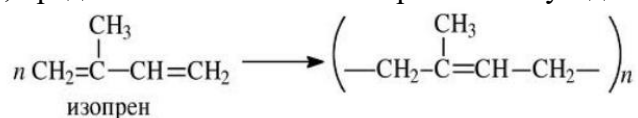
Полимеризацией тетрафторэтилена получают политетрафторэтилен – тефлон, открытый в 1938 г. в лаборатории американской компании «Дю Пон».



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

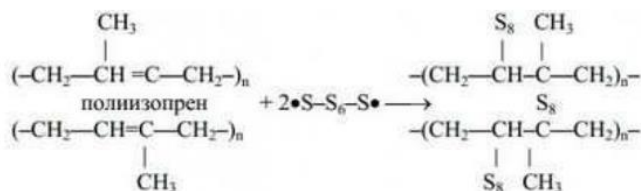


Каучук представляет собой эластичный материал жёлто-коричневого цвета, растворимый в углеводородах (бензин, бензол, толуол). В макромолекулах природного каучука все метильные группы расположены строго по одну сторону от двойных связей. В обычном состоянии все макромолекулы закручены в клубки, а при растяжении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

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

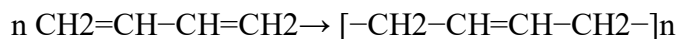
Гуттаперча – другой природный полимер изопрена – имеет трансстроение. По сравнению с каучуком гуттаперча напоминает кожу, становится пластичной при нагревании, обладает большой клейкостью. Она используется в качестве изолятора в электротехнике, в производстве клеев.

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



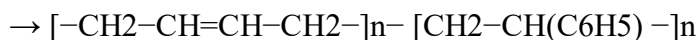
По сравнению с каучуком она более износостойка и устойчива к изменениям температуры. Чем больше добавлено серы, тем выше степень вулканизации и тем твёрже образующийся материал. Резина с большим содержанием серы идёт на изготовление шлангов, шин, обуви. Дальнейшая вулканизация резины приводит к образованию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

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

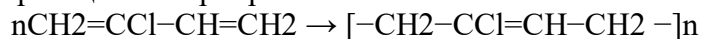


Этот каучук относится к каучукам общего назначения. Его вулканизируют серой, в качестве наполнителя используют сажу. Резины из этого каучука обладают высокой износо- и морозостойкостью. Они устойчивы ко многим деформациям. Применяют этот каучук в производстве шин, резинотехнических изделий, для изоляции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

Бутадиен-стирольный каучук – каучук общего назначения, получаемый совместной полимеризацией бутадиена-1,3 и стирола. $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + n$
 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow$



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 °С до +80 °С. 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

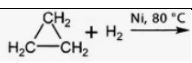
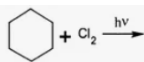
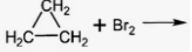
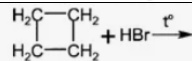
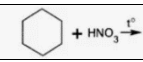
1. Перечислите классы органических соединений.
2. Химические свойства алканов.
3. Химические свойства алкенов.
4. Химические свойства алкинов.
5. Химические свойства алкадиенов.
6. Химические свойства аренов.

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	$H_2C=CH_2 + H_2O \rightarrow$	$\begin{matrix} CH_3-C=CH_2 \\ \\ CH_3 \end{matrix} + H_2O \rightarrow$	$HC \equiv C-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+, Hg^{2+}}$
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	$nH_2C=CH_2 \longrightarrow$	$3HC \equiv CH \xrightarrow{t^\circ, C_{акт}}$	$H_2C=C(CH_3)-CH=CH_2 \xrightarrow{KMnO_4}$
15	$\begin{matrix} H_3C-CH-CH-CH_2-CH_3 \\ \quad \\ OH \quad CH_3 \end{matrix} \xrightarrow{180^\circ C, H_2SO_4, conc}$	$CH_3CHO + H_2 \rightarrow$	$C_2H_5OH + HNO_3 \rightarrow$
16	$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow$	$R-CHO + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow$	$C_6H_5OH + Br_2 \rightarrow$

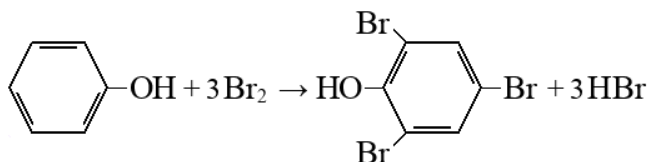
ЗАДАНИЯ:

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.
2. **Образец для выполнения:**
Внимание! приведен пример только одного уравнения!!!
Вы должны выполнить все уравнения из вашего варианта

Вариант 3 № 16



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

Реакция бромирования

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

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

Практическое занятие № 10

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 $\rightarrow$ аминуксусная кислота
14	Пропаналь $\rightarrow$ пропановая кислота $\rightarrow$ 2-хлорпропановая кислота $\rightarrow$ аминпропановая кислота
15	Этилен $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ бутадиен -1,3 $\rightarrow$ бутадиеновый каучук
16	Пропан $\rightarrow$ 2-хлорпропан $\rightarrow$ пропен $\rightarrow$ полипропилен
17	Метан $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ этилен $\rightarrow$ полиэтилен
18	Ацетат натрия $\rightarrow$ этан $\rightarrow$ бромэтан $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ диэтиловый эфир $\rightarrow$ углекислый газ

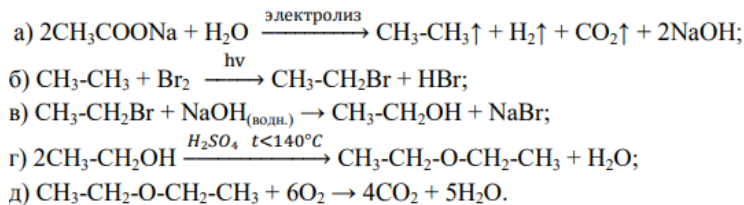
Инструкция по выполнению практического занятия

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

Цепочка превращения №18

а
б
в
г

Ацетат натрия $\rightarrow$ этан $\rightarrow$ бромэтан $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ диэтиловый
 эфир $\rightarrow$ 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.

Лабораторная работа “Превращения органических веществ при нагревании”.

Получение этилена и изучение его свойств. Моделирование молекул и химических превращений на примере этана, этилена, ацетилен и др.

Учебная цель: формировать умения проводить химический эксперимент и моделировать молекулы органических соединений.

Учебные задачи:

1. Научиться получать этилен и изучить его свойства.
2. Научиться моделировать молекулы на примере этана, этилена, ацетилен и др.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:

иметь практический опыт: производить расчеты по уравнениям химических реакций с использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества.

знать: строение молекул органических соединений;

уметь: моделировать молекулы на примере этана, этилена, ацетилен и др.

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

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

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Этилен (этен) – органическое вещество класса алкенов, состоящий из двух атомов углерода и четырех атомов водорода. Этилен имеет двойную углерод-углеродную связь и поэтому относится к ненасыщенным или непредельным углеводородам.

Химическая **формула этилена** C_2H_4 , рациональная формула $H_2C=CH_2$, структурная формула $CH_2=CH_2$. Изомеров не имеет.

Этилен – бесцветный газ, без вкуса, со слабым запахом. Легче воздуха.

Этилен является фитогормоном, т.е. низкомолекулярным органическим веществом, вырабатываемым растениями и имеющим регуляторные функции. Он образуется в тканях самого растения и выполняет в жизненном цикле растений многообразные функции, среди которых контроль развития проростка, созревание плодов (в частности, фруктов), распускание бутонов (процесс цветения), старение и опадание листьев и цветков, участие

в реакции растений на биотический и абиотический стресс, коммуникации между разными органами растений и между растениями в популяции.

Пожаро- и взрывоопасен.

Плохо растворяется в воде. Зато хорошо растворяется в диэтиловом эфире и углеводородах.

Этилен по токсикологической характеристике относится к веществам 4-го класса опасности (малоопасным веществам) по ГОСТ 12.1.007.

Этилен — самое производимое органическое соединение в мире.

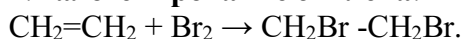
Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, замещение, окисление, полимеризация молекул.

Химические свойства этилена аналогичны свойствам других представителей ряда алкенов. Поэтому для него характерны следующие химические реакции:

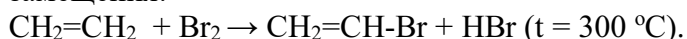
1. каталитическое гидрирование (восстановление) этилена:



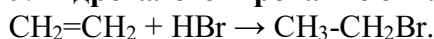
2. галогенирование этилена:



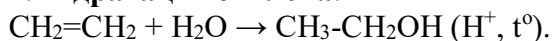
Однако при нагревании этилена до температуры 300 °С разрыва двойной углерод-углеродной связи не происходит — реакция галогенирования протекает по механизму радикального замещения:



3. гидрогалогенирование этилена:



4. гидратация этилена:



Реакция происходит в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной). В результате данной химической реакции образуется этанол.

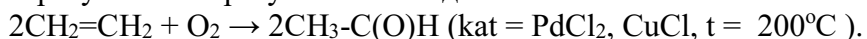
5. окисление этилена:

Этилен легко окисляется. В зависимости от условий проведения реакции окисления этилена могут быть получены различные вещества: многоатомные спирты, эпоксиды или альдегиды.

Например,

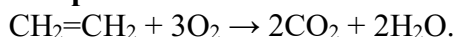


В результате образуется эпоксид.



В результате образуется ацетальдегид.

6. горение этилена:



В результате горения этилена происходит разрыв всех связей в молекуле, а продуктами реакции являются углекислый газ и вода.

7. полимеризация этилена:



Моделирование молекул: Углеводороды - это органические вещества, состоящие из атомов углерода и водорода. Атом углерода во всех органических соединениях четырехвалентен. Атомы углерода могут образовывать цепочки прямые, разветвленные, замкнутые. Свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов между собой. Вещества, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но разное строение называются изомерами.

Приставки указывают количество ди – два, три – три, тетра - четыре; цикло - означает замкнутый.

Суффиксы в названии углеводородов указывают на наличие кратной связи:

-ан одинарная связь между атомами углерода ($C - C$);

-ен двойная связь между атомами углерода ($C = C$);

-ин тройная связь между атомами углерода ($C \equiv C$);

-диен две двойных связи между атомами углерода ($C = C - C = C$);

Радикалы: метил $-CH_3$; этил $-C_2H_5$; хлор $-Cl$; бром $-Br$.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. К какому классу относится этилен?
2. Химические свойства этилена.
3. Что такое изомеры?
4. Что такое гомологи?
5. Что такое моделирование?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Получение этилена и изучение его свойств»

Цель: научиться получать в лаборатории этилен; изучить физические и химические свойства этилена.

Оборудование: штатив, пробка с газоотводной трубкой, пробирки, спиртовка, спички;

Реактивы: медная проволока, цинк, соляная кислота, хлорид меди, гидроксид натрия, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин.

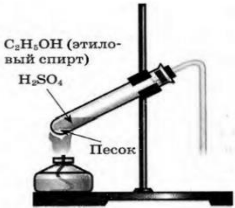
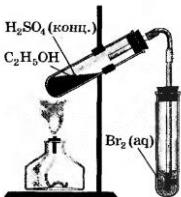
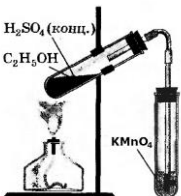
Формируем умения: проводить наблюдения за признаками реакций, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

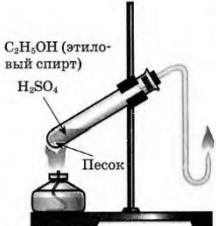
Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.
- При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.
- При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и немедленно промойте большим количеством проточной воды.
- При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.
- После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.

Ход работы:

№ п/п	Название опыта	Описание опыта, рисунок	Наблюдения и уравнения реакций	Вывод
-------	----------------	-------------------------	--------------------------------	-------

1.	Получение этилена.	В пробирку налили 1 мл этилового спирта и осторожно добавьтe 6—9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпали немного прокаленного песка (чтобы предотвратить толчки жидкости при кипении). Закрыли пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепили ее в штативе и осторожно нагрели содержимое пробирки. 	В пробирке начинается выделяться газ - этилен. $C_2H_5OH \xrightarrow{t, H_2SO_4} .$	В ходе реакции концентрированная серная кислота забирает воду из спирта, в результате образуется этилен. Такую реакцию называют – реакция
2.	Изучение свойств этилена.	В другую пробирку налили 2-3 мл бромной воды. Опустили газоотводную трубку первой пробирки до дна пробирки с бромной водой и пропускали через неё выделяющийся газ. 	При пропускании газа через бромную воду, происходит обесцвечивание бромной воды. $H_2C=CH_2 + Br_2 \rightarrow$	В ходе реакции происходит окисление этилена бромной водой по двойной связи.
		В третью пробирку налили 2-3 мл разбавленного раствора KMnO₄, подкисленного серной кислотой, и пропустили через него газ. 	При пропускании газа через подкисленный раствор KMnO₄, происходит обесцвечивание раствора KMnO₄. $C_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$	В ходе реакции происходит окисление этилена подкисленным раствором перманганата калия.
		Выделяющиеся газ	Этилен на воздухе	Этилен горит

		первой пробирки подожгли. 	горит ярким светящимся пламенем. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$	ярким светящимся пламенем, что доказывает наличие кратных связей.
--	--	--	---	--

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполните задания для лабораторной работы.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 12

Лабораторная работа: “Идентификация органических соединений отдельных классов”

Идентификация органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций. Денатурация белка при нагревании.

Цветные реакции белков. Возникновение аналитического сигнала с точки зрения химических процессов при протекании качественной реакции, позволяющей идентифицировать предложенные органические вещества.

Учебная цель: формировать умения решать экспериментальные задачи на идентификацию органических соединений.

Учебные задачи:

1. Научиться обнаруживать наличие кислородсодержащих органических соединений в пищевых продуктах.
2. Научиться называть и составлять формулы органических веществ, определять принадлежность к классу.
3. Научиться составлять уравнения химических реакций органических веществ и делать выводы.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:

иметь практический опыт: идентификации органических соединений отдельных классов (на примере альдегидов, крахмала, уксусной кислоты, белков и т.п.) с использованием их физико-химических свойств и характерных качественных реакций;

знать: названия и химические свойства органических веществ;

уметь: обнаруживать наличие кислородсодержащих органических соединений в пищевых продуктах.

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

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

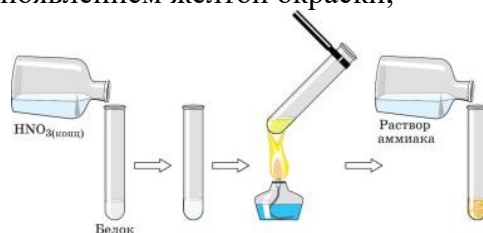
Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
3. Карточки – задания.
4. Ручка.

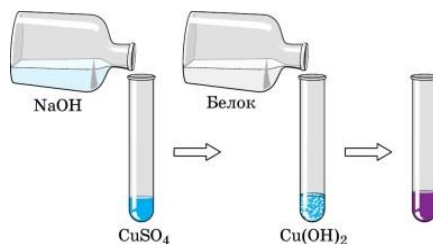
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Цветные реакции на белки. Для определения содержания белков в растворе используют следующие реакции:

- **ксантопротеиновую**, при которой происходит взаимодействие ароматических и гетероатомных циклов в молекуле белка с концентрированной азотной кислотой, сопровождающееся появлением жёлтой окраски;



- **биуретовую**, при которой происходит взаимодействие слабощелочных растворов белков с раствором сульфата меди (II) с образованием комплексных соединений между ионами Cu^{2+} и полипептидами. Реакция сопровождается появлением фиолетово-синей окраски.





РАСПОЗНАВАНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Реактив, условия	Признаки реакции
Этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$
	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
Ацетилен $\text{CH}\equiv\text{CH}$	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{CHBr}_2-\text{CHBr}_2$
Этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{Cu}_{\text{прокал.}}$ (CuO)	Восстановление оксида меди (II) до Cu Выделение паров $\text{CH}_3 - \text{COH}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ Глицерин	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Ярко-синий раствор глицерата меди (II)
Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	Br_2 (aq)	Белый осадок 2,4,6-трибромфенола
	Раствор FeCl_3	Раствор фиолетового цвета
Альдегиды $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2, t^0$	Кирпично-красный осадок Cu_2O
	$\text{Ag}_2\text{O}, t^0$	Серебряное «зеркало»
	Р-р фуксинсернистой кислоты	Появление розовой окраски
	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
Уксусная кислота CH_3COOH	Тв. или раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
Муравьиная кислота HCOOH	Раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
	Раствор $\text{KMnO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4$	Обесцвечивание раствора KMnO_4 , выделение углекислого газа
	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
Олеиновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	Br_2 (aq)	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{Br}_2\text{COOH}$
Раствор мыла $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$	Растворы кислот (H^+)	Белые хлопья $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, без нагревания	Ярко-синий раствор
	$\text{Cu}(\text{OH})_2, t^0$	Кирпично-красный осадок Cu_2O
	$\text{Ag}_2\text{O}, t^0$	Серебряное «зеркало»
Крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	Раствор I_2	Раствор синего окрашивания
Анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	Br_2 (aq)	Белый осадок 2,4,6-триброманилина
Белок яичный (раствор)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Раствор фиолетового цвета
	HNO_3	Осадок желтого цвета

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

- Перечислите классы органических соединений.
- Что такое качественные реакции?
- Приведите пример качественной реакции на альдегиды.
- Приведите пример качественной реакции на крахмал.
- Что такое денатурация?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Идентификация органических соединений отдельных классов»

Цель: сформировать понятия о сущности качественных реакций на органические соединения.

Оборудование: дозатор, пробирки, спиртовка, спички, держатель, штатив для пробирок.

Реактивы: виноградный или яблочный сок, картофель

растворы: фенола, уксусной кислоты, глицерина, ацетальдегида, 5% спиртовой раствор иода, 0,1 М раствор сульфата меди (II), 0,2 М раствор гидроксида калия, 0,1 М раствор хлорида железа (III).

Формируем умения: проводить наблюдения за признаками реакций, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- a. *Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.*
- b. *При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.*
- c. *При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и немедленно промойте большим количеством проточной воды.*
- d. *При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.*
- e. *После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.*

Ход работы:

Задача 1. Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке.

Опыт 1. *Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке.* Налейте в пробирку 4 мл виноградного или яблочного сока

Добавьте последовательно по 0,5 мл растворов гидроксида калия и сульфата меди (II). Запишите ваши наблюдения.

Закрепите пробирку в держатель, и нагрейте ее пламенем спиртовки до изменения окраски.

Задача 2. Обнаружение крахмала в картофеле.

Опыт 2. *Обнаружение крахмала в картофеле.*

1. Разрежьте поперек 1 клубень картофеля
2. Капните на срез 0,5 мл раствора иода и запишите ваши наблюдения.

Задача 3. Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.

Опыт 3. *Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.*

Вам выданы 4 неподписанные склянки с растворами следующих веществ: фенол, уксусная кислота, глицерин, ацетальдегид. Подпишите каждую склянку формулой того вещества, раствор которого она содержит, если Вам даны следующие реактивы: FeCl_3 , CuSO_4 и KOH . Для этого:

1. Пронумеруйте пробирки черным маркером по стеклу от 1 до 4.
2. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 1 мл раствора из каждой склянки.

3. Прилейте в каждую пробирку 0,5 мл раствора хлорида железа (III). Сделайте вывод.
4. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 3 мл раствора из каждой склянки.
5. В каждую пробирку прилейте по 0,5 мл раствора щелочи и сульфата меди (II). Встряхните каждую пробирку, предварительно закрыв их пробками. Запишите наблюдения и сделайте выводы.
6. Оставшуюся пробирку, в которой не произошло никаких изменений, закрепите в держатель и нагрейте на пламени спиртовки.

Для выполнения задачи 3 рекомендуется воспользоваться план-схемой распознавания веществ. На пересечении ячеек записывайте свои наблюдения, в соответствии с которыми делаете вывод о том, какое вещество находилось в пробирке. Если при взаимодействии веществ ничего не происходит – ставьте прочерк.

Пробирка №	Реагент	
	FeCl_3	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
1		
2		
3		
4		

Задача 4. Качественное определение белка.

Опыт 4. Качественное определение белка.

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки, при этом образуется жёлтый осадок. Охладите смесь и добавьте раствор аммиака до щелочной реакции (проба на лакмус). Что наблюдаете? (Окраска переходит в оранжевую). Запишите ваши наблюдения.

Задача 5. Качественное определение белка.

Опыт 5. Качественное определение белка.

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и 2—3 мл раствора гидроксида натрия, затем 1—2 мл раствора сульфата меди (II).

Что наблюдаете? (Появляется фиолетовое окрашивание). Запишите ваши наблюдения.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполните задания для лабораторной работы.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 13
Контрольная работа
Структура и свойства органических веществ.

Строение и классификация органических соединений

1 вариант

1. Общая формула C_nH_{2n+2} соответствует:

Алканам 2. Алкенам 3. Алкинам 4. Аренам

1. Функциональная группа $-COOH$ соответствует классу соединений:

Альдегидов 2. Аминов 3. Карбоновых кислот 4. Спиртов

" 1. Название вещества формула которого $CH_3-CH-CH_3$

CH_3 CH_3

3-метилбутан 2. 2- метилбутан 3. 1,2-диметилпропан

2,3-диметилпропан

4. Вещества формулы которых $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$ и $CH_3-CH-CH_2-CH_3$
ОН

Являются: 1. Веществами разных классов 2. Гомологами 3. Изомерами 4. Одним и тем же
веществом

Тип химической связи в молекуле C_3H_6

Одинарная 2. Двойная 3. Тройная

Взаимодействие метана с хлором это реакция

Присоединения 2. Замещения 3. Отщепления 4. Изомеризации

Продуктом реакции присоединения этена с водородом является

1. Бутан 2. Пропан 3. Этан 4. Этин

Продуктом реакции пропена с бромоводородом является

1. 1-бромпропан 2. 2-бромпропан 3. 1,2 дибромпропан

4.1,2,3-трибромпропан

В схеме превращений $C_2H_2 (+2H_2) \rightarrow X (+Cl_2) \rightarrow Y$ формулы веществ X, Y соответственно:

1. C_2H_4 и C_2H_5OH 2. C_2H_6 и C_2H_5Cl

3. C_2H_4 и C_2H_6 4. C_2H_4 и $C_2H_4Cl_2$

10. пропан вступает во взаимодействие с веществом

Практическое занятие № 14

Профессионально-ориентированное содержание

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.

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.

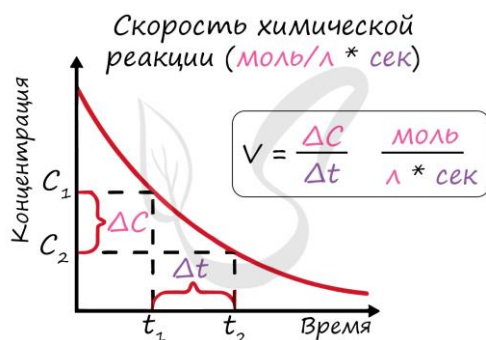
Обеспеченность занятия (средства обучения):

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.

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

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

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

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

Задания для практического занятия:

Ответьте на задания, выбрав карточку под номером...(по указанию учителя).

Карточка № 1.

1. Реакция протекает по уравнению $A + B = 2C$. Начальная концентрация вещества 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 °С реакция протекает за 5 мин, при 20°С – 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: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{р-р}) + \text{KOH}(\text{р-р}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK}(\text{р-р}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р-р})$ равна 0,1 л/моль·мин. Начальная концентрация уксусноэтилового эфира была равна 0,01 моль/л, а щелочи – 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и в тот момент, когда концентрация эфира станет равной 0,008 моль/л.
2. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ при увеличении давления в 2 раза.
3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С?
4. Равновесные молярные концентрации CO , O_2 и CO_2 после установления равновесия $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ 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?
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - 108,5 \text{ кДж}$
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + 88 \text{ кДж}$

Инструкция по выполнению практического занятия

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

Задача 1. Молярная концентрация вещества до реакции составляла 1,5 моль/л по итогу реакции - 3 моль/л. Объем смеси 10 литров, реакция заняла 20 секунд. Рассчитайте скорость реакции.

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: $v = \frac{\Delta c}{\Delta t \times V}$ $\Delta c = c_2 - c_1 =$ $= 3 - 1,5 =$ $= 1,5 \text{ моль}$ $v = \frac{\Delta c}{\Delta t \times V} = \frac{1,5}{20 \text{ сек} \times 10 \text{ л}} = 0,0075 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}}$
--	--

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?



обычно "1" не пишут

$$aA + bB = cC$$

$$v = k \times c(A)^a \times c(B)^b$$

1. Применим известную формулу для данной задачи

$$v = k \times c(SO_2)^2 \times c(O_2)^1$$

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

$$v = k \times 3^2 c(SO_2)^2 \times 3 c(O_2)$$

Коэффициент 3 возводится в степень, которой соответствует коэффициент в уравнении. Для SO_2 - 2, для O_2 - 1

$$v = k \times 9 c(SO_2)^2 \times 3 c(O_2)$$

$$v = 27k \times c(SO_2)^2 \times c(O_2)$$

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:
 $t_2 = 57^\circ C$
 $t_1 = 27^\circ C$
 $\gamma = 3$

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

1. Изменим данную формулу, разделив ее на v_1

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

$$\frac{v_2}{v_1}$$

- показывает, во сколько раз увеличится или уменьшится скорость реакции

2. Подставим известные значения

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

Скорость реакции увеличится в 27 раз

$$\frac{v_2}{v_1} = 3^{\frac{57-27}{10}}$$

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

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

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:
 $t_2 = 220^\circ C$
 $t_1 = 250^\circ C$
 $v_2/v_1 = 1/8$

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

1. Изменим данную формулу, разделив ее на v_1

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

$$\frac{v_2}{v_1}$$

- показывает, во сколько раз увеличится или уменьшится скорость реакции

2. Подставим известные значения

$$\frac{1}{8} = \gamma^{\frac{220-250}{10}}$$

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

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

Температурный коэффициент равен 2

$$\gamma = 2$$

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

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

Решение

1) Записываем уравнение $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$

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 мольную долю кислорода в смеси, которая будет равна объёмной доле: если предположить, что объём смеси равен 1 дм³, то $n(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моль}$, $n(\text{CO}) = 0,4 \text{ моль}$, мольная 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: $\chi(\text{O}_2) = 0,385$.

Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе:

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ
А) $\text{S(r)} + \text{H}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(r)}$	1) в сторону продуктов реакции
Б) $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{r})$	2) в сторону исходных веществ
В) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{I}_2(\text{тв}) \rightleftharpoons 2\text{HI(r)}$	3) практически не смещается
Г) $\text{SO}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{r})$	

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) $\text{S(r)} + \text{H}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(r)}$ — в сторону продуктов реакции (1)
 Б) $2\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{r})$ — в сторону продуктов реакции (1)
 В) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{I}_2(\text{тв}) \rightleftharpoons 2\text{HI(r)}$ — в сторону исходных веществ (2)
 Г) $\text{SO}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{r})$ — в сторону продуктов реакции (1)

Задача 6.

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

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

Практическое занятие № 15

Лабораторная работа «Приготовление растворов».

Приготовление растворов заданной (массовой, %) концентрации (с практико-ориентированными вопросами) и определение среды водных растворов.

Решение задач на приготовление растворов.

Учебная цель: готовить растворы заданной (массовой, %) концентрации и определять среды водных растворов.

Учебные задачи:

1. Научиться готовить растворы заданной (массовой, %) концентрации. 2. Научиться определять среды водных растворов.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен:

иметь практический опыт: приготовления растворов заданной (массовой, %) концентрации и определения сред водных растворов. **знать:** формулу расчета массовой доли растворенного вещества в растворе.

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием и посудой.

Задачи лабораторной работы:

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

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Растворы

Растворами называют гомогенные смеси, состоящие из двух или более компонентов.

Растворитель – это компонент раствора, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, или содержимое которого преобладает над содержанием других компонентов. Компонентами раствора являются: растворитель и растворенное вещество.

Однако иногда трудно сказать, вещество является растворителем или растворенным веществом, особенно когда оба вещества взаимно растворяются друг в друге в неограниченном количестве (как спирт и вода). В таких случаях растворителем называют то вещество, которого в растворе больше.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют **насыщенным**.

Понятно, что раствор, в котором содержится меньше растворенного вещества, чем в насыщенном, называют **ненасыщенным**. Некоторые вещества способны образовывать **пересыщенные** растворы. Однако это довольно нестабильные жидкости: если их встряхнуть или потереть стеклянной палочкой о внутреннюю стенку сосуда, избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Содержание вещества в насыщенном растворе может служить мерой его растворимости. Как правило, **растворимость** (или **коэффициент растворимости**) выражают в граммах вещества в 100 г растворителя (например, воды). Если растворимость превышает 1 г в 100 г воды, вещество считается **растворимым**, от 0,1 до 1,0 г – **малорастворимым**. Вещества растворимостью менее 0,1 г в 100 г воды условно называют **нерастворимыми**.

По отношению к растворам часто употребляют термины «концентрированный» и «разбавленный». Понятия эти весьма относительные. Если раствор содержит большое количество растворенного вещества, его называют **концентрированным**. Раствор с небольшим содержанием растворенного вещества называют **разбавленным**. Как правило, концентрированными или разбавленными называют растворы хорошо растворимых в растворителе веществ.

Твердые вещества, которые в своем составе содержат молекулы воды, называют **кристаллогидратами**.

Содержание растворенного вещества в растворе называют **концентрацией**.

Массовая доля – ω

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

Массовая доля вычисляется по формуле $\omega (\text{вещества}) = m (\text{вещества}) / m (\text{раствора})$. 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%

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

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

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

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

5. Что такое раствор?
6. Как рассчитывается масса раствора?
7. Как рассчитывается масса раствора, если известна масса растворенного вещества и масса воды?
8. Какой раствор называется насыщенным?
9. Что такое массовая доля растворенного вещества?

Задания для лабораторной работы:

Тема: «Приготовление растворов заданной (массовой, %) концентрации»

Цель: научиться определять концентрацию раствора, исходя из количеств компонентов; готовить растворы заданной концентрации.

Оборудование: технические весы, стакан, стеклянная палочка, мерный цилиндр, мерная колба на 100 мл.;

Реактивы: соль хлорид натрия (NaCl), пищевая сода (NaHCO₃), дистиллированная вода.

Формируем умения: готовить растворы заданной концентрации, анализировать и делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Инструкция по технике безопасности при проведении лабораторной работы

- f. Пододвиньте к себе лоток и работайте только над лотком.
- g. При работе со стеклом (пробирки, колбы, стаканы, трубки) всегда помните, что стекло - очень хрупкий материал и что его легко разбить. Поэтому избегайте чрезмерных усилий.
- h. При работе с растворами кислот и щелочей проявите осторожность. Если кислота или щелочь попала на кожу – не паникуйте, а сообщите об этом учителю, и немедленно промойте большим количеством проточной воды.
- i. При работе с веществами наливайте небольшие количества. Не забывайте закрывать склянки с веществами.
- j. После окончания работы, уберите за собой посуду, вылейте вещества в сосуд для отработанных реактивов, уберите рабочее место, сдайте лоток на стол учителю.

Ход работы:**Задание 1**

Вариант 1	Вариант 2
Приготовить 80 г 10% раствора поваренной соли.	Приготовить 40 г 5% раствора поваренной соли.

Порядок выполнения задания

1. Рассчитайте массу растворенного вещества и растворителя.
2. На весах взвесьте нужное количество растворенного вещества.
3. Мерным цилиндром отмерьте нужный объем воды, считая, что плотность воды равна 1 г/мл.
4. Пересыпьте растворяемое вещество в стакан, прилейте воду, размешайте до полного растворения вещества.
5. Записываем результаты расчета для приготовления раствора в таблицу 1.

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Приготовить раствор объемом 100 мл пищевой соды, если молярная концентрация равна 0,1 моль/л.	Приготовить раствор объемом 100 мл пищевой соды, если молярная концентрация раствора 0,2 моль/л.

Порядок выполнения задания

1. Рассчитайте массу растворенного вещества.
2. На весах взвесьте нужное количество растворенного вещества.
3. В мерную колбу на 100 мл всыпаем расчетное количество вещества.
4. Доводим дистиллированной водой до 100 мл.
5. Перемешиваем до полного растворения вещества.
6. Записываем результаты расчета для приготовления раствора в таблицу 1.

Таблица 1

Расчет растворенного вещества и растворителя для приготовления раствора заданной концентрации

№ задания	Дано	Расчет по формуле		
Вариант				
1	$\omega(\%) =$ $\rho_{\text{р-ля}} = 1 \text{ г/см}^3$	$m_{\text{в}} =$		$m_{\text{в}} = \frac{\omega_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100}$
		$m_{\text{р-ля}} =$		$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} -$

				m_B
		$V_{p-ля} =$		$V_{p-ля} = \frac{m_{p-ля}}{\rho_{p-ля}}$
2	$C_M =$ $V_{p-ра} = 100 \text{ мл}$	$m_B =$		$\nu = C_M \cdot V_{p-ра}$ $m_B = \nu M,$ где M – молярная масса вещества

Вывод:

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполните задания для лабораторной работы.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Практическое занятие № 16

Профессионально-ориентированное содержание

Новейшие достижения химической науки и химической технологии. Роль химии в обеспечении экологической, энергетической и пищевой безопасности, развитии медицины. Правила поиска и анализа химической информации из различных источников (научная и учебно-научная литература, средства массовой информации, сеть Интернет).

Пользуясь сетью интернет подготовить презентации по теме практического занятия.

Роль химии в обеспечении энергетической, экологической и пищевой безопасности

Энергетическая безопасность обеспечивается разработкой альтернативных видов топлива и химических источников энергии:

водород, спирты (этанол, метанол, бутанол), растительные масла и синтетические эфиры (биодизель);

топливные элементы, щелочные, литиевые аккумуляторы.

Экологическая безопасность обеспечивается разработкой малоотходных технологий, комплексной переработкой сырья, использованием вторичного сырья, разработкой способов улавливания вредных выбросов в атмосферу, очистки промышленных стоков, возвратом ценных компонентов в производство.

Пищевая безопасность обеспечивается повышением урожайности растений за счёт использования минеральных и органических удобрений, комплексных подкормок, разработки эффективных пестицидов для борьбы с вредителями, болезнями растений, сорняками, безопасных для человека; разработки новых технологий производства и хранения продуктов питания (гидрирование растительных жиров, синтез белков), в том числе упаковочных материалов, повышающих сроки хранения.



Модель двигателя
на водородном топливе



Химия для сельского хозяйства

Практическое занятие № 17

Профессионально-ориентированное содержание

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.

Защита: Представление результатов решения кейсов в форме мини-доклада с презентацией.

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.

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, устраивают 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 распространенности в природе он занимает четвертое 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, вдыхавшее 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 темный 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 помещается 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.

Практическое занятие № 18

Промежуточная аттестация по дисциплине (дифференцированный зачет)

Выполнение заданий из фонда оценочных средств.