

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ВЛАДИВОСТОКСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Международный институт окружающей среды и туризма
Кафедра экологии, биологии и географии

Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине

ХИМИЯ. МОДУЛЬ 2

Направление и направленность (профиль)
05.03.06. Экология и природопользование. Экологическая безопасность

Форма обучения

очная

Составитель(и)

Иваненко Н.В., кандидат биологических наук, доцент, кафедра экологии, биологии и географии Natalya.Ivanenko@vvsu.ru

Утверждены на заседании кафедры

от 21.04.2023, протокол № 9

Владивосток 2023

Федеральное агентство по образованию

Владивостокский государственный университет
экономики и сервиса

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Лабораторный практикум

Владивосток
Издательство ВГУЭС
2020

Лабораторный практикум по курсу химии «Общие свойства металлов и электрохимические процессы» составлен в соответствии с требованиями ГОС ВПО РФ.

Предназначен студентам 1 курса инженерно-технических и инженерно-экономических специальностей 230101, 201500, 201700, 071900, 060800.

Составитель: Т.К. Михальченко, канд. хим. наук, доцент каф. ЭПП.

Утверждена на заседании кафедры ЭПП.

Рекомендована к изданию УМК ИИБС ВГУЭС.

© Издательство Владивостокский
государственный университет
экономики и сервиса, 2020
(1-е изд. 2003)

*Посвящается
Валентине Ильиничне Шевченко,
канд. хим. наук, доценту*

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемый практикум по общей химии составлен на основе программ для студентов инженерно-технических (нехимических) специальностей высших учебных заведений.

По своему содержанию охватывает лишь часть лабораторного практикума объемом 10 часов и предназначается главным образом для студентов 1 курса инженерно-технических специальностей. Он посвящен в основном общим свойствам металлов, их поведению в растворах кислот, солей и оснований, а также некоторым вопросам электрохимических процессов: гальваническим элементам, электролизу и отдельным случаям электрохимической коррозии металлов.

К каждой лабораторной работе даются краткие теоретические сведения, описание опытов и контрольные вопросы.

Теоретическая часть должна фиксировать внимание студентов на том учебном материале, который имеет непосредственное отношение к изучаемой теме, и обеспечивает обязательный минимум сведений для осознанного выполнения лабораторной работы.

Лабораторная работа ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

Цель работы: изучить химические свойства металлов.

1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: пробирки, спиртовки, держатели.

1.2. Кристаллические вещества: алюминий, цинк, свинец, железо, медь, олово.

1.3. Растворы: сульфат цинка 0,5н, хлорид алюминия 0,5н, сульфат меди 0,5н, хлорид железа (II) 0,5н, нитрат ртути 0,5н, нитрат серебра 0,5н, серная кислота концентрированная, соляная кислота концентрированная, азотная кислота концентрированная, серная кислота 2н, соляная кислота 2н, азотная кислота 2н, гидроксид натрия концентрированный.

2. Теоретическая часть

Основным химическим свойством металлов является способность их атомов отдавать свои валентные электроны и переходить в положительно заряженные ионы. Атомы типичных металлов никогда не принимают электроны, т.е. в окислительно-восстановительных реакциях выполняют только восстановительную функцию:

$Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$ (процесс окисления, сам металл – восстановитель).

Восстановительная способность у атомов различных металлов проявляется далеко не в одинаковой степени. Количественно она характеризуется величиной ионизационного потенциала (или энергией ионизации), т.е. энергией, необходимой для отрыва от атома одного первого валентного электрона. Чем меньше этот потенциал, тем сильнее выражены металлические свойства элемента.

Химическое поведение металлов в растворах электролитов может быть охарактеризовано положением того или иного металла в ряду напряжений.

Характер взаимодействия металлов с кислотами определяется как местоположением металла в ряду напряжений, так и концентрацией кислоты. В частности, при взаимодействии металла с азотной кислотой продуктами восстановления могут быть $\overset{+4}{N}O_2$, $\overset{+3}{N}_2O_3$, $\overset{+2}{N}O$, $\overset{+1}{N}_2O$, $\overset{0}{N}_2$, $\overset{-3}{NH}_3$. Степень окисления азота в продуктах зависит от активности металла и от разбавления кислоты. Чем активнее металл и чем раз-

бавленнее кислота, тем степень окисления азота будет меньше. В случае с серной кислотой продуктами восстановления могут быть водород (разбавленная кислота), $\overset{+4}{S}O_2$, $\overset{0}{S}$, $\overset{-2}{H}_2\bar{S}$ (концентрированная кислота). Чем активнее металл, тем степень окисления серы будет меньше.

3. Экспериментальная часть

3.1. Ряд напряжений

Установите сравнительную активность некоторых металлов на основании ряда реакций вытеснения металлов из их солей другими металлами. Результаты наблюдений занесите в табл. 1, ставя знак + там, где реакция имеет место, и минус – где процесс не идет.

Таблица. 1

Результаты наблюдений за действием металлов на растворы солей

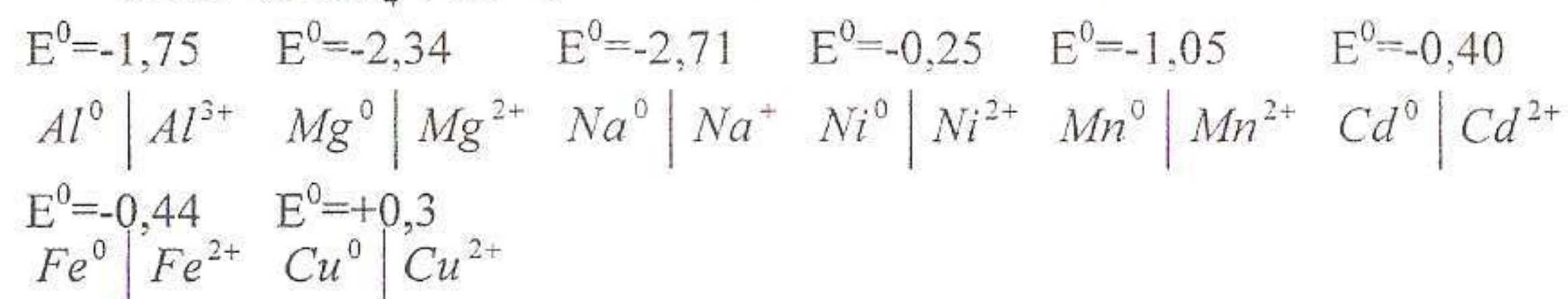
Металл	Ионы					
	Zn^{2+}	Al^{3+}	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+
1 Al^0	+	—	+			
3 Zn^0	—	—	+			
Pb^0						
Fe^0						
2 Cu^0	—	—	—			

На основании данной таблицы по количеству знаков + составьте из предложенных металлов ряд активности (напряжений) металлов и сравните ваш ряд активности с рядом напряжений в учебнике. Напишите по одному уравнению реакции для каждого металла (на выбор) в молекулярном и ионном виде. Составьте электронные схемы процессов окисления-восстановления.

Для закрепления материала по данной теме выполните нижеследующие задания.

Какие из указанных ниже реакций возможны? Написать уравнения в молекулярном и ионном виде. Рассчитать ЭДС этих реакций, используя нижеприведенные значения электродных потенциалов. В каком случае идет процесс активнее?

- 3.1.1. $AlCl_3 + Mg \rightarrow$
 3.1.2. $Na_2SO_4 + Al \rightarrow$
 3.1.3. $NiSO_4 + Fe \rightarrow$
 3.1.4. $CdCl_2 + Cu \rightarrow$
 3.1.5. $Al(NO_3)_3 + Cd \rightarrow$
 3.1.6. $MnSO_4 + Al \rightarrow$



3.2. Действие кислот на металлы

Возьмите следующие металлы: Al, Zn, Fe, Cu, Sn и с каждым из них проведите реакции взаимодействия с разбавленными и концентрированными кислотами: H_2SO_4, HNO_3, HCl .

Для этого в пробирку с 1–2 мл. кислоты осторожно опускают металл. Там, где реакция не идет или идет медленно, пробирку осторожно нагрейте. Что наблюдаете?

Результаты опытов занесите в табл. 2, отметив в соответствующей клетке характерные продукты восстановления. Там, где реакция не идет, поставьте в клетке минус.

Таблица.3.2

Результаты опытов по взаимодействию металлов с кислотами

Металл	H_2SO_4		HNO_3		HCl	
	Конц.	Разб.	Конц.	Разб.	Конц.	Разб.
Zn	+	+	+	+	+	+
Fe						
Cu	+	—	+	+	+	+
Al						
Sn	+	—	+	+	+	+

Составьте ионно-электронные схемы проделанных реакций:

- 3.2.1. $Zn + H_2SO_4$ (конц) \rightarrow
 3.2.2. $Fe + H_2SO_4$ (разб) \rightarrow
 3.2.3. $Al + HNO_3$ (разб) \rightarrow
 3.2.4. $Cu + HNO_3$ (конц) \rightarrow
 3.2.5. $Zn + HCl$ (конц) \rightarrow
 3.2.6. $Al + HCl$ (разб) \rightarrow
 3.2.7. $Sn + HNO_3$ (разб) \rightarrow
 3.2.8. $Sn + HNO_3$ (конц) \rightarrow

3.3. Действие щелочей на металлы

Возьмите следующие металлы: Al, Fe, Zn, Sn, Pb, Cu и с каждым из них проделайте реакцию с концентрированным раствором щелочи (едкий натр). Для этого в пробирку с 1–2 мл. щелочи осторожно опустите металл. Если реакция не идет, то слегка подогрейте. Установите, какие из предложенных металлов взаимодействуют со щелочами. Напишите уравнения реакций.

4. Контрольные вопросы

4.1. Охарактеризовать основные соединения металлов: оксиды, сульфиды, нитриды, гидроксиды, галиды.

4.2. Каковы взаимодействия металлов с кислотами и щелочами?

4.3. Что такое ионизационный потенциал? Что он характеризует? Как изменяются ионизационные потенциалы по группам и периодам? Какие элементы в периодической системе обладают низкими значениями ионизационных потенциалов?

4.4. Что такое ряд напряжений металлов? Его происхождение и выводы из него.

Лабораторная работа ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Цель работы: ознакомиться с работой гальванических элементов, их устройством, измерением Э.Д.С., овладеть навыком расчета Э.Д.С. гальванического элемента.

1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: детали для сборки гальванического элемента, микро-стаканчики, подставка для прибора, электролитный мостик, медная пластинка, цинковая пластина, никелевая пластинка, алюминиевая пластинка.

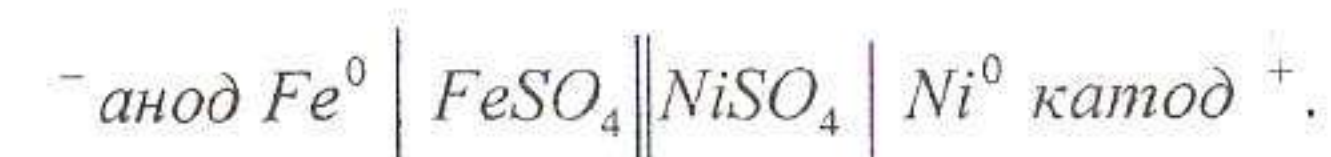
1.2. Реактивы: сульфат цинка 0,5М, 1М, 2М, сульфат меди 0,01М, 0,1М, 1М, сульфат никеля 1М, сульфат алюминия 1М, серная кислота 1М, агар-агар, насыщенный раствор KCl в смеси с агар-агаром.

2. Теоретическая часть

Гальванические элементы – это прежде всего преобразователи химической энергии в электрическую. В них за счет окислительно-восстановительных реакций вырабатывается электрический ток. В простейшем случае гальванический элемент состоит из двух гальванических полуэлементов, соединенных в единую систему. Гальваническим полуэлементом называется система, состоящая из металла, погруженного в раствор своей соли. В гальваническом элементе различают внешнюю и внутреннюю цепи. Внешняя цепь – это проволока, соединяющая пластины металлов, по которой движутся электроны от минуса к плюсу. Внутренняя – это растворы электролитов, разделенные между собой пористой перегородкой или электролитным мостиком, который препятствует перемешиванию растворов, но пропускает ионы и молекулы растворителя. Иногда связь между электролитами осуществляется с помощью электролитного мостика. Необходимым условием работы любого гальванического элемента является наличие разности потенциалов его электродов, называемой электродвижущей силой гальванического элемента (Э.Д.С.). В гальваническом элементе анодом всегда служит электрод с более отрицательным или менее положительным значением электродного потенциала, катодом – электрод с менее отрицательным или более положительным значением электродного потенциала.

Если, например, из окислительно-восстановительных систем $Fe^0 | Fe^{2+}$ и $Ni^0 | Ni^{2+}$ составить электрическую цепь, т.е. железную

и никелевую пластинки погрузить соответственно в растворы их солей $FeSO_4$ и $NiSO_4$, соединив внешней цепью (проводом), то получим гальванический элемент, который схематически изображается следующим образом:

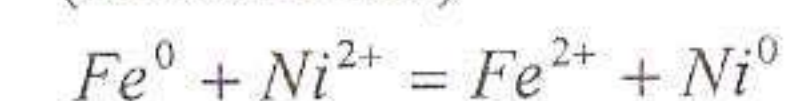


В данном примере анодом является железная пара, $E^0_{Fe^0 | Fe^{2+}} = -0,44$ В, катодом никелевая пара, $E^0_{Ni^0 | Ni^{2+}} = -0,25$ В. На аноде всегда идет процесс окисления, на катоде – процесс восстановления.

Процессы, происходящие на электродах в железно-никелевом гальваническом элементе:

На аноде $Fe^0 - 2e = Fe^{2+}$ (окисление)
(восстановитель)

на катоде $Ni^{2+} + 2e = Ni^0$ (восстановление)
(окислитель)



Э.Д.С. гальванического элемента рассчитывается как разность электродных потенциалов:

$$\text{Э.Д.С.} = E_{\text{окислителя}} - E_{\text{восстановителя}}$$

(катод) (анод)

Электродный потенциал зависит не только от природы материала, но и от концентрации ионов металла в растворе. Это зависимость математически выражается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} \lg C,$$

где E – электродный потенциал;

E^0 – нормальный электродный потенциал (измеренный в стандартных условиях);

C – концентрация ионов металла в растворе моль/литр;

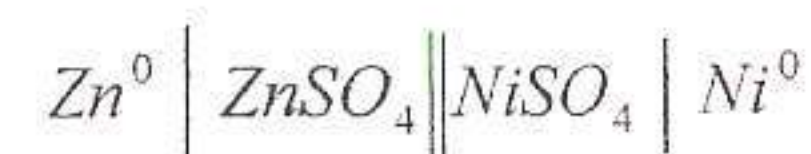
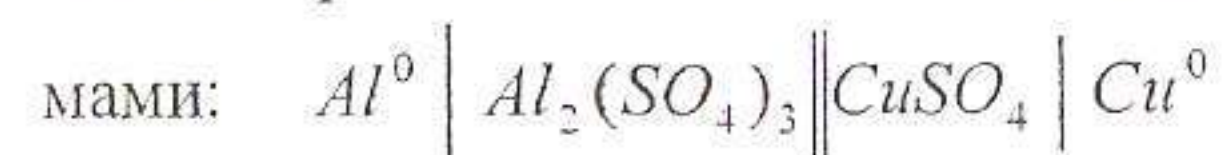
n – число электронов, которое теряет металл, превращаясь в ион.

3. Экспериментальная часть

3.1. Изготовление медно-цинкового гальванического элемента

В стакан налейте 1М раствора сульфата цинка ($\frac{1}{2}$ его объема) и опустите в него цинковый электрод. В другой стакан налейте столько же

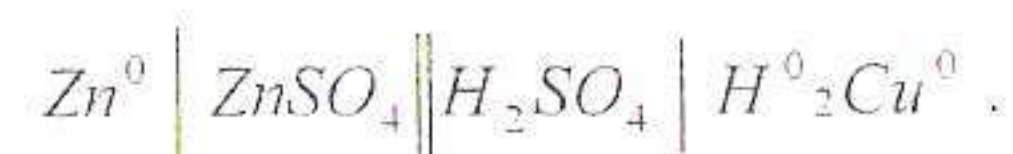
раствора сульфата меди той же концентрации и опустите медный электрод. Соедините растворы обоих стаканов U-образной трубкой, наполненной агар-агаром. Полюсы гальванического элемента присоедините к гальванометру. Что наблюдаете? Как можно объяснить возникновение электрического тока в цепи? Какой из полюсов заряжен отрицательно и почему? Вычислите Э.Д.С. гальванического элемента. Аналогичные опыты проделайте с гальваническими элементами, выраженными схемами:



Вычислите Э.Д.С. данных гальванических элементов. Напишите процессы, протекающие на электродах, и суммарные уравнения окислительно-восстановительных реакций, за счет которых работают данные гальванические элементы.

3.2. Гальванический элемент с водородной деполяризацией

Для этого опыта соберите гальванический элемент, выраженный схемой:



В один стакан налейте (до $\frac{1}{2}$ его объема) 1М раствор сульфата цинка, а в другой – такой же объем 1М раствора серной кислоты. Оба раствора соедините электролитным мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром. В стакан с раствором сульфата цинка поместите цинковую пластинку, а в другой – медную. Заметьте по гальванометру направление тока. Подсчитайте теоретическую величину Э.Д.С. элемента, имея в виду, что катодом является водородный электрод.

3.3. Влияние концентрации электролита на напряжение электрохимического элемента

В один стакан налейте 1М раствора сульфата меди, в другой – 1М раствора сульфата цинка. Оба раствора в стаканах соедините электролитным мостиком, заполненным агар-агаром. В стакан с раствором сульфата меди поместите медную пластинку, а в стакан с раствором сульфата цинка – цинковую. Замкните цепь и напишите, какое напряжение тока покажет гальванометр. Выразите процессы, протекающие на

электродах. Составьте тот же гальванический элемент, используя 0,1М, 0,01М растворы сульфата меди. Что при этом наблюдаете? Запишите показания гальванометра, сопоставляя с предыдущим показанием. Сделайте вывод о влиянии концентрации электролита на Э.Д.С. элемента.

3.4. Концентрационный гальванический элемент

Соберите гальванический элемент из цинковой пластинки, погруженной в 2М раствор сульфата цинка, и из цинковой пластинки, погруженной в 0,05М раствор сульфата цинка. Напишите уравнения химической реакции, идущей в элементе при его работе. Вычислите Э.Д.С. данного гальванического элемента.

4. Контрольные вопросы и задания

4.1. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, в другом – анодом. Написать уравнения процессов, протекающих на никелевом электроде во время работы элементов в первом и во втором случаях.

4.2. Дать схему гальванического элемента, составленного из магниевой и железной пластинок, опущенных в растворы их солей. Написать уравнения катодного и анодного процессов за время работы элементов и вычислить Э.Д.С. элементов при использовании 1М растворов солей.

4.3. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, составленного из цинковой и серебряной пластинок, опущенных соответственно в 1М растворы их солей.

4.4. Что называется концентрационным гальваническим элементом?

4.5. Определить Э.Д.С. гальванического элемента, состоящего из никелевого электрода, погруженного в 0,5М раствор сульфата никеля.

4.6. Что такое деполяризация?

4.7. Какие вещества являются катодными деполяризаторами?

Лабораторная работа КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: изучить процесс электрохимической коррозии металлов и ознакомиться с некоторыми методами борьбы с ней.

1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: пробирки, наждачная бумага, фильтровальная бумага.

1.2. Кристаллические вещества: гвозди железные, алюминиевая проволока, оцинкованное железо, луженое железо, цинк, железо, алюминий, хлорид натрия кристаллический.

1.3. Растворы: сульфат меди 0,5н, нитрат ртути 0,5н, хлорид меди 0,5н, хлорид натрия 3%, гидроксид натрия 2н, серная кислота 2н, азотная кислота концентрированная, соляная кислота 1н, 0,3н, 0,02н, гексоцианоферрат (III) калия 0,5н, анилин, йодид калия 0,5н.

2. Теоретическая часть

Всякий процесс химического разрушения металла под действием окружающей среды называется коррозией. Различают два вида коррозии: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия — это разрушение металла окислением его в окружающей среде без возникновения в системе электрического тока. К ней относится, например, газовая коррозия, коррозия в воздухе, когда металл подвергается воздействию различных газов (CO_2 , SO_2 и др.). В этом случае на поверхности металла образуются соответствующие соединения: оксиды, сернистые соединения, основные соли угольной кислоты и др., которые не редко покрывают поверхность плотным слоем, защищающим металл от дальнейшего окисления этими же веществами.

Электрохимическая коррозия (наиболее распространенный вид коррозии) — это разрушение металла в среде электролита с возникновением в системе электрического тока. Возникновение последнего обусловлено образованием на поверхности корродирующего металла микрোগальванических элементов. Известно, что действие гальванического элемента сопровождается растворением анода и восстановительным процессом на катоде. Следовательно, при электрохимической коррозии на поверхности металла образуются некоторые участки, служащие анодом гальванического элемента и, таким образом, подвергающиеся разрушению. Причины возникновения электрохимической коррозии могут быть различными. К ним относятся, например, наличие в основном металле примесей другого, соприкосновение двух различных металлов, неоднородности на поверхности металла, дифференциальная аэрация и т.д., но обязательным условием этого типа коррозии является наличие в

системе электролита. Во всех случаях анодом является металл или участок его поверхности с более отрицательным электродным потенциалом. Например, если в электролите (HCl) соприкасаются друг с другом железная и медная пластинки, то анодом служит железо ($E^0 = -0,44$ В), катодом — медь ($E^0 = +0,34$ В.). Процесс на аноде выражается: $Fe^0 - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ (окисление), на катоде (на поверхности меди): $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ (восстановление). Если среда нейтральная (например H_2O), то при том же анодном процессе, катодный — протекает следующим образом: $2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$, т.е. окислителем являются не ионы водорода, а молекулы кислорода, растворенного в воде.

2.1. Защита от коррозии

Разнообразные приемы защиты от коррозии разделяют на три основных вида: электрохимическая защита, нанесение покрытий и внесение в коррозионную среду веществ, замедляющих коррозию, ингибиторов. При электрохимической защите металл соединяют или с отрицательным полюсом внешнего источника тока (электрозащита), или с более электроотрицательным металлом (протектором). Принцип действия в обоих случаях одинаков: защищаемый металл получает электроны, становясь катодом по отношению к электролиту и, следовательно, не должен корродировать. Метод применим только в хорошо проводящей среде, но не в атмосферных условиях. Нанесение покрытий преследует цель: оградить поверхность металла от действия агрессивной среды. Покрытия могут быть как металлические (хромирование, никелирование, лужение), так и неметаллические (лаки, краски, эмали и т.д.). Вещества, вводимые в среду для замедления коррозии (ингибиторы), по своему химическому составу относятся к различным классам химических соединений, например, к альдегидам, аминопроизводным и др. Сильными замедлителями коррозии стали в воде являются хроматы, нитриты, нитраты, фосфаты щелочных металлов. Эти вещества получили название пассиваторов, их иногда называют также ингибиторами.

3. Экспериментальная часть

3.1. Определение относительной скорости коррозии железа при контакте с различными металлами

Возьмите 4 одинаковых железных гвоздя, один из них покройте медью, другой — ртутью. Для этого хорошо очистите их наждачной бумагой и опустите на 2–3 минуты в растворы солей меди и ртути. Гвозди выньте из растворов и ополосните водой.

К третьему гвоздю прикрепите кусочек цинковой пластинки (или возьмите такой же по величине кусочек оцинкованного железа). Четвертый — оставьте без изменения для контроля. Затем опустите все 4 гвоздя

в пробирки, содержащие приблизительно по 3 мл. 0,02н раствора соляной кислоты. Наблюдайте за скоростью растворения железа во всех пробирках. Через 5 минут выньте проволоки и добавьте к растворам по 2–3 капли реактива на присутствие ионов $Fe^{2+} - K_3[Fe(CN)_6]$. Хорошо перемешайте и по интенсивности окраски сделайте вывод о количестве растворившегося железа и о влиянии металлов меди, ртути и цинка на скорость растворения железа. Составьте схемы действия образовавшихся гальванических пар.

3.2. Активаторы коррозии. Влияние на коррозию иона хлора

В две пробирки порознь налейте по 3 мл. раствора сульфата и хлорида меди ($CuSO_4, CuCl_2$) и погрузите в них одинаковые кусочки алюминиевой фольги. Через некоторое время наблюдайте выделение на поверхности одной из пластинок слоя металлической меди. Отметьте, в какой? Затем в пробирку с раствором сульфата меди добавьте несколько кристалликов хлорида натрия и наблюдайте, какие произошли изменения. Дайте объяснения проделанным опытам.

3.3. Значение защитных пленок в процессе коррозии на примере алюминия

Две проволоки алюминия погрузите на минуту в раствор едкого натра, затем промойте водой и высушите между листами фильтровальной бумаги. Одну из очищенных проволок поместите на 1–2 минуты в пробирку с раствором нитрата ртути, другую оставьте для сравнения. Выньте проволоку, промойте водой и наблюдайте за изменением поверхности алюминия на воздухе. Составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с нитратом ртути. Сопоставьте с поверхностью другой проволоки. Какое вещество образуется на поверхности алюминия, обработанного в растворе нитрата ртути?

Обе проволоки одновременно погрузите в две пробирки с водой: происходит ли выделение газа (какого?) и в какой пробирке. Объясните наблюдаемые явления, напишите реакцию взаимодействия алюминия с водой в молекулярном и ионном виде.

3.4. Защитные свойства металлических покрытий

В две пробирки налейте по 3–4 мл. 0,3н раствора соляной кислоты и прибавьте по 2–3 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ – реактива на ионы Fe^{2+} . Затем в одну пробирку опустите пластинку оцинкованного железа, в другую – луженого. В какой пробирке наблюдается более интенсивное окрашивание? Объясните процессы, протекающие в пробирках, составьте схему действующих гальванических элементов.

3.5. Протекторная защита

В стакан с разбавленной уксусной кислотой (0,2–0,4н), к которой прибавлено несколько капель раствора KJ , поместите цинковую и свинцовую пластинки в контакте друг с другом через электропровод. Другую пластинку свинца для сравнения опустите во вторую пробирку с тем же раствором. В каком сосуде скорее появится желтое окрашивание (образование PbJ_2 желто-золотистого цвета)? Составьте схему действия гальванопары. Объясните результаты опыта.

3.6. Электрозащита

В небольшой стакан налейте 3%-й раствор хлорида натрия, добавьте к нему 2–3 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и опустите до половины две железные проволоки. Отметьте, что наблюдаете у поверхности обеих проволок? Затем присоедините обе проволоки к источнику постоянного тока (аккумулятор). Какие изменения наблюдаете в растворе у поверхности обеих проволок? Объясните результаты наблюдений.

3.7. Действие ингибиторов

Налейте в три пробирки по 2–3 мл. 1н раствора соляной кислоты. В одну из них поместите кусочек цинка, во вторую – кусочек железа, в третью – алюминия. Если в какой-либо из пробирок реакция протекает медленно, слегка нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, прибавьте в каждую пробирку по 3–4 капли ингибитора анилина или уротропина. Какой наблюдается эффект? Во всех ли случаях анилин или уротропин является эффективным ингибитором?

3.8. Пассивирование металлов

Хорошо очистите наждаком два стальных гвоздя. Налейте в пробирку до 1/3 объема концентрированной азотной кислоты и поместите в нее гвозди на 2–3 минуты. Выньте щипцами гвоздь из пробирки, промойте его водой из под крана и опустите в стакан с разбавленной серной кислотой. Для сравнения в тот же стакан поместите второй гвоздь (непассивированный). На каком образце выделяется водород и почему?

4. Контрольные вопросы

- 4.1. Что такое коррозия? Какие виды коррозии вы знаете?
- 4.2. Как будет протекать в кислой среде коррозия железа: а) покрытого медью; б) покрытого марганцем? Ответ мотивируйте.
- 4.3. Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?
- 4.4. Какие покрытия называются анодными, катодными?
- 4.5. В каком случае коррозия железа будет происходить быстрее: в случае луженого железа или оцинкованного? Приведите схему работы микрогальванопар.

Лабораторная работа

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: провести электролиз ряда водных растворов солей, изучить влияние природы электролита и материала электродов на протекание процесса.

1. Реактивы и оборудование

1.1. Оборудование: электролизер (U – образная трубка), электроды графитовые и медные, батарея, наждачная бумага.

1.2. Растворы: сульфат натрия, хлорид натрия, хлорид меди, йодид меди, йодид калия, серная кислота, хлорид титана.

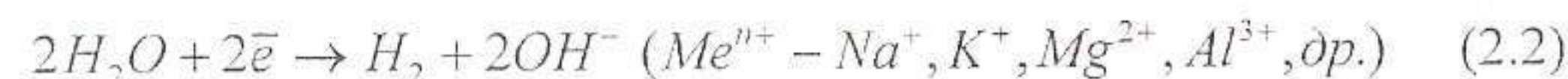
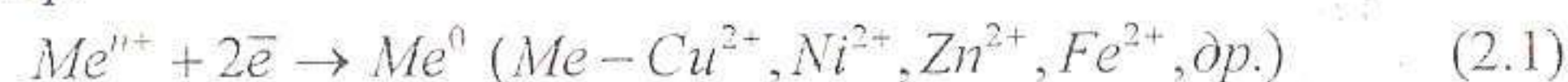
2. Теоретическая часть

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

В процессе электролиза протекают электрохимические процессы, состоящие в обмене электронами между электродом и ионами (молекулами) раствора или расплава.

На катоде – отрицательном электроде – идут процессы восстановления.

Например:



На аноде – процессы окисления:

(Г – галогенид – ион)



На электродные процессы оказывают большое влияние природа электролита, его концентрация, материал электрода, плотность тока.

Разряд ионов металла на катоде определяется положением металла в ряду стандартных электродных потенциалов (т.е. значением стандартного электродного потенциала, E^0).

Чем меньше (отрицательнее) величина потенциала, тем труднее ион разряжается. При электролизе водных растворов солей активных металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов до алюминия включительно, на катоде восстанавливается вода ($E^0 = -0,83\text{В}$). При этом выделяется газ водород (процесс 2.2). При электролизе водных растворов солей цинка, железа, никеля восстанавливаются ионы соответствующих металлов (2.1).

При использовании инертных (нерастворимых) электродов (уголь, графит, платина) на аноде происходит окисление анионов, молекул раствора. Если анион соли бескислородный, то он разряжается на аноде (2.3, 2.4), если кислородосодержащий, то разряжается вода ($E^0 = +1,23\text{В}$) (2.5).

На активном растворимом аноде (медь, цинк, никель) происходит не разряд ионов, а растворение металла, т.е. переход ионов металла (анода) в раствор (2.6).

Схема окислительно-восстановительного процесса, протекающего при электролизе, получается суммированием схем анодного и катодного процессов.

Массу вещества, получаемого при электролизе, определяют по законам Фарадея.

3. Экспериментальная часть

3.1. Опыты по электролизу проводят в полумикроэлектролизере

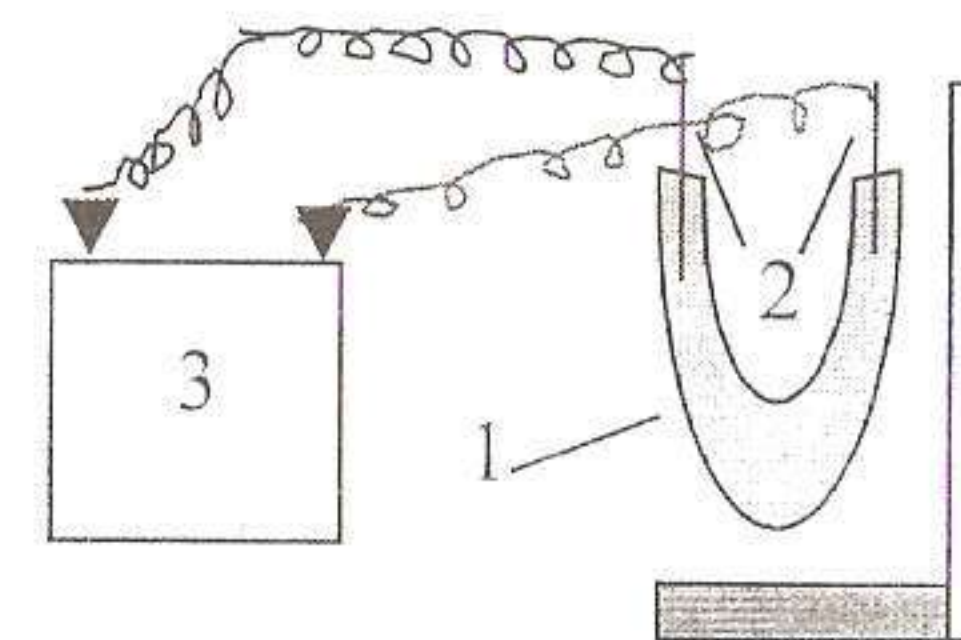


Рис. 2.1. Полумикроэлектролизер:

1. – U-образная трубка; 2. – Электроды; 3. – Батарея

Во всех опытах электролизер заполняют раствором электролита на 2/3 своего объема. Электролизер и электроды перед каждым опытом тщательно промывают дистиллированной водой. Пробки в электролизере вставляют не плотно.

3.2. Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом

3.2.1. Электролиз раствора сульфата натрия

Заполните электролизер раствором сульфата натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи. Через некоторое время наблюдается появление малинового окрашивания у одного из электродов.

Объясните наблюдаемое явление. Составьте схемы электродных процессов.

3.2.2. Электролиз раствора хлорида натрия

Заполните электролизер раствором хлорида натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи.

Через некоторое время наблюдается выделение газообразных веществ на аноде и катоде.

Составьте схему электролиза. Какие газы выделяются в процессе электролиза? У какого электрода наблюдается малиновое окрашивание? Почему?

3.2.3. Электролиз хлорида меди

Заполните электролизер раствором хлорида меди, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи. Составьте схему электролиза. Какие продукты получаются на аноде и катоде?

3.2.4. Электролиз раствора йодида калия

Заполните электролизер раствором йодида калия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их полюсами батареи.

Обратите внимание на изменение окраски у анода и катода. Составьте схемы электродных процессов.

3.2.5. Электролиз водного раствора хлорида титана

Заполните электролизер раствором соли титана (IV), опустите графитовые электроды, соедините их с источниками постоянного тока. Наблюдайте в одном колене электролизера окрашивание раствора в фиолетовый цвет характерный для иона Ti^{3+} .

Составьте схемы электродных процессов. Почему ионы Ti (IV) при электролизе не восстанавливаются до элементарного титана?

3.3. Электролиз раствора с растворимым анодом

3.3.1. Электролиз водного раствора серной кислоты с медным анодом

Заполните электролизер серной кислотой, опустите графитовый и медный электроды, присоедините их к полюсам батареи (медный к положительному полюсу).

Что наблюдаете? Какие процессы происходят на электродах? Составьте схемы электродных процессов. С какой целью в технике используется электролиз с растворимым анодом?

4. Контрольные вопросы.

4.1. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе смеси следующего состава: Fe^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Mn^{2+} при одинаковой молярной концентрации соответствующих солей в растворе?

4.2. Изменится ли количественное содержание каждой из указанных солей в растворе при электролизе водных растворов: а) $NaCl$ и KBr ; б) K_2CO_3 и $AlCl_3$; в) $CuSO_4$ и $AgNO_3$? Ответ обоснуйте.

4.3. Какие процессы протекают при электролизе водного раствора хлорида никеля: а) если анод никелевый; в) если анод угольный?

4.4. Какие продукты получаются при электролизе водных растворов: а) $BaCl_2$; б) $NaBr$; в) $ZnSO_4$; г) $Pb(NO_3)_2$, если анод угольный?

4.5. Какое количество (в граммах) Ag , Cu , Zn выделится при электролизе соответствующих солей, если через раствор пропустить количество электричества в $1F$?

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная:

Коровин Н.В. Общая химия: Учебник. - 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высш. шк., 2000. - 558 с.: ил.

Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для студ. вузов / Н.В.Коровин, Э.И.Мингулина, Н.Г.Рыжова; Под ред. Н.В.Коровина. - 3-е изд., испр. - М.: Высш. шк., 2001. - 255 с.: ил.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Дрофа, 2002. - 458 с.: ил.

Фролов В.И., Курохтина Т.М., Дымова З.Н. и др. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. - 2-е изд., перераб. И доп. - М.: Дрофа, 2002. - 304 с.: ил.

Лучинский Г.П. Курс химии: Учебник для инженерно-технических (нехимических) вузов / Г.П.Лучинский. - М.: Высш. шк., 1985. - 416 с.

Дополнительная:

Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С.Ахметов. - 4-е изд., испр. - М.: Высш. шк.: Академия, 2001. - 743 с.: ил.

Ахметов, Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие / М.К.Азизова, Н.С.Ахметов, Л.И.Бадьгина. - 3-е изд., перераб. и доп. - М.: Высш. шк.: Академия, 1999. - 368 с.: ил.

Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Под ред. канд. хим. наук В.А. Рабинович. - 27-е изд., стереотип. - СПб.: Химия, 1988. - 704 с.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. - 26-е изд., стер. - Л.: Химия, 1988. - 272 с.

Методические указания состоят из двух частей: теоретической и экспериментальной.

Изучение теоретического материала способствует усвоению данной темы, что позволяет грамотно выполнить эксперимент. Методика выполнения опытов подробно описана в экспериментальной части. С целью закрепления изученного материала приводятся контрольные вопросы.

Методические указания к лабораторному практикуму являются руководством для подготовки и проведения лабораторных работ по курсу химия (раздел II) для студентов I курса специальностей: 013100 – экология, 280900 – конструирование швейных изделий, 351100 – товароведение и экспертиза товаров, 280800 – технология швейных изделий.

Составитель: Саверченко А.Н., канд. хим. наук, доцент

Рецензент: Михальченко Т.К., канд. хим. наук, доцент

Печатается по решению РИСО ВГУЭС

ОРГАНИЗАЦИЯ РАБОТЫ И ВЕДЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОГО ЖУРНАЛА

Подготовка к каждому лабораторному занятию проводится учащимися дома по учебнику, лекционным записям и по руководству к лабораторным работам.

Перед началом работы в лаборатории следует получить и подготовить все необходимое оборудование и материалы.

Реактивы размещаются в специальных настольных реактивных ящиках.

Во время проведения опыта на рабочем месте не должно быть ничего лишнего; необходимо поддерживать на нем чистоту и порядок.

Некоторые опыты следует проводить в вытяжном шкафу, о чем при описании работы сделаны соответствующие указания.

По окончании работы учащиеся проверяют расположение реактивов в настольном реактивном ящике (порядковые номера на склянках должны совпадать с порядковыми номерами на гнездах ящика), сдают лаборанту полученные реактивы, материалы и оборудование, тщательно моют посуду и убирают свое рабочее место.

При подготовке к лабораторным работам и при проведении их учащиеся должны вести записи в специальной тетради – лабораторном журнале. В лабораторном журнале отмечаются дата, номер и наименование темы, номер и название опыта, краткое описание опыта: условия его проведения, количество реактивов, все наблюдаемые явления и изменения, химизм процесса и краткие выводы.

При описании опыта не следует дословно переписывать текст учебного пособия. Нужно научиться применять собственные четкие формулировки, пользоваться структурными формулами. Записи должны быть лаконичными.

Особое внимание следует обратить на запись наблюдений, отмечать изменение окраски, выпадение и растворение осадка, появление характерного запаха и т.д., а также на краткие выводы. Правильно сделанные выводы на основе результата опыта или группы опытов говорят об усвоении теоретического материала по данной теме. Наблюдения и краткие выводы учащиеся записывают при проведении опыта в лаборатории, все остальные записи делаются предварительно при подготовке к лабораторным работам.

Для иллюстрации приведем образец записи в лабораторном журнале.

Дата: 10.X

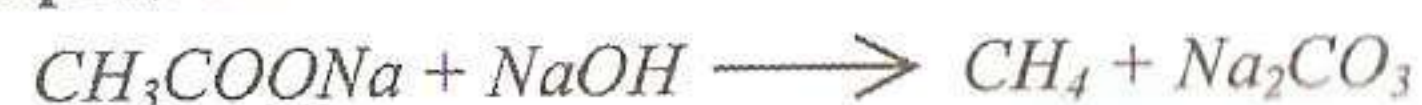
Тема: Алканы

Название лабораторной работы: Получение метана и изучение его свойств.

Опыт 1. Получение метана и его горение.

Краткое описание опыта: В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой поместили смесь из обезвоженного CH_3COONa и натронной извести в соотношении примерно 1:2 (слой высотой 4-6 мм). Нагрели пробирку в пламени горелки. Подожгли выделяющийся метан у конца газоотводной трубки. Метан горит голубоватым несветящимся пламенем.

Химизм процесса:



Вывод: При нагревании натриевой соли уксусной кислоты с натронной известью происходит расщепление соли с образованием метана. Метан – горючий газ.

Лабораторная работа № 1 ОЧИСТКА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. КАЧЕСТВЕННЫЙ ЭЛЕМЕНТНЫЙ АНАЛИЗ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить методы очистки органических соединений. Установить качественный состав органического вещества.

1. Теоретическая часть

Важнейшая задача органического синтеза – получение чистых веществ. Обычно органические препараты, получаемые в результате той или иной реакции представляют собой "сырые" продукты, загрязненные примесями. "Сырые" продукты подвергаются очистке, при этом пользуются различными методами очистки органических веществ: кристаллизация; возгонка (сублимация); экстракция; перегонка; хроматография.

1.1. Кристаллизация

Кристаллизацией называется переход вещества из любого агрегатного состояния в твердое. При растворении загрязненного вещества и последующей кристаллизации примеси обычно остаются в растворе. Нерастворимые примеси легко отделить фильтрованием горячего раствора. Выбор наиболее подходящего растворителя имеет решающее значение при очистке вещества кристаллизацией. Вещества с неполярными и малополярными молекулами лучше растворяются в неполярных растворителях. Вещества, молекулы которых полярны или построены по ионному типу, лучше растворимы в полярных растворителях. Выбранный для перекристаллизации растворитель должен либо хорошо растворять примеси, либо совсем не растворять их и не должен взаимодействовать с очищаемым веществом.

После фильтрования горячий раствор (маточник) охлаждают. При быстром охлаждении получают мелкие кристаллы, а при медленном – крупные. Выпавшие кристаллы отфильтровывают, удобнее всего отсасывать жидкость, используя фарфоровую воронку с дырчатым дном ("воронка Бюхнера").

1.2. Возгонка

Возгонка – это процесс испарения твердого вещества с последующей конденсацией пара в твердое состояние, минуя жидкую фазу. Этим способом пользуются для очистки твердых веществ, имеющих достаточно большое давление пара при сравнительно невысокой температуре. Возгонка применима особенно в тех случаях, когда очистка твердого

органического вещества от смолистых примесей путем кристаллизации не достигается. Возгонка представляет собой относительно медленный процесс.

1.3. Качественный элементный анализ органических соединений

В состав органических веществ, кроме углерода, чаще всего входят еще водород, кислород и азот. Наряду с ними в молекулу органического вещества могут входить и другие элементы, например сера, галогены, фосфор.

Для определения элементов, входящих в состав органических веществ, их необходимо предварительно перевести в неорганические соединения, для дальнейшего исследования которых применяют методы обычного качественного анализа. Например, специальными методами углерод переводят в оксид углерода (IV), водород — в воду, азот — в цианистый натрий и т.д. Для определения кислорода обычно не пользуются качественными реакциями. О его присутствии судят по данным количественного анализа.

2. Экспериментальная часть

2.1. Перекристаллизация

В пробирку внесите немного (~0,2 г) бензойной кислоты, прилейте 5-8 мл воды. Смесь нагрейте до кипения. Кислота должна полностью раствориться. Горячий раствор быстро профильтруйте через складчатый фильтр и разделите на две части. Одну часть быстро охладите, погружая пробирку в холодную воду. Другую часть горячего раствора оставьте медленно охлаждаться на воздухе (20-25 мин.).

Что наблюдаете при охлаждении растворов? Обратите внимание на размеры кристаллов в обеих частях.

Полученные кристаллы бензойной кислоты отфильтруйте на воронке Бюхнера.

2.2. Возгонка

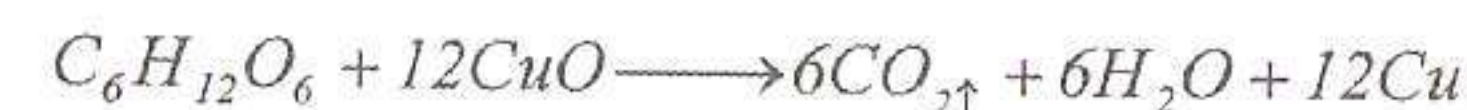
В небольшую фарфоровую чашку поместите 0,2 г бензойной кислоты, чашку накройте фильтровальной бумагой, в которой проделаны небольшие отверстия. Накройте фарфоровую чашку опрокинутой стеклянной воронкой. Отводную трубку воронки закройте тампоном из ваты. Чашку с веществом нагревайте на плитке. Внешнюю поверхность воронки охлаждают, помещая на нее влажную ткань. Нагревать чашку с веществом нужно осторожно, небольшое перегревание может способствовать быстрому термическому разложению возгоняемого вещества.

2.3. Определение углерода и водорода сожжением вещества с оксидом меди (II)

В сухую пробирку поместите тщательно перемешанную смесь, состоящую из 1 весовой части глюкозы и 8 весовых частей оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки поместите небольшой кусочек ваты, на который поместите немного белого порошка безводного сульфата меди (II). Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с баритовой (или известковой) водой. Пробирку с исследуемым веществом нагрейте в пламени спиртовки. Через несколько секунд из газоотводной трубки начинают выходить пузырьки газа и баритовая вода мутнеет вследствие выделения белого осадка карбоната бария.

Продолжайте нагревать пробирку с исследуемым веществом, пока пары воды не достигнут белого порошка обезвоженного медного купороса и не вызовут изменения его окраски вследствие образования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

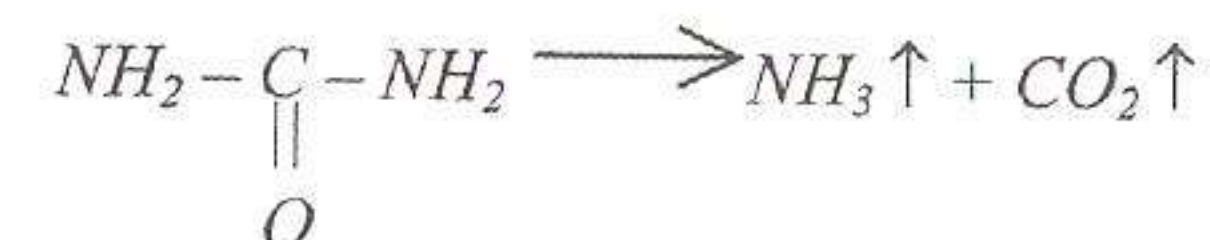
Химизм процесса:



2.4. Открытие азота нагреванием азотсодержащего органического вещества с натронной известью

В сухую пробирку поместите тщательно перемешанную смесь, состоящую из 1 части мочевины и 2 частей натронной извести. Смесь слегка нагрейте. Внесите влажную лакмусовую бумажку в пробирку, не касаясь стенок пробирки. Лакмусовая бумажка синее вследствие выделения аммиака.

Химизм процесса:

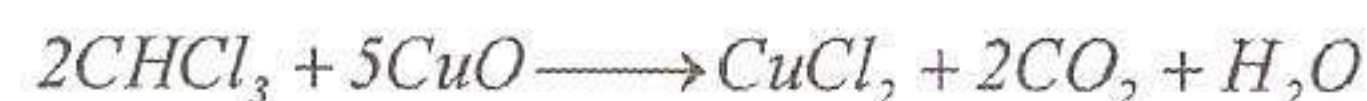


2.5. Проба Бейльштейна на галогены

Медную проволоку длиной 10 см с петлей на конце прокалите в пламени спиртовки до исчезновения посторонней окраски пламени. Остудите петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), и опус-

тите в пробирку с испытуемым веществом. Внесите петлю в пламя спиртовки. Немедленно появляется характерная ярко-зеленая окраска пламени. При прокаливании кислород оксида меди (II) окисляет углерод и водород органического вещества в оксид углерода (IV) и воду, медь же образует с галогеном летучие соединения, которые и окрашивают пламя горелки в зеленый цвет. Появление зеленого окрашивания указывает на присутствие в органическом соединении галогена.

Химизм процесса:



Контрольные вопросы

1. Перечислите методы очистки органических веществ.
2. Охарактеризуйте следующие методы очистки органических соединений: перекристаллизация, возгонка, экстракция.
3. Что такое качественный элементный анализ органических соединений?

Лабораторная работа № 2 ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

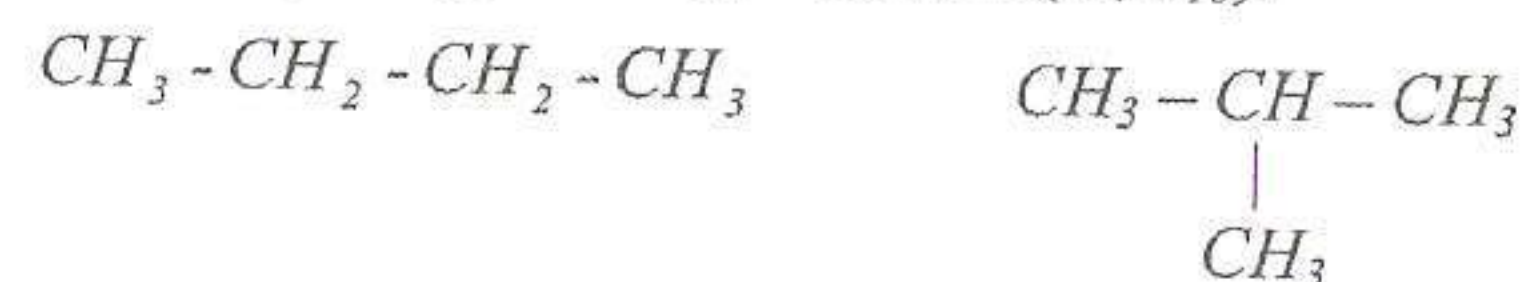
Цель работы: получение метана и изучение свойств предельных углеводородов.

1. Теоретическая часть

1.1. Строение. Изомерия

К классу предельных углеводородов относят такие углеводороды, в молекулах которых углеродные атомы соединены друг с другом простыми связями, а все валентности углеродных атомов, не участвующие в их взаимном соединении, образуют связи с атомами водорода. Общая формула предельных углеводородов C_nH_{2n+2} . Простейшим предельным углеводородом является метан, состав которого выражается формулой CH_4 . В алканах атомы углерода находятся в первом валентном состоянии (sp^3 -гибридизация) и образуют четыре прочные σ -связи.

Изомерия алканов проявляется в наиболее простом виде – структурной изомерии. Она зависит от характера углеродной цепи – прямой или разветвленной. Например, изомеры бутана (C_4H_{10}):



упрощенная структурная формула н-бутана упрощенная структурная формула изобутана

1.2. Химические свойства

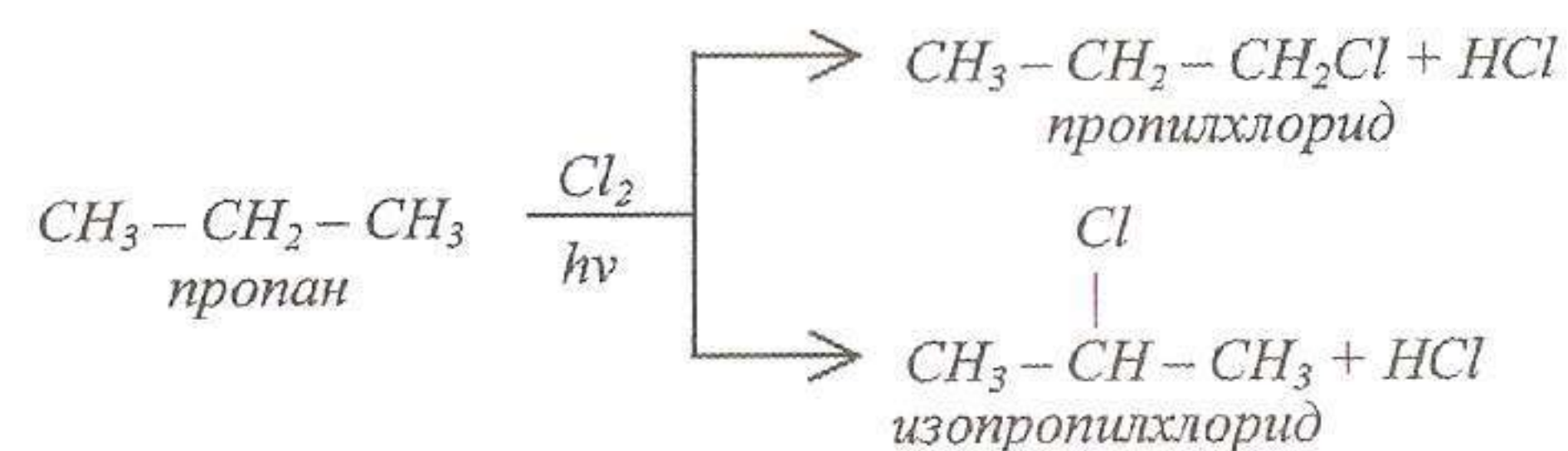
Предельные углеводороды химически малоактивны. Реакции могут протекать в особых условиях за счет разрыва связей в предельных углеводородах $C-C$ или $C-H$. В зависимости от характера разрыва связей в предельных углеводородах различают два основных типа реакций:

- реакции замещения водорода (с разрывом $C-H$ связи);
- реакции расщепления (с разрывом $C-H$ связи или $C-C$ связи).

1.2.1. Реакции замещения

Легче всего происходит замещение водорода при третичном атоме углерода и труднее всего – при первичном.

На солнечном свете или при специальном освещении алканы вступают в реакцию замещения с галогенами. Замещение происходит постепенно, с образованием смеси галогенпроизводных и соответствующего галогеноводорода:

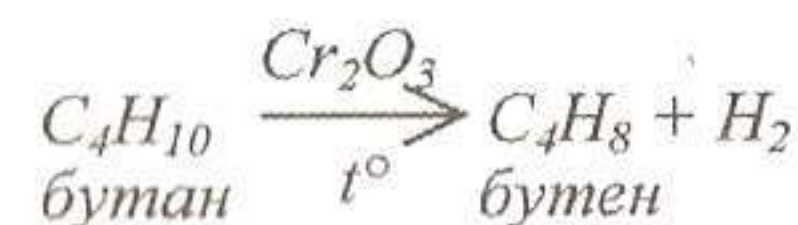


Под действием разбавленной азотной кислоты при нагревании и под давлением возможно замещение водорода в углеводородах на остаток азотной кислоты – NO_2 (нитрогруппу):

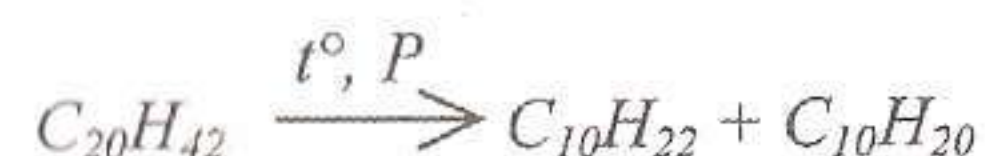


1.2.2. Реакции расщепления

При нагревании алканов в присутствии катализаторов может происходить отщепление водорода с образованием непредельных углеводородов:



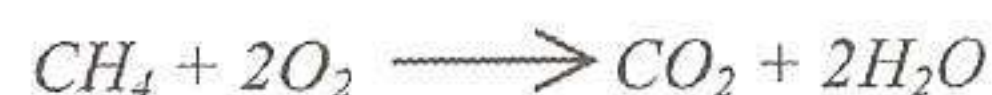
При высокой температуре высокомолекулярные углеводороды расщепляются на более простые углеводороды (предельные и непредельные):



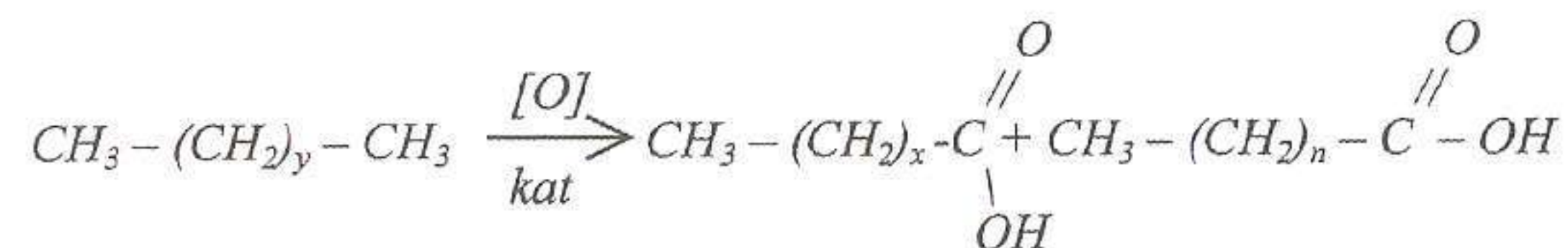
1.2.3. Реакции окисления

При обычной температуре предельные углеводороды устойчивы к действию даже самых сильных окислителей.

На воздухе предельные углеводороды горят с образованием диоксида углерода и воды:



При каталитическом окислении и сравнительно невысоких температурах высшие углеводороды образуют кислородсодержащие соединения (спирты, кислоты):



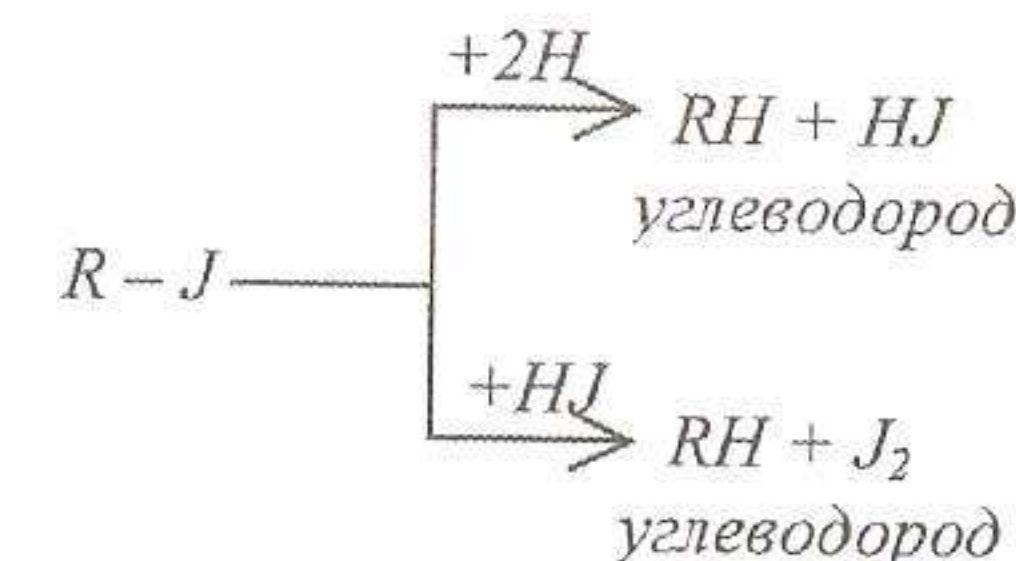
где y больше x и больше n .

1.3. Способы получения алканов

Наиболее распространены следующие способы получения алканов.

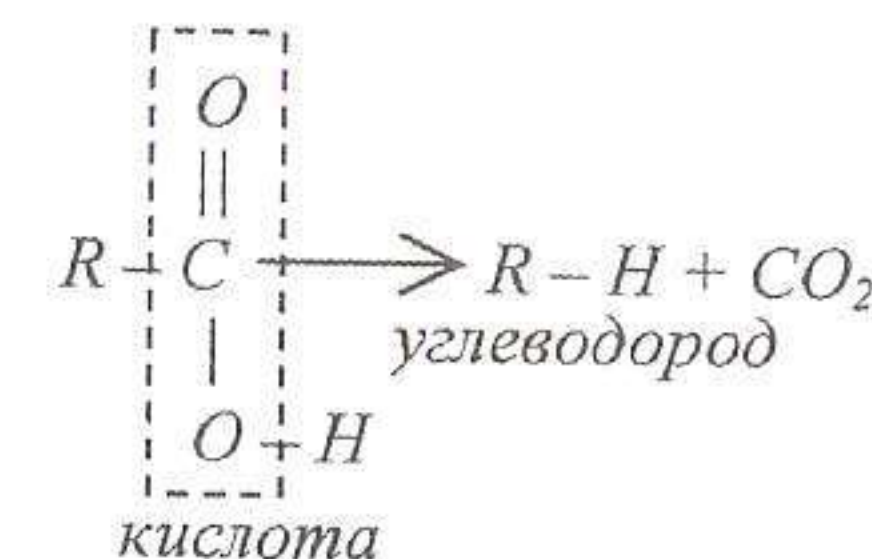
1.3.1. Восстановление галогенпроизводных

При замещении атомов галогенов в молекулах предельных галогенпроизводных на водород образуются предельные углеводороды. По этому способу получают углеводороды с тем же числом углеродных атомов, какое было в исходном галогенпроизводном. Наиболее удобно действие водорода в момент выделения или иодистоводородной кислоты на иодпроизводные:



1.3.2. Получение из органических кислот

Органические карбоновые кислоты в различных условиях могут разлагаться с образованием предельного углеводорода по общей схеме:



1.3.3. Синтез Вюрца

При взаимодействии галогенпроизводных с металлическим натрием образуются предельные углеводороды.



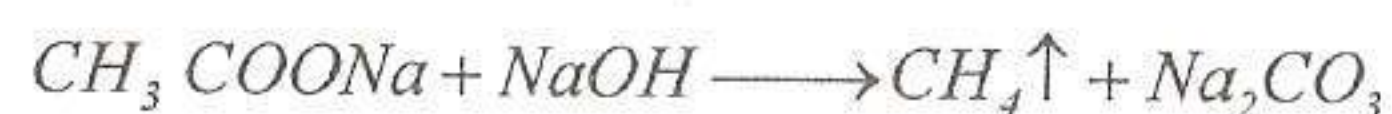
Из смеси двух галогенпроизводных по реакции Вюрца всегда образуется смесь трех углеводородов, каждый из которых содержит большее число углеродных атомов, чем исходные галогенпроизводные.

2. Экспериментальная часть

2.1. Получение метана и изучение его свойств

В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, поместите смесь из обезвоженного ацетата натрия и натронной извести (примерно 1:2). Укрепите пробирку горизонтально и нагрейте смесь в пламени горелки.

Химизм процесса:



Подожгите выделяющийся газообразный метан у конца газоотводной трубки. Метан горит голубоватым несветящимся пламенем.

Химизм процесса:



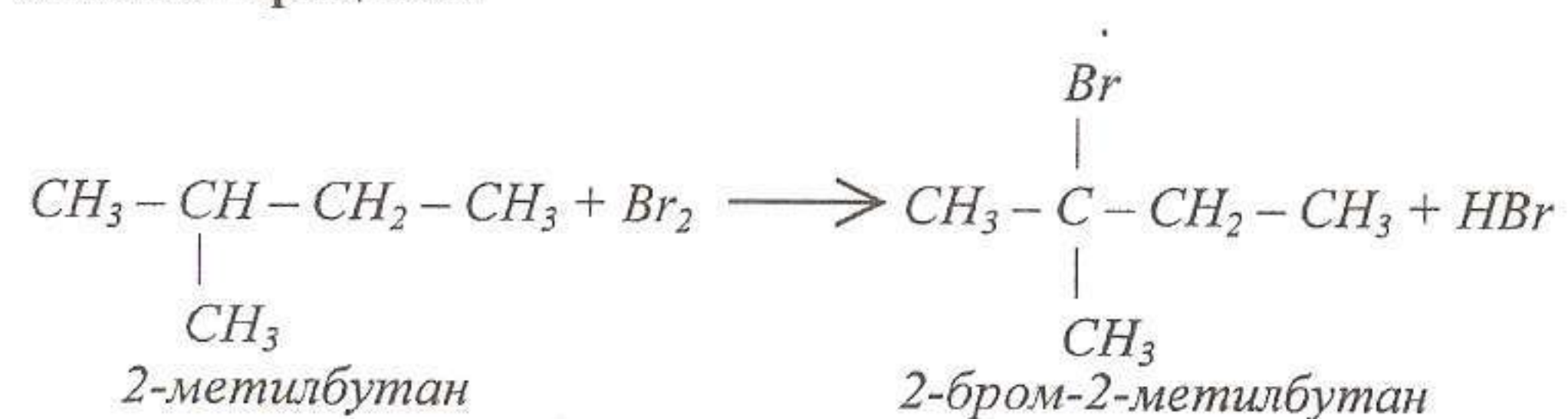
Налейте в одну пробирку 1-1,5 мл подкисленного раствора перманганата калия, а в другую — такой же объем бромной воды. Выделяющийся метан последовательно пропустите через раствор перманганата калия и бромную воду. Обесцвечивания растворов перманганата калия и бромной воды не происходит. В обычных условиях алканы устойчивы к действию окислителей.

2.2. Бромирование предельных углеводородов

В сухую пробирку поместите 4 капли смеси жидких алканов и добавьте 1-2 капли раствора брома. Содержимое пробирки перемешайте. Окраска брома при этом не исчезает.

Нагрейте содержимое пробирки до исчезновения окраски. В отверстие пробирки внесите стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака. Появляется белый дымок NH_4Br . Пинцетом внесите в пробирку синюю лакмусовую бумагу, смоченную водой. Лакмусовая бумага краснеет, так как реакция бромирования жидких алканов сопровождается выделением бромистого водорода.

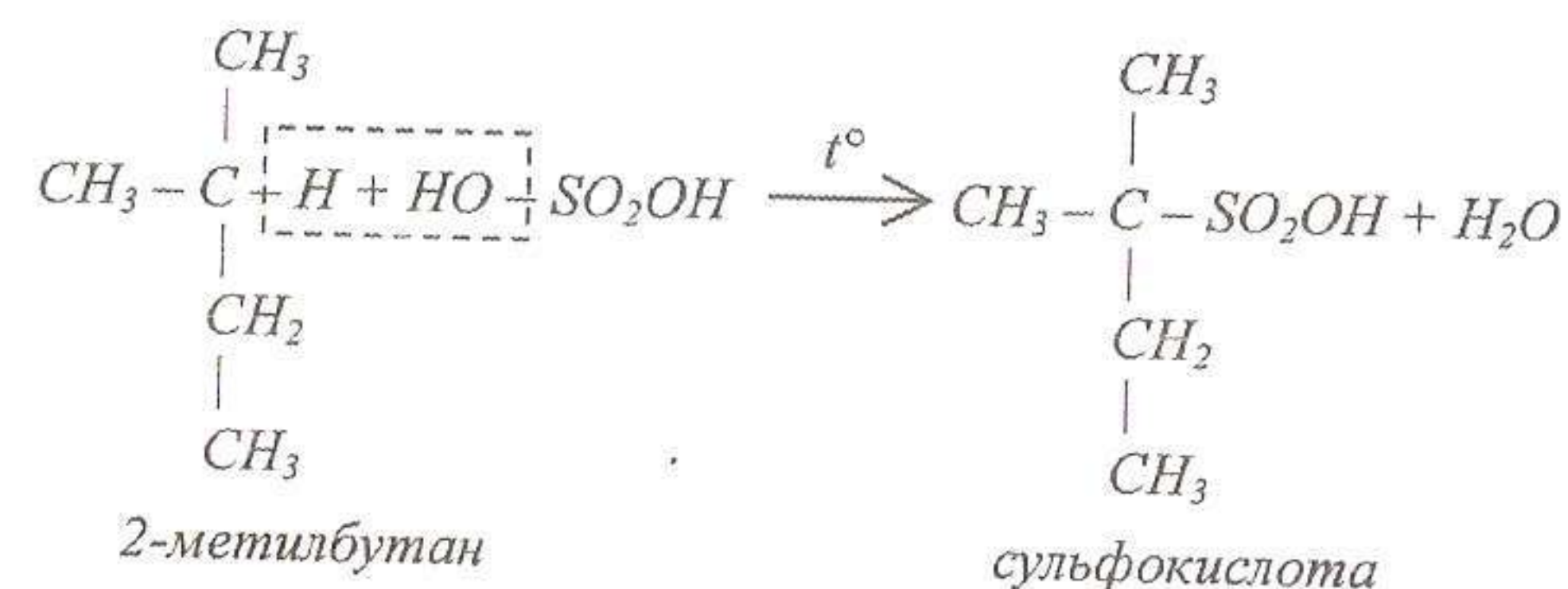
Химизм процесса:



2.3. Действие концентрированной серной кислоты на предельные углеводороды

В пробирку поместите 2 капли жидкого алкана и 2 капли серной кислоты. Содержимое пробирки энергично перемешайте, охлаждая пробирку проточной водой. В условиях опыта алканы с серной кислотой не реагируют. Содержимое пробирки слегка нагрейте. При небольшом нагревании дымящая серная кислота образует с алканами, содержащими третичный атом углерода, сульфокислоты.

Химизм процесса:



2.4. Окисление предельных углеводородов

В пробирку поместите 1 каплю исследуемого алкана (или смеси алканов), 1 каплю раствора карбоната натрия и 2-3 капли раствора перманганата калия. Содержимое пробирки энергично перемешайте. Фиолетовая окраска водного слоя не изменяется, так как алканы в этих условиях не окисляются.

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называют насыщенными, или предельными?
2. Что такое гомологический ряд? Какова гомологическая формула предельных углеводородов?
3. Какие вещества называются изомерами? Какой вид изомерии называют структурной?
4. Какие атомы углерода называют первичными, вторичными, третичными? Напишите формулы соединений, содержащих указанные атомы углерода.
5. Сформулируйте основные правила Международной номенклатуры для предельных углеводородов.
6. Химические свойства и способы получения предельных углеводородов.

Лабораторная работа № 3 НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА ЭТИЛЕНА

Цель работы: получение непредельных углеводородов и изучение их свойств.

1. Теоретическая часть

1.1. Строение. Изомерия

Углеводороды ряда этилена содержат в себе одну двойную связь между двумя соседними атомами углерода. По названию простейшего представителя (этилен) углеводороды этого ряда называются этиленовыми. Они носят еще название олефины, а по международной номенклатуре – алкены. Общая формула гомологического ряда алкенов C_nH_{2n} . В простейшем алкене $n = 2$. Это этилен C_2H_4 .

Для алкенов наряду с изомерией углеродной цепи, как и у алканов, еще характерна изомерия положения двойной связи. Наличие двойной связи в алкенах и ее характер обуславливает появление нового вида изомерии, не наблюдаемого у алканов. В молекулах алканов одинарная связь между углеродными атомами допускает свободное вращение отдельных звеньев углеродной цепи. В этиленовых же углеводородах по месту двойной связи вращение невозможно. Поэтому водородные атомы и группы атомов у кратной связи в пространстве могут быть расположены различно. При этом возникают пространственные, или геометрические изомеры, иначе называемые цис-, транс-изомерами.

Изомерия, которая основана на различном пространственном расположении атомов или групп при атомах, соединенных двойной связью, называется геометрической изомерией.

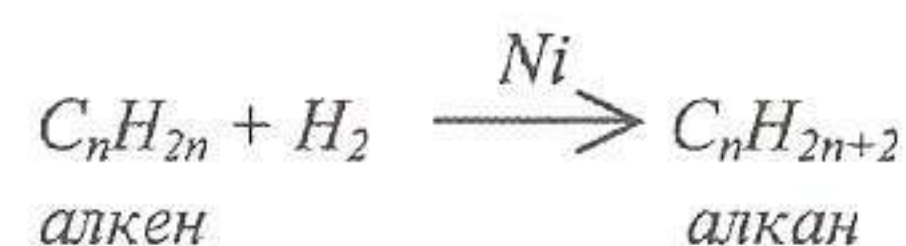
1.2. Химические свойства

Химические свойства этиленовых углеводородов определяются наличием двойной связи. Для этиленовых углеводородов характерны реакции присоединения, окисления, полимеризации.

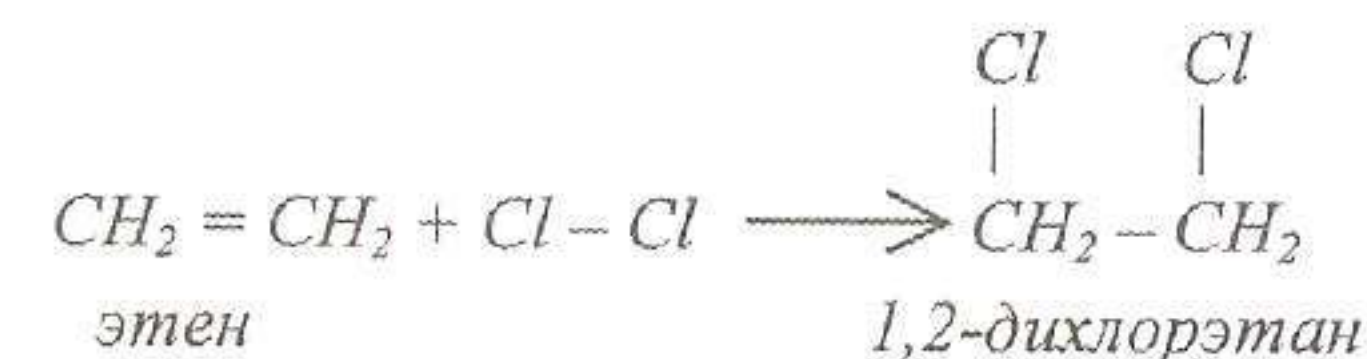
1.2.1. Реакции присоединения

Все реакции присоединения носят электрофильный характер и приводят к образованию предельных соединений.

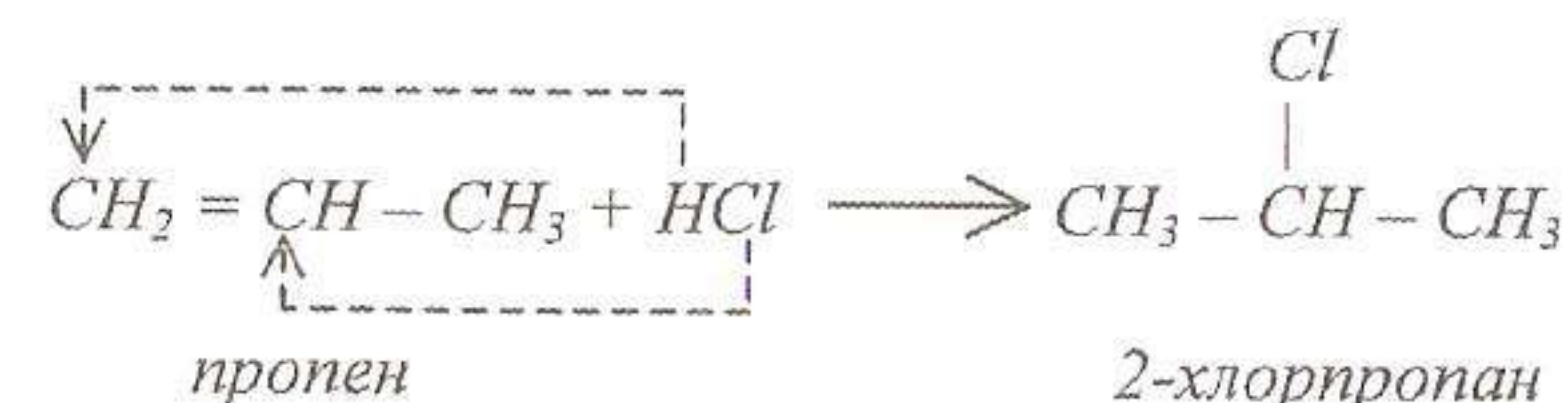
При присоединении к алкенам по месту двойной связи водорода в присутствии катализаторов образуются алканы:



Также происходит присоединение галогенов по месту двойной связи с образованием дигалогенпроизводных предельных углеводородов:



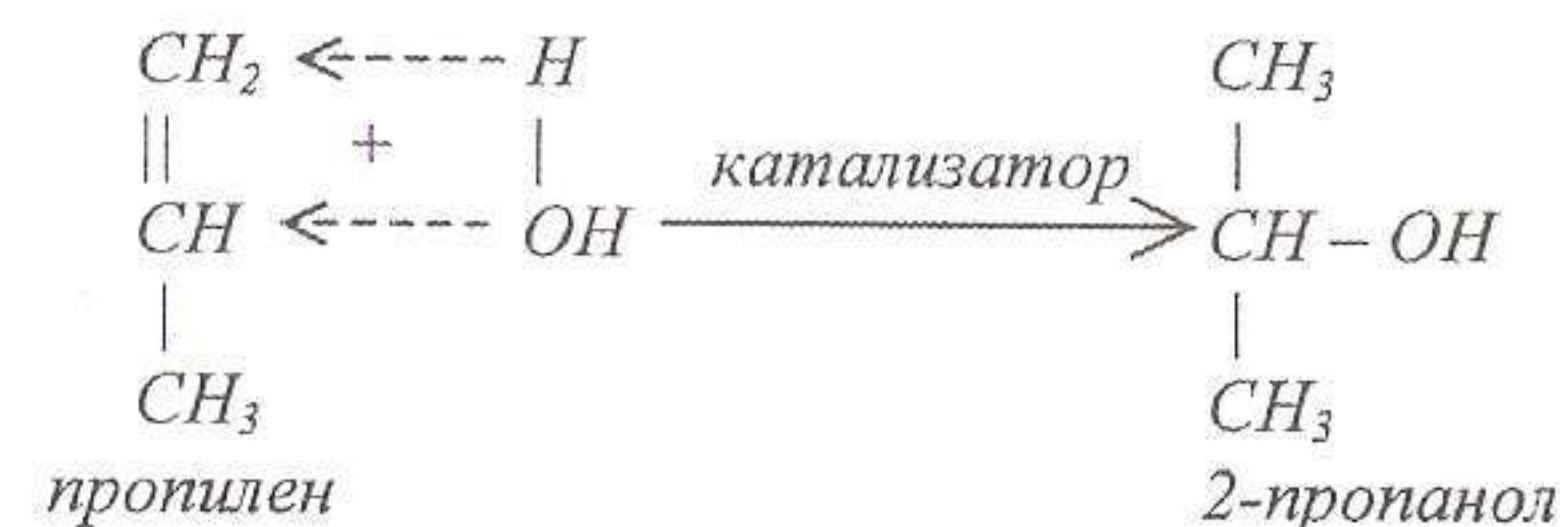
При взаимодействии алкенов с галогеноводородами образуются моногалогенпроизводные алканов:



Присоединение галогеноводорода к гомологам этилена протекает по правилу Марковникова.

1.2.2. Присоединение воды (реакция гидратации)

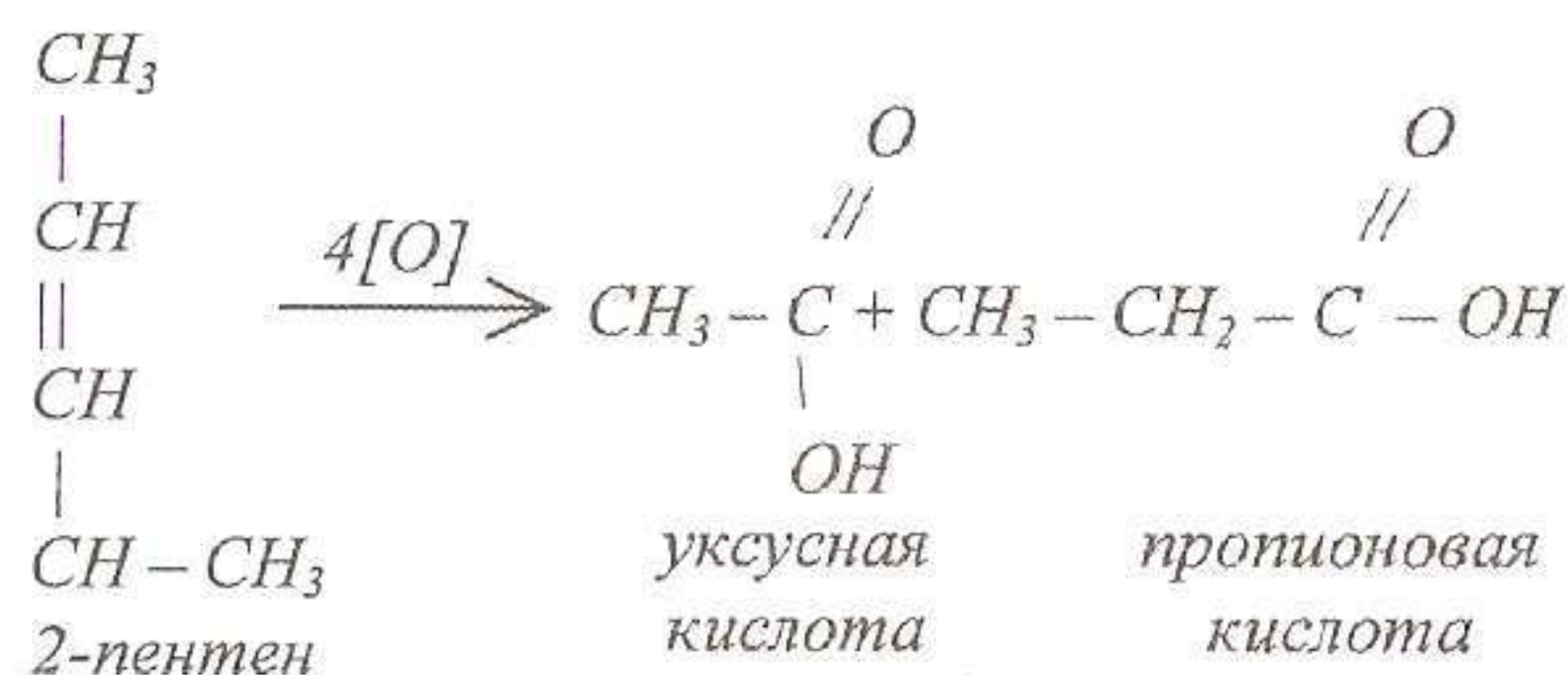
В обычных условиях алкены не реагируют с водой, но при нагревании в присутствии катализаторов элементы воды (водород и гидроксил) присоединяются к углеродным атомам по месту двойной связи с образованием спиртов. С гомологами этилена реакция протекает по правилу Марковникова.



1.2.3. Реакции окисления

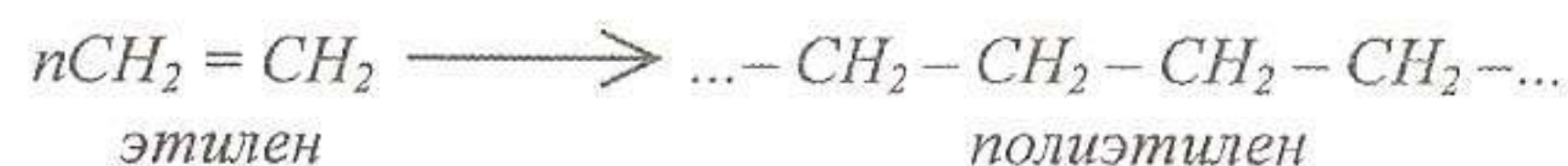
В зависимости от условий непредельные углеводороды окисляются в различной степени. При обычной температуре окисление протекает по месту двойной связи. При действии разбавленного раствора $KMnO_4$ образуются двухатомные спирты – гликоли.

При действии $KMnO_4$ с H_2SO_4 на алкены происходит разрыв углеродной цепи по месту двойной связи с образованием кислородных соединений – кислот или кетонов, или их смеси:



1.2.3. Реакция полимеризации

Полимеризация – процесс присоединения мономеров друг к другу с образованием нового, значительно более сложного вещества, например:



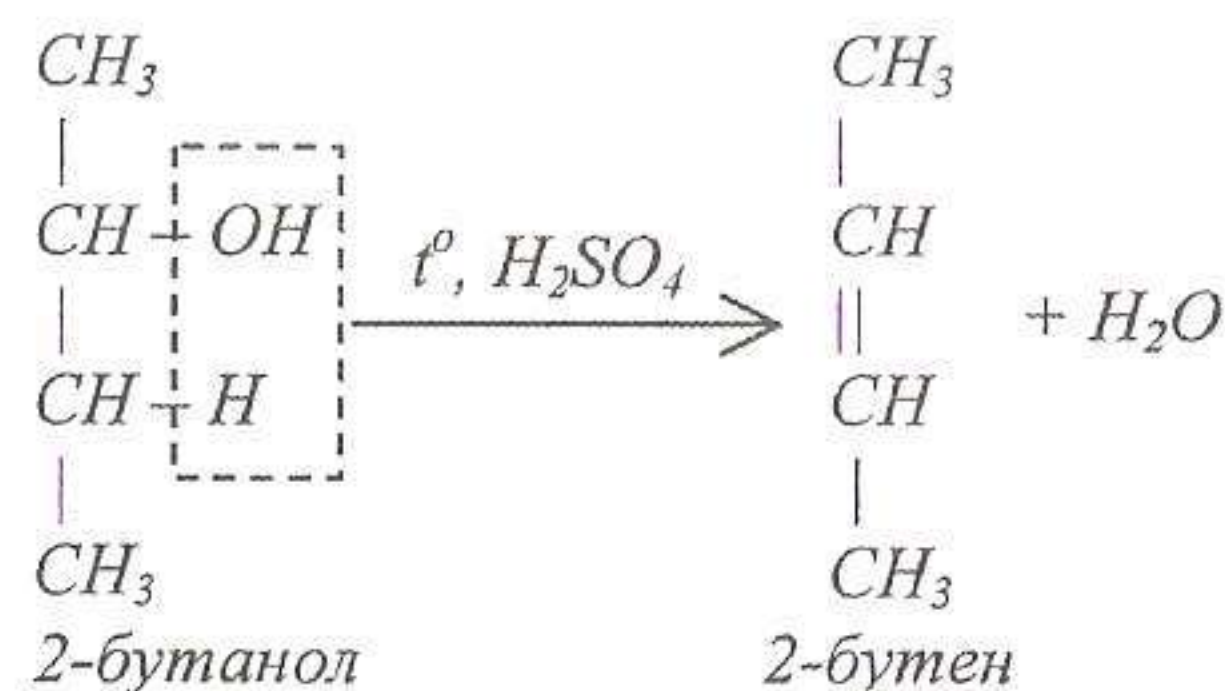
1.3. Способы получения

Олефины в природе в свободном состоянии встречаются редко. Рассмотрим наиболее распространенные лабораторные способы.

1.3.1. Дегидратация спиртов

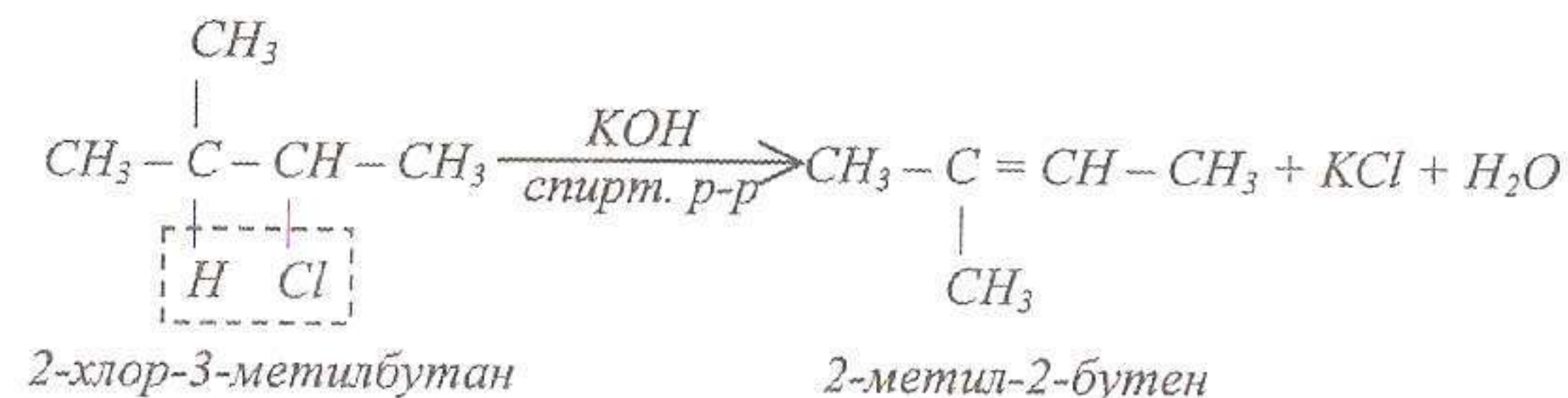
При действии различных водоотнимающих средств на одноатомные спирты происходит отщепление молекулы воды.

Реакция протекает по правилу Зайцева:



1.3.2. Отщепление галогеноводорода от моногалогенпроизводных алканов

При нагревании моногалогенпроизводных со спиртовым раствором щелочи происходит отнятие от их молекул галогеноводорода. В этой реакции также проявляется правило Зайцева:

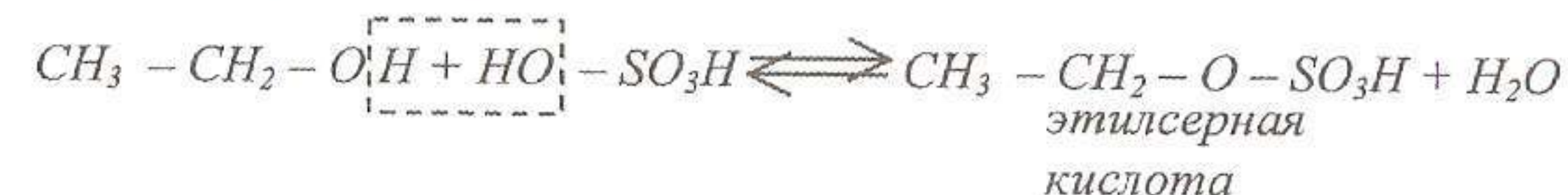


2. Экспериментальная часть

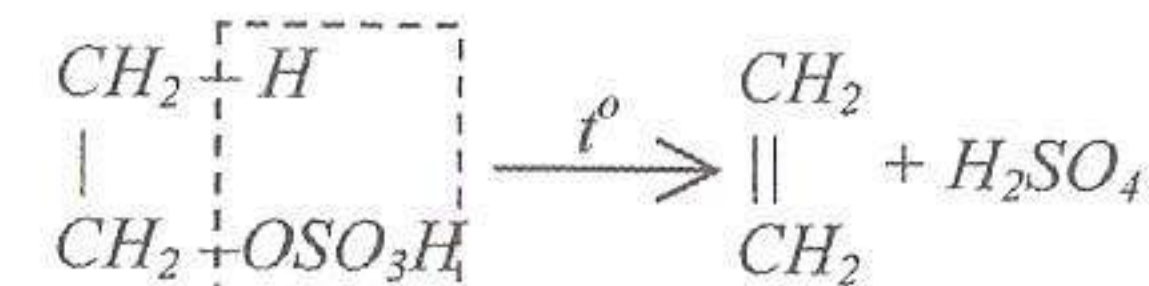
2.1. Получение этилена и изучение его свойств

В сухую пробирку поместите 2 мл этилового спирта, 5-6 капель концентрированной серной кислоты и всыпьте щепотку песка. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте пробирку с реакционной смесью на пламени спиртовки. Выделяющийся газ подожгите у конца газоотводной трубки – он горит светящимся пламенем.

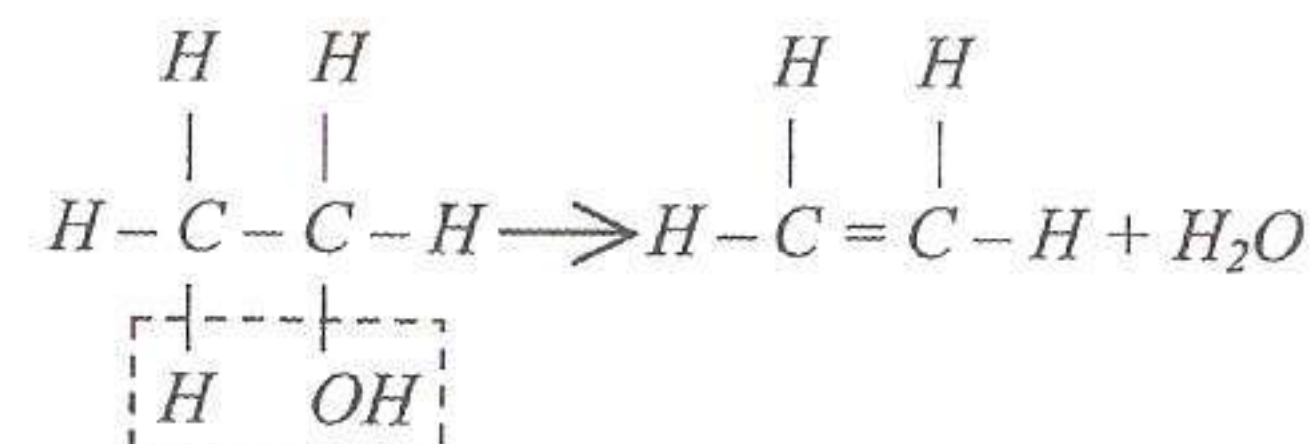
Химизм процесса:



Этилсерная кислота – моноэфир неорганической двухосновной кислоты – при нагревании разлагается:



Таким образом, при взаимодействии этилового спирта с серной кислотой происходит дегидратация спирта:



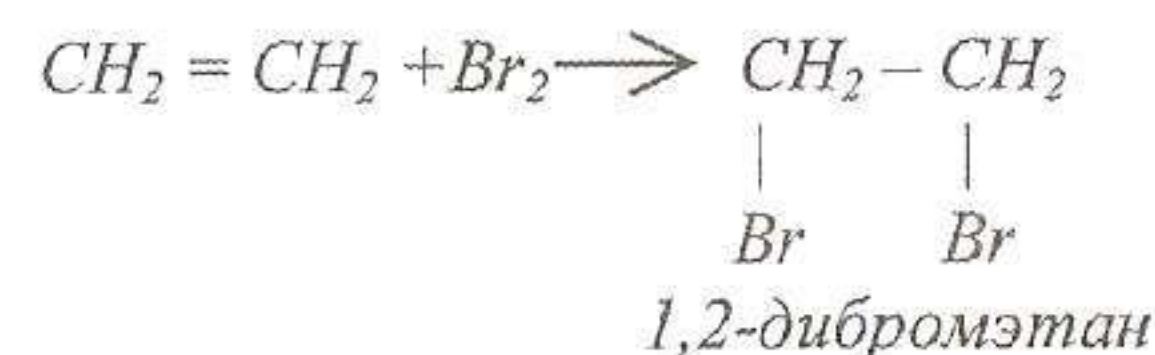
Дегидратация спиртов является общим способом получения непредельных углеводородов.

2.2. Присоединение к этилену брома

Не прекращая нагревания пробирки со смесью спирта и серной кислоты (см. 2.1), опустите конец газоотводной трубки в пробирку с 5 кап-

лями бромной воды. Бромная вода быстро обесцвечивается вследствие присоединения атомов брома по месту двойной связи.

Химизм процесса:

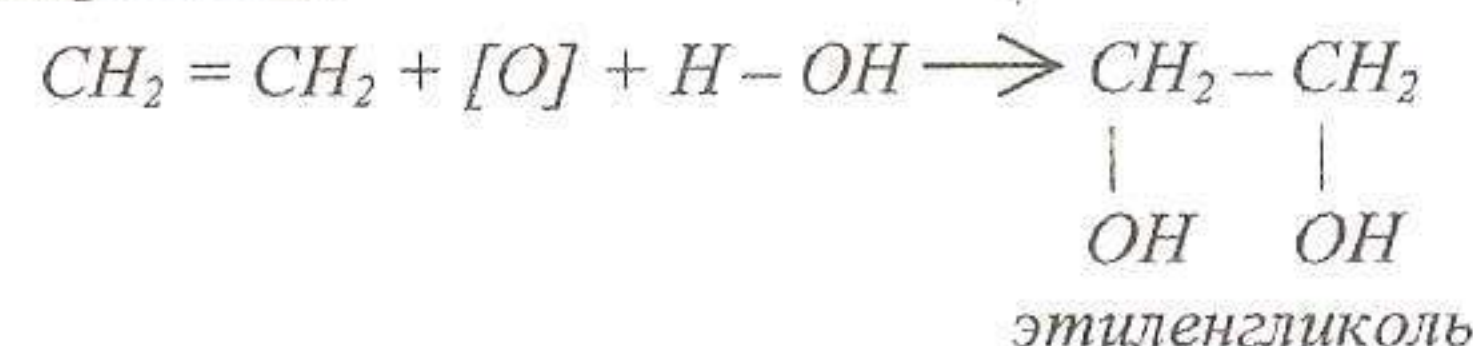


Реакция обесцвечивания водного раствора брома служит качественной реакцией на двойную связь.

2.3. Отношение этилена к окислителям

Не прекращая нагревания пробирки со смесью спирта и серной кислоты (см. 2.1), опустите конец газоотводной трубки в пробирку с 3 каплями раствора перманганата калия. Раствор перманганата калия быстро обесцвечивается. При этом алкен окисляется в двухатомный спирт.

Химизм процесса:



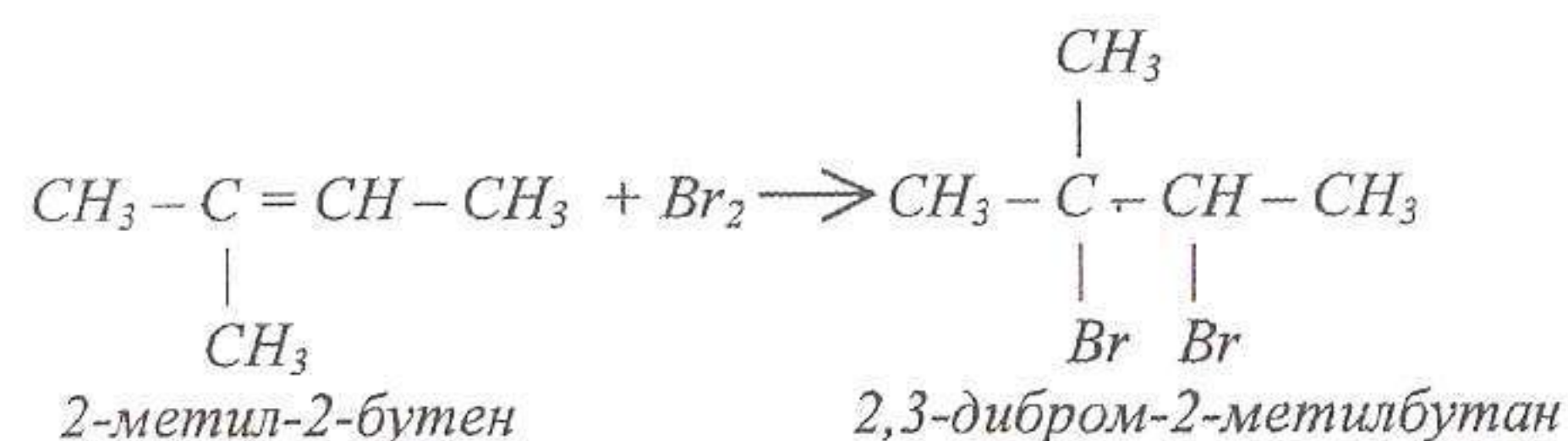
Эта реакция является качественной реакцией на двойную связь.

2.4. Бромирование непредельных углеводородов

(Опыт проводят в вытяжном шкафу!)

В сухую пробирку поместите 1 мл смеси жидких алкенов, добавьте 1-2 капли раствора брома и перемешайте смесь. Если желтая окраска не исчезает, то смесь нагревайте до исчезновения окраски. В пробирку внесите синюю лакмусовую бумагу, предварительно смоченную водой. Цвет лакмусовой бумаги не изменяется.

Химизм процесса:

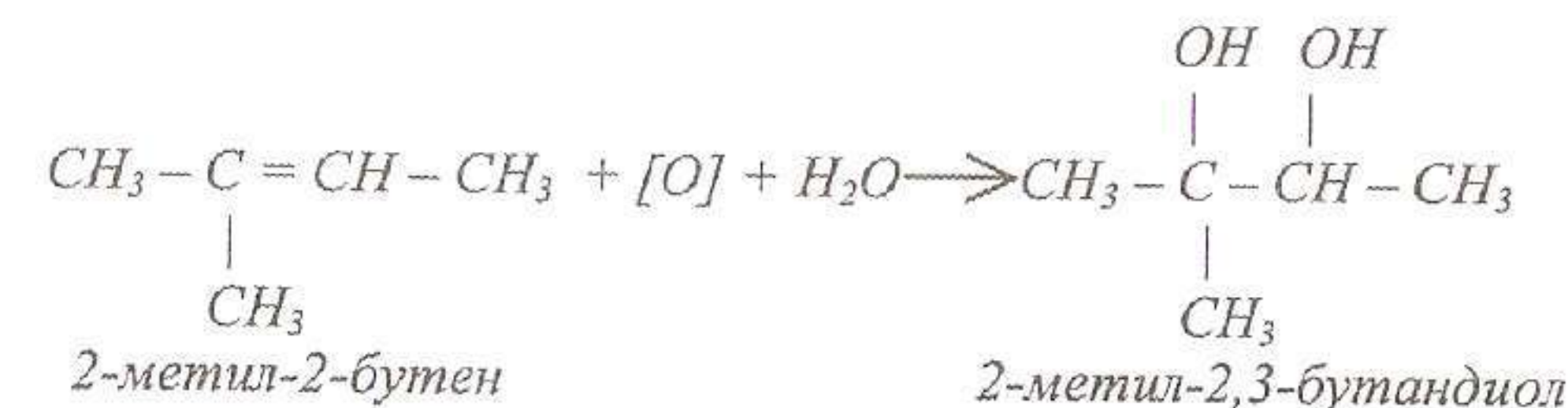


2.5. Окисление непредельных углеводородов

К 1 мл исследуемого вещества добавьте сначала равный объем раствора карбоната натрия, а затем при сильном взбалтывании 2-3 капли

раствора KMnO_4 . Фиолетовый цвет исчезает и появляется коричневая окраска от образовавшегося оксида марганца (IV).

Химизм процесса:



Реакция окисления алкенов раствором перманганата калия в нейтральном или щелочном водных растворах служит в качестве аналитической реакции на двойную связь.

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называют ненасыщенными?
2. Какой состав и какую структурную формулу имеет этилен?
3. Какого типа реакции характерны для непредельных углеводородов? Приведите примеры этих реакций.
4. Приведите примеры лабораторных способов получения этиленовых углеводородов.

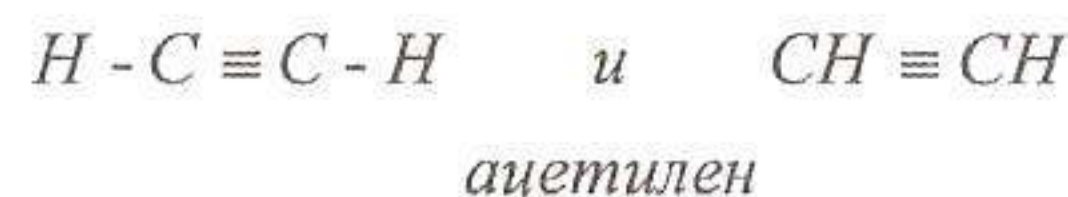
Лабораторная работа № 4 НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА АЦЕТИЛЕНА

Цель работы: получение ацетилена и изучение его свойств.

1. Теоретическая часть

1.1. Строение. Изомерия

Ацетиленовыми углеводородами называют непредельные углеводороды, в молекулах которых имеется тройная связь между углеродными атомами, т.е. группировка $-C \equiv C-$. Состав каждого члена гомологического ряда ацетиленовых углеводородов может быть выражен общей эмпирической формулой C_nH_{2n-2} . Простейшим членом этого ряда является углеводород ацетилен состава C_2H_2 , строение которого выражают структурная и упрощенная структурная формулы



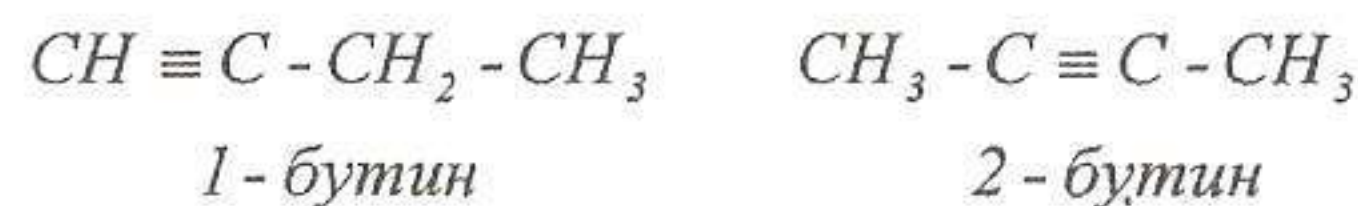
Гомологи ацетилена можно рассматривать как его производные, образовавшиеся в результате замещения одного или обоих атомов водорода в молекуле ацетилена на углеводородные радикалы.

Возможно два типа ацетиленовых соединений:



В соединениях первого типа при углероде с тройной связью имеется водород, в соединениях второго типа при атомах углерода с тройной связью его нет.

Изомерия ацетиленовых углеводородов обусловлена изомерией углеродного скелета и изомерией положения кратной связи.



1.2. Химические свойства

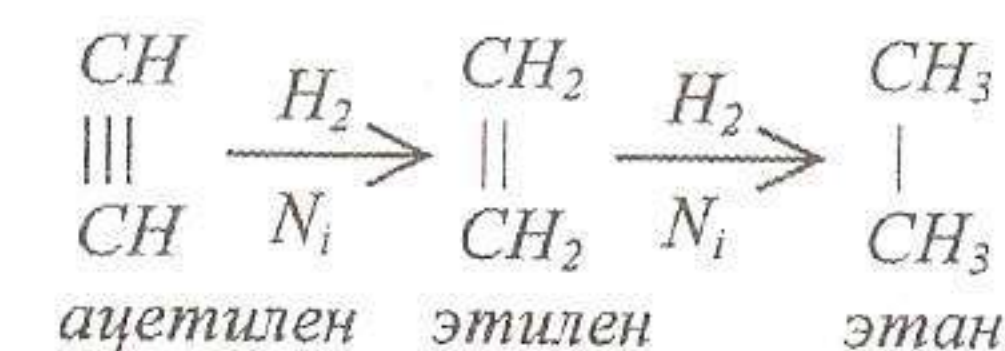
Ацетиленовым углеводородом, так же как и этиленовым, свойственны реакции присоединения по месту кратной связи, в данном случае тройной. Реакции присоединения по месту тройной связи идут ступенчато: вначале тройная связь разрывается, превращаясь в двойную, и образуются производные этиленовых углеводородов; затем разрывается и

двойная связь, превращаясь в простую с образованием производных предельных углеводородов. При энергичном химическом воздействии возможен распад молекул с разрывом углеродной цепи по месту тройной связи.

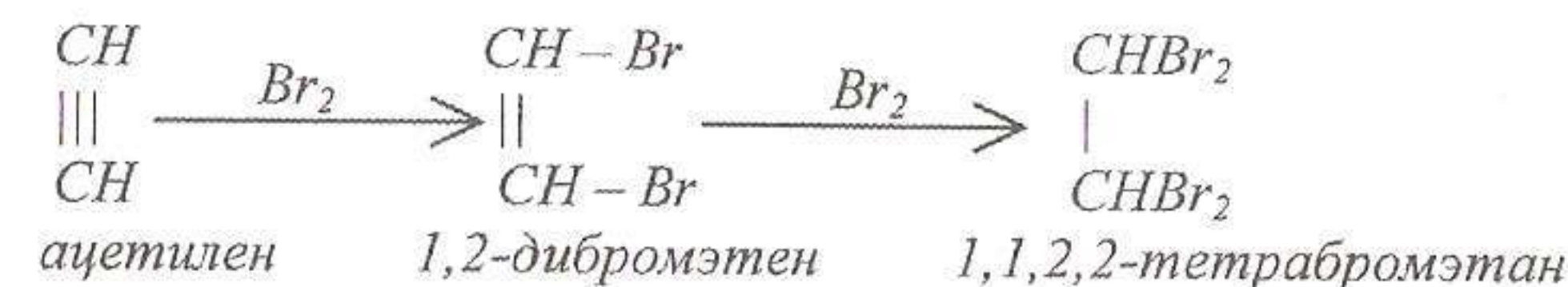
1.2.1. Реакции присоединения

Ацетиленовые углеводороды вступают в реакции присоединения как с простыми, так и сложными веществами.

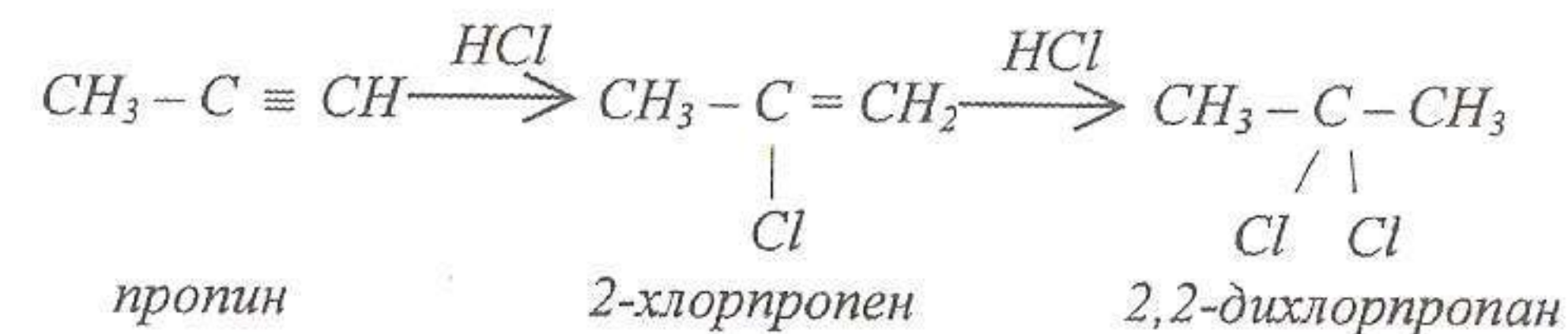
Присоединение водорода (реакция гидрирования). В присутствии катализаторов ацетиленовые углеводороды присоединяют по месту тройной связи водород. При этом вначале образуется этиленовый, а затем предельный углеводород:



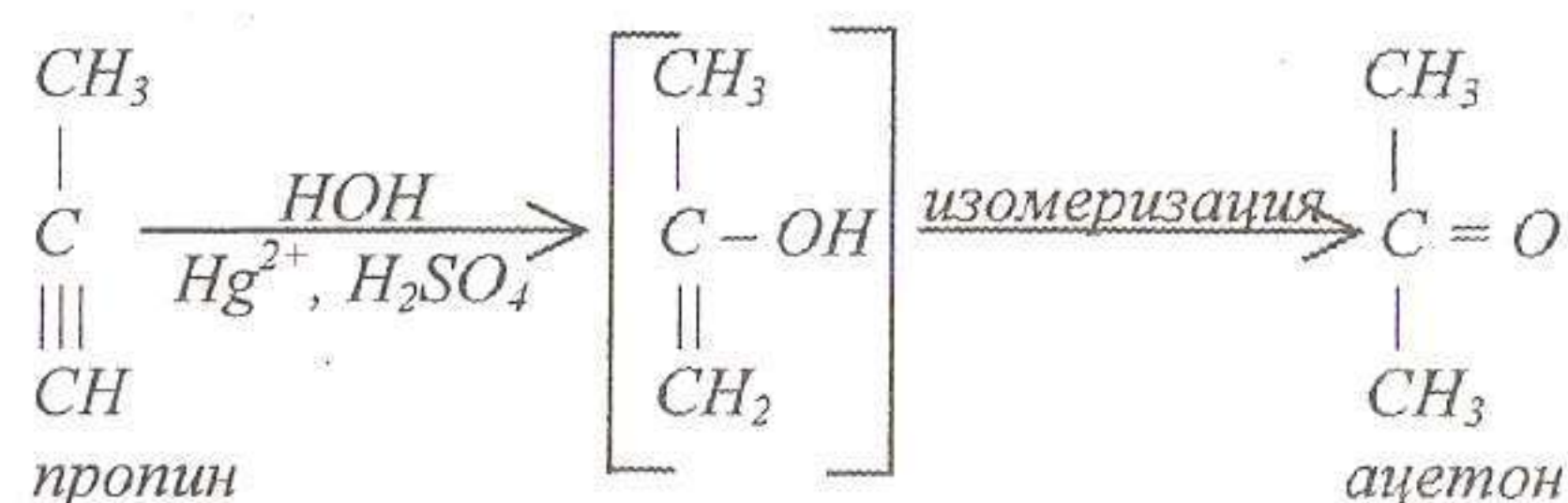
Присоединение галогенов. При взаимодействии ацетиленовых углеводородов с галогенами последние присоединяются по месту тройной связи. Реакция с бромом может быть использована как качественная реакция на тройную связь; в результате реакции бурая окраска брома или его растворов исчезает:



Присоединение галогеноводородов. Присоединение галогеноводородов также протекает ступенчато. При реакциях с ацетиленовыми углеводородами, построенными по типу $R-C \equiv C-H$ галогеноводород присоединяется в соответствии с правилом Марковникова в обеих стадиях:



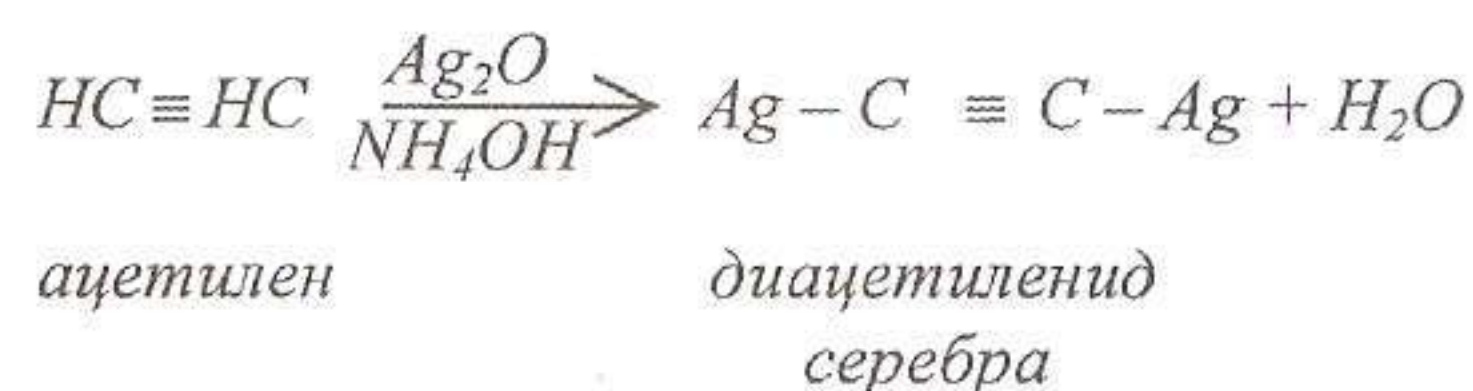
Присоединение воды (реакция гидратации). Присоединение воды (реакция Кучерова) происходит в присутствии солей ртути (II) в сернокислом растворе по месту тройной связи:



Таким образом, в результате реакции образуется соединение с карбонильной группой. В частности, из ацетилена при гидратации получается уксусный альдегид.

1.2.2. Замещение водорода при атомах углерода с тройной связью на металл

Отличительной особенностью ацетиленовых углеводородов является подвижность атомов водорода, соединенных с углеродными атомами при тройной связи. Под влиянием тройной связи атомы водорода проявляют способность замещаться на металл. При этом образуются металлические производные – ацетилениды. При взаимодействии ацетилена с аммиачным раствором оксида серебра образуется желтоватый осадок ацетиленида серебра:

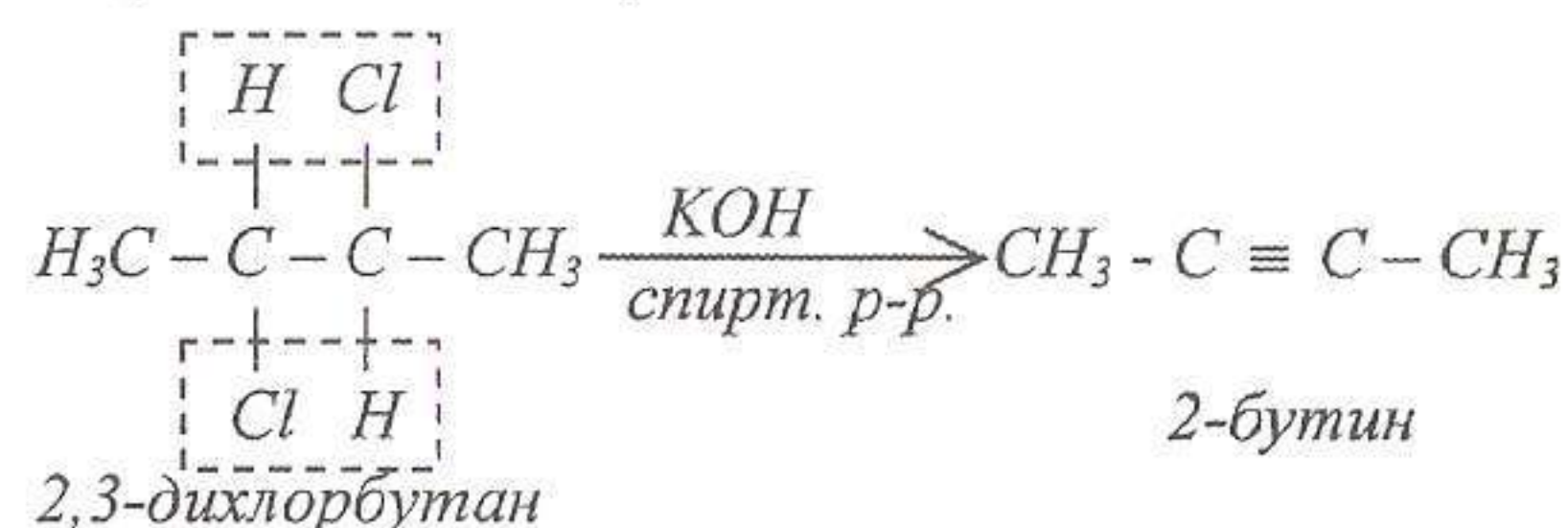


Соединения типа $R-\text{C} \equiv \text{C}-R'$, не имеющие водорода при тройной связи, ацетиленидов не образуют.

1.3. Способы получения ацетиленовых углеводородов

1.3.1. Отщепление галогеноводорода от дигалогенпроизводных

В исходном дигалогенпроизводном атомы галогена могут быть расположены либо при одном и том же углеродном атоме, либо при двух различных, но обязательно соседних углеродных атомах. При действии спиртового раствора щелочи на дигалогенпроизводные происходит отнятие двух молекул галогеноводорода:



1.3.2. Действие галогенпроизводных на ацетилениды

Этот метод является удобным для получения гомологов ацетилена и дает возможность переходить от простых ацетиленовых углеводородов к более сложным.



2. Экспериментальная часть

2.1. Получение ацетилена и его горение

Работу с ацетиленом необходимо проводить в вытяжном шкафу, так как неочищенный ацетилен, полученный из карбида кальция, содержит вредные, неприятно пахнущие примеси.

В пробирку поместите маленький кусочек карбида кальция, добавьте 2 капли воды и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Что наблюдаете?

Химизм процесса:

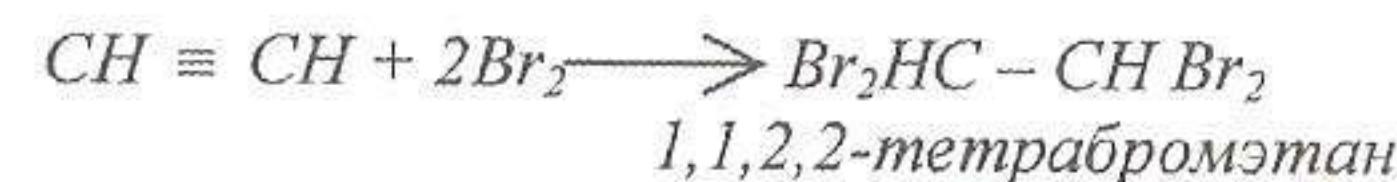


Подожгите ацетилен у конца газоотводной трубки. Он горит светящимся, коптящим пламенем.

2.2. Присоединение к ацетилену брома

Добавьте в пробирку с карбидом кальция (см. 2.1) ещё 2 капли воды и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с 5 каплями бромной воды. Бромная вода обесцвечивается вследствие присоединения атомов брома по месту тройной связи.

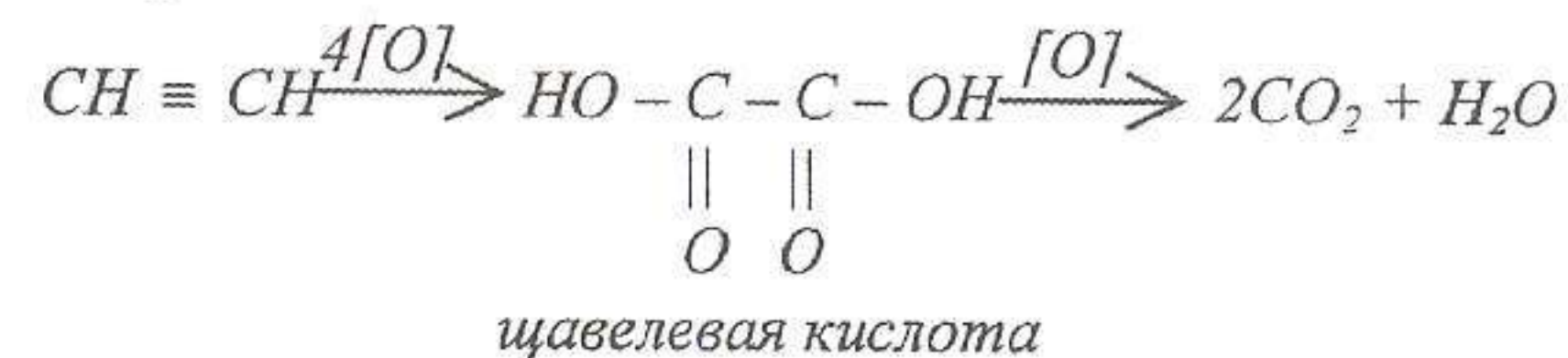
Химизм процесса:



2.3. Отношение ацетилена к окислителям

В пробирку поместите 5-7 капель перманганата калия и пропустите ток ацетилена (см. 2.1). Розовый раствор быстро обесцвечивается: происходит окисление ацетилена по месту разрыва тройной связи с образованием промежуточного продукта окисления – щавелевой кислоты, которая окисляется дальше до оксида углерода (IV) и воды.

Химизм процесса:

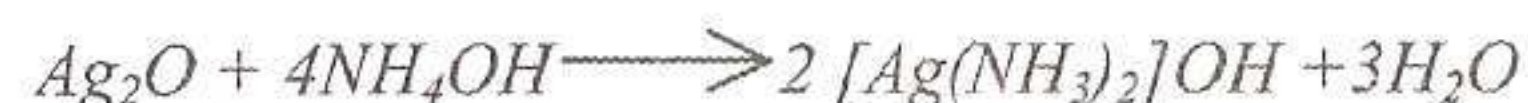


Обесцвечиванием бромной воды и раствора перманганата калия доказывается неопределенность ацетилена.

2.4. Образование металлических производных ацетилена

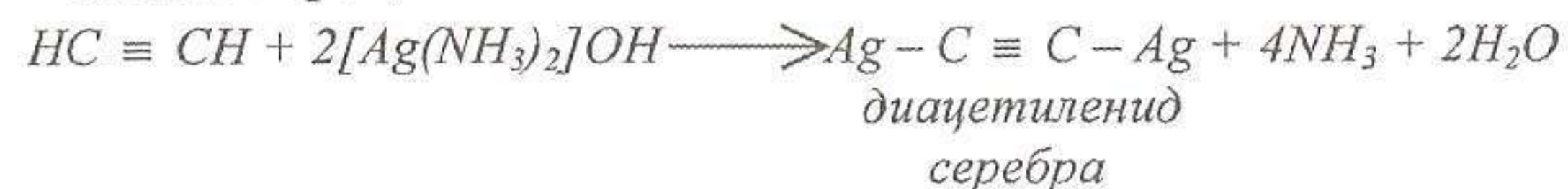
В пробирку внесите 2 капли раствора нитрата серебра и прибавьте 1 каплю раствора аммиака – образуется осадок гидроксида серебра. При добавлении 1-2 капли раствора аммиака осадок $AgOH$ легко растворяется с образованием аммиачного раствора оксида серебра.

Реакция протекает по следующим уравнениям:



Через аммиачный раствор оксида серебра пропустите ацетилен (см. 2.1). В пробирке образуется светло-желтый осадок ацетиленида серебра, который затем становится серым.

Химизм процесса:



Ацетиленид серебра опасен в обращении и отфильтровывать его не следует.

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называют алкинами?
2. Общая формула ацетиленовых углеводородов.
3. Какие виды изомерии возможны у алкинов?
4. Способы получения ацетилена и его гомологов.
5. Химические свойства ацетиленовых углеводородов.

Лабораторная работа № 5 АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Цель работы: получить бензол, изучить его свойства, а так же свойства гомологов бензола. Сравнить химические свойства ароматических углеводородов со свойствами углеводородов жирного ряда.

1. Теоретическая часть

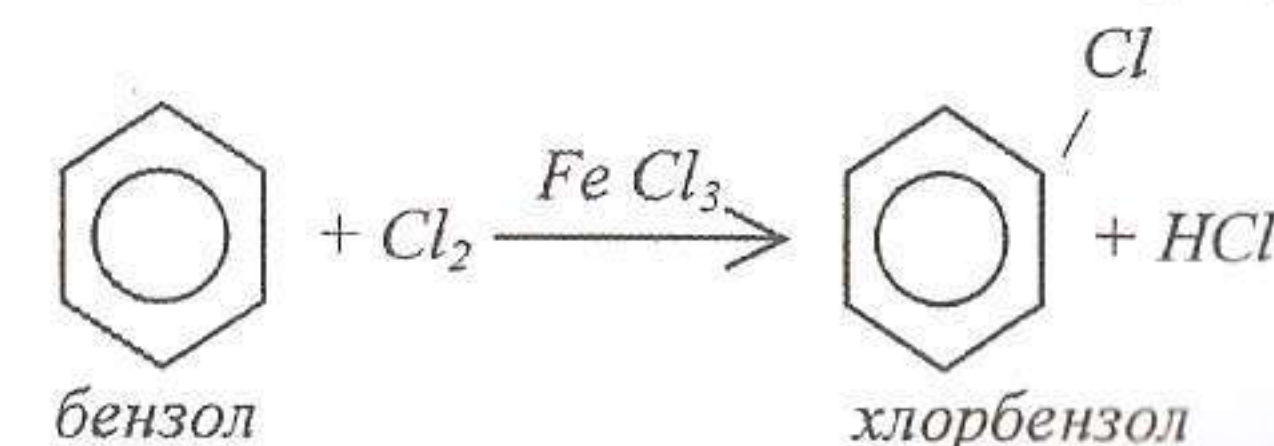
Ароматическими соединениями обычно называют карбоциклические соединения, в молекулах которых имеется особая циклическая группировка из шести углеродных атомов – бензольное ядро. Простейшим соединением, содержащим такую группировку, является углеводород бензол; все остальные ароматические соединения этого типа рассматривают как производные бензола.

Благодаря наличию в ароматических соединениях бензольного ядра они по некоторым свойствам значительно отличаются от предельных и непредельных алициклических соединений, а так же от соединений с открытой цепью. Отличительные свойства ароматических соединений, обусловленные наличием в них бензольного ядра, обычно называют ароматическими свойствами, а бензольное ядро – соответственно ароматическим ядром. Бензол (C_6H_6), несмотря на то, что по составу он является ненасыщенным соединением, проявляет склонность преимущественно к реакциям замещения, и бензольное ядро очень устойчиво. В этом заключается свойство бензола, которое называют ароматическими свойствами. Последние характерны и для других ароматических соединений; однако различные заместители в бензольном ядре влияют на его устойчивость и реакционную способность; в свою очередь бензольное ядро оказывает влияние на реакционную способность соединенных с ним заместителей. Ароматические углеводороды вступают в реакции замещения, присоединения, окисления.

1.1. Химические свойства

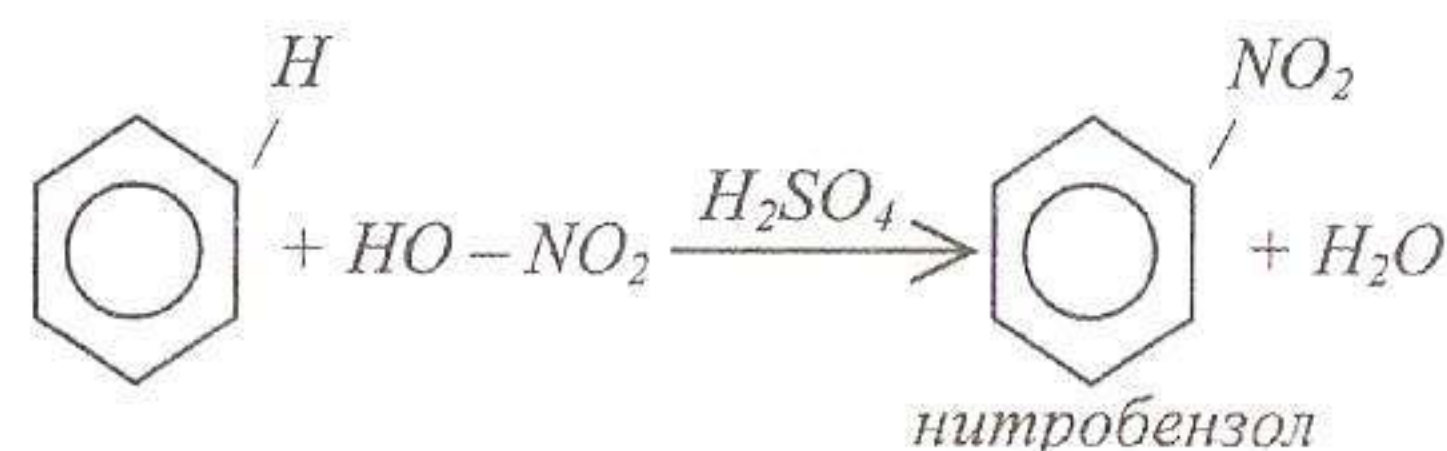
1.1.1. Реакция замещения

Галогенирование. В обычных условиях ароматические углеводороды практически не реагируют с галогенами. Чистый бензол не обесцвечивает бромную воду, но в присутствии катализаторов хлор и бром энергично вступают в реакцию с бензолом при комнатной температуре.



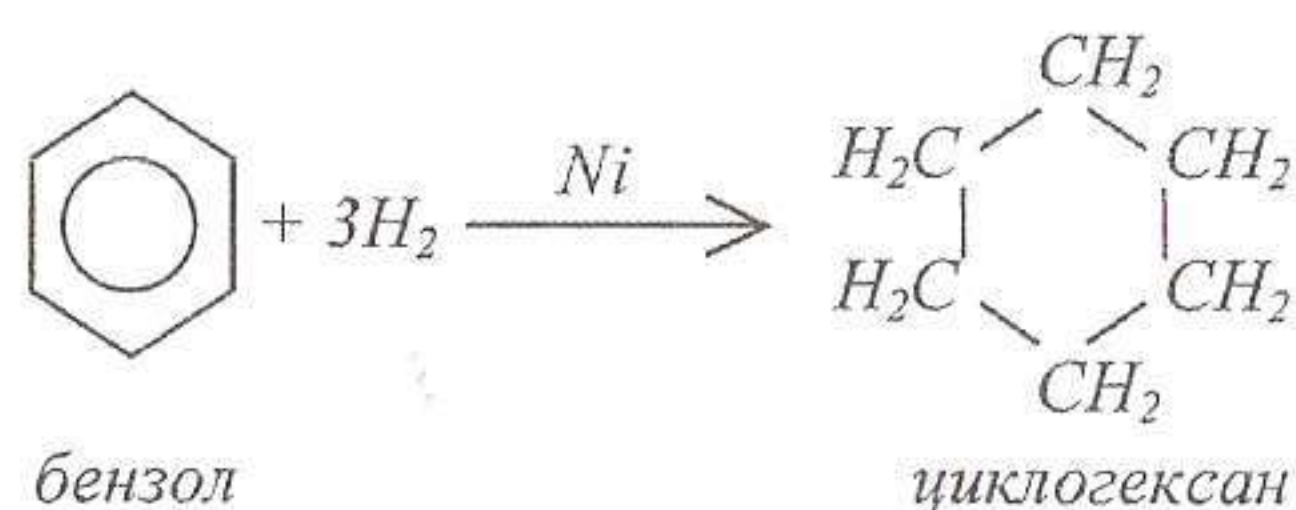
Гомологи бензола при обычной температуре и в присутствии катализатора реагируют с галогенами аналогично, образуя галогенпроизводные с галогеном в бензольном ядре; если же вести реакцию при нагревании в отсутствие катализатора, то галоген замещает атом водорода лишь в боковой цепи.

Действие азотной кислоты (реакция нитрования). Реакция заключается в замещении атомов водорода в бензольном ядре остатками азотной кислоты – нитрогруппами ($-NO_2$); в результате образуются ароматические нитросоединения и вода.



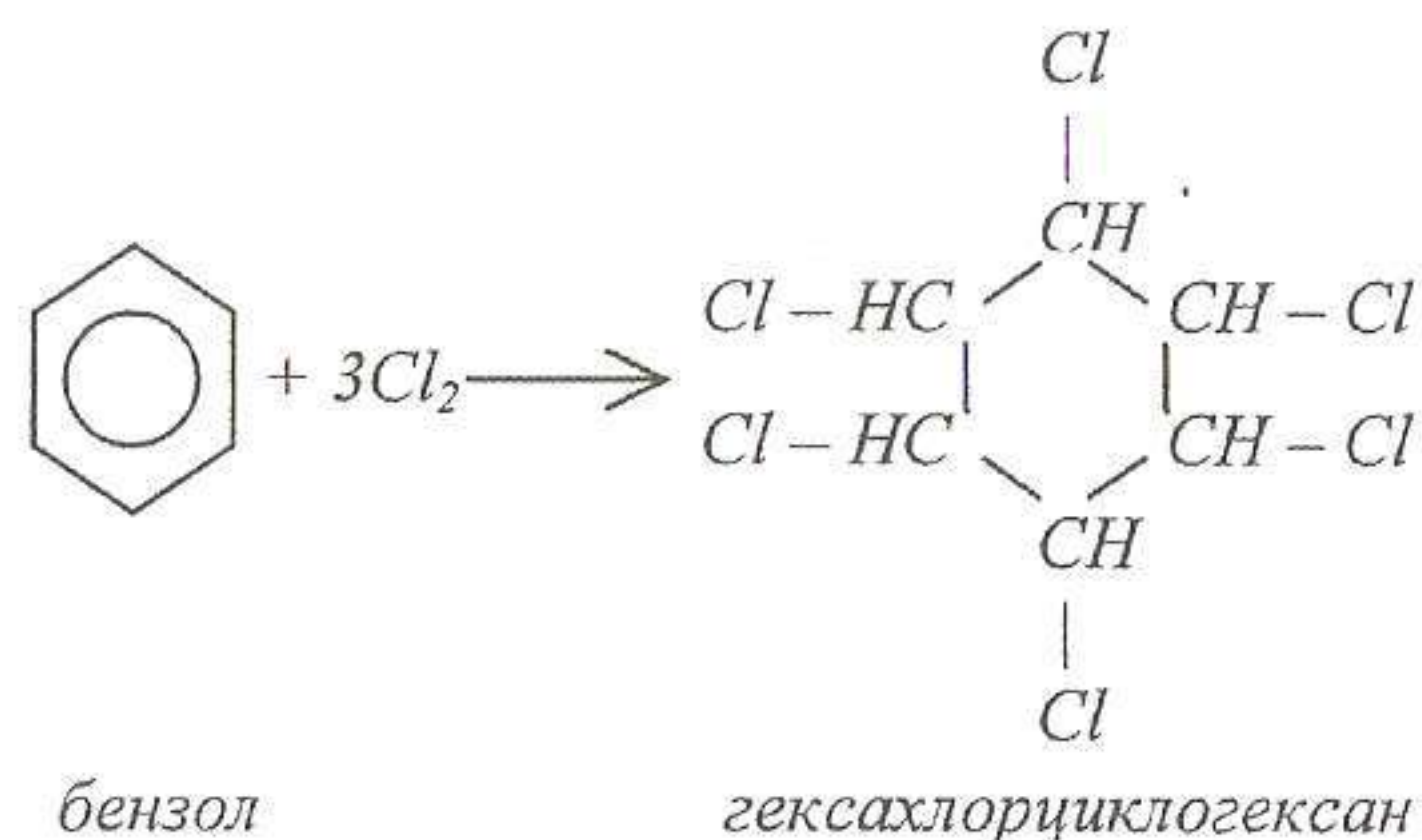
1.1.2. Реакции присоединения

Присоединение водорода (реакция гидрирования). Бензол присоединяет 6 атомов водорода; при этом получается циклогексан:



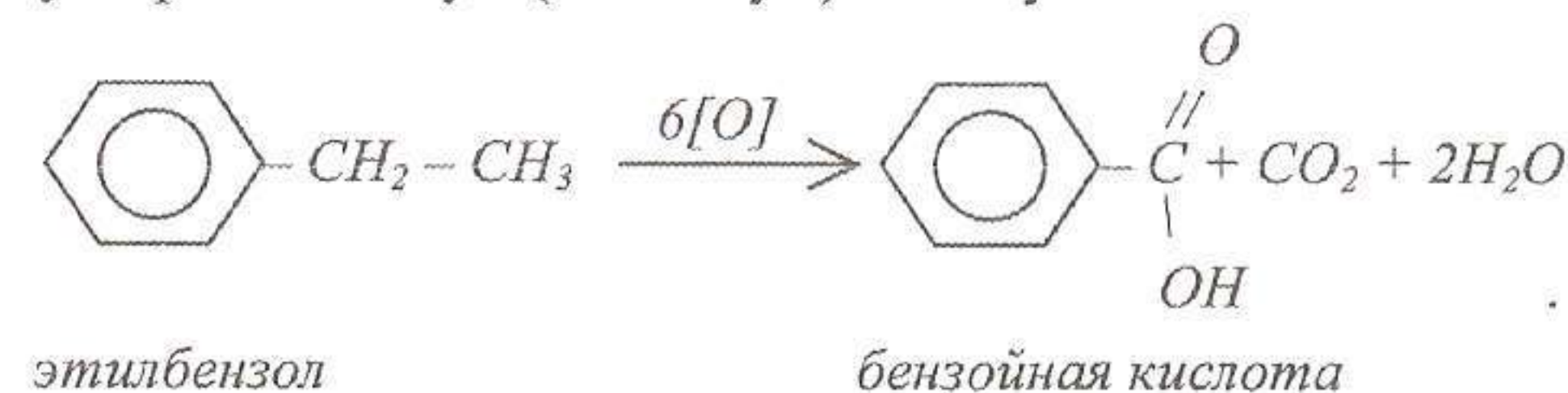
Гидрированию подвергаются и другие ароматические соединения ряда бензола, превращаясь в производные циклогексана.

Присоединение галогенов. Если действовать хлором или бромом на бензол при освещении ультрафиолетовыми лучами или прямым солнечным светом, происходит присоединение шести атомов галогена и образуются гексагалогенпроизводные циклогексана.



1.1.3. Действие окислителей

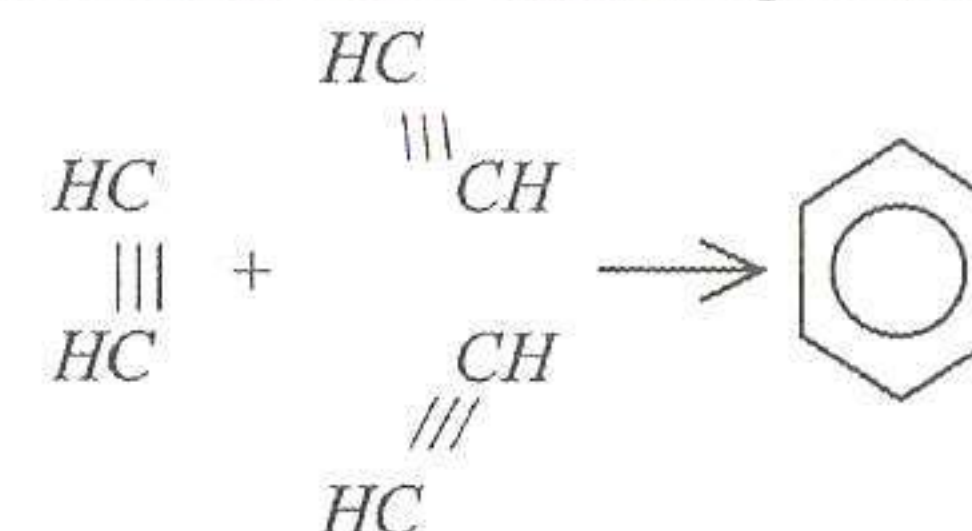
Бензол еще более стоек к действию окислителей, чем предельные углеводороды. Он не окисляется раствором перманганата калия, разбавленной азотной кислотой. Гомологи бензола окисляются значительно легче. Но и в них бензольное ядро относительно более устойчиво к действию окислителей, чем соединенные с ним углеводородные радикалы. Обычно в первую очередь окисляются боковые цепи, а бензольное ядро не изменяется. Как бы ни была сложна боковая цепь, она при действии сильных окислителей разрушается, и лишь углерод, непосредственно связанный с ядром, не отрывается от него и превращается в карбоксильную группу – $COOH$. Таким образом, любой гомолог с одной боковой цепью окисляется в одноосновную ароматическую (бензойную) кислоту.



1.2. Способы получения ароматических углеводородов ряда бензола

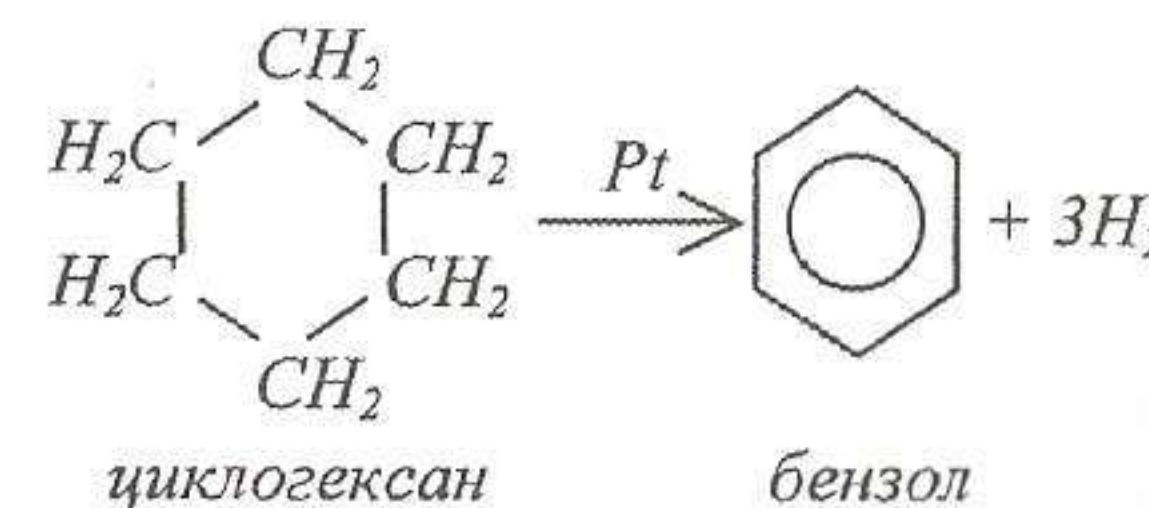
1.2.1. Синтез бензола из ацетилена

Бензол может быть получен из ацетилена при пропускании его над нагретым активированным углем. Реакция протекает по схеме:

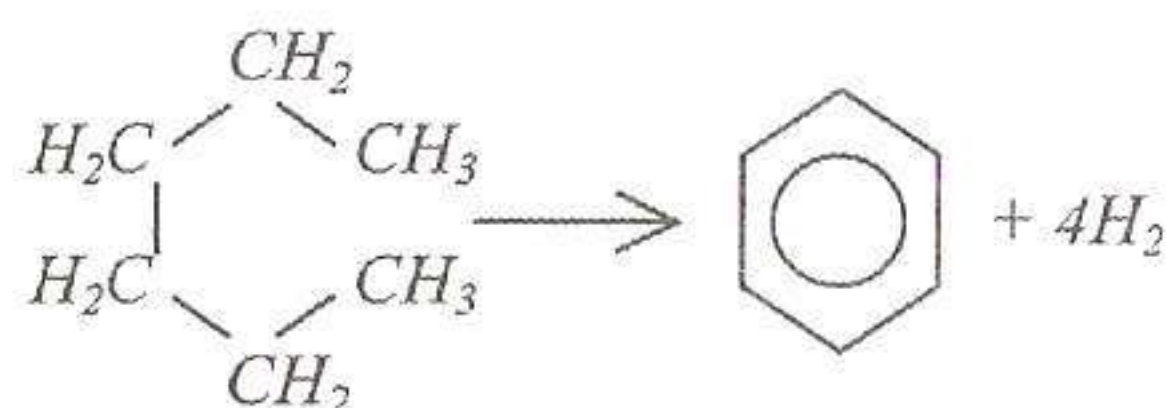


1.2.2. Ароматизация алициклических и ациклических углеводородов

Бензол получают из циклогексана (реакция дегидрирования). В качестве катализаторов применяют платину, палладий и др.



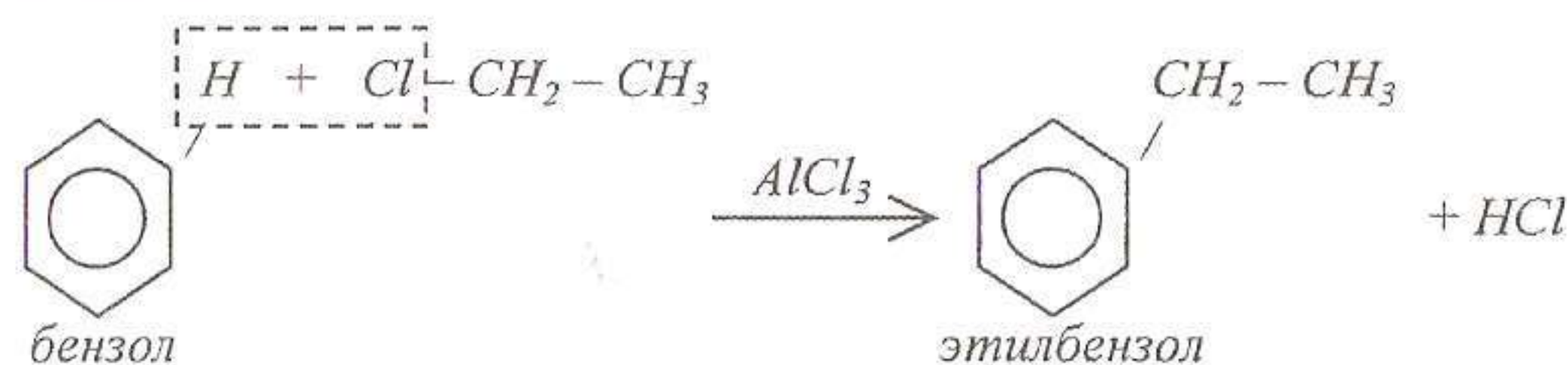
Из гомологов циклогексана таким путем могут быть получены гомологи бензола. При помощи специальных катализаторов ароматические углеводороды могут быть получены из предельных и непредельных углеводородов с открытой цепью. Процесс заключается в отщеплении водорода и замыкании цикла (реакция дегидроциклизации):



1.2.3. Синтез гомологов бензола алкилированием ароматических углеводородов

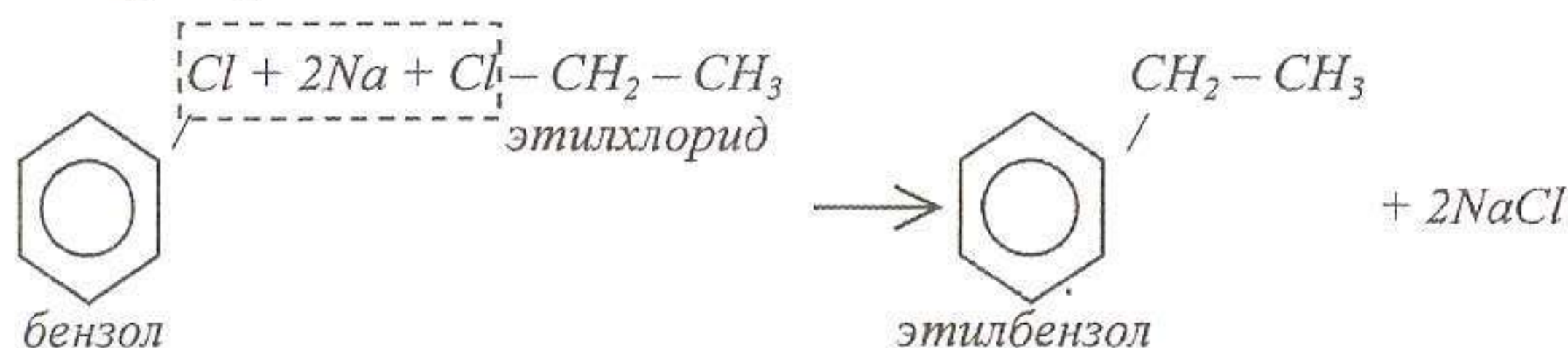
Алкилирование ароматических углеводородов имеет большое значение, так как при этом получают различные гомологи бензола. Алкилирование осуществляется различными методами. Например, при действии на бензол алкилхлоридов в присутствии безводного хлорида алюминия атомы водорода ядра замещаются радикалами и с выделением галогеноводорода образуются гомологи бензола (реакция Фриделя-Крафтса).

Например:



Другой способ синтеза гомологов бензола основан на действии металлического натрия на смесь алкилгалогенида с ароматическим галогенпроизводным (реакция Фиттига).

Например:



2. Экспериментальная часть

2.1. Проба на ароматическую структуру

В пробирку поместите 5 капель ароматического углеводорода, 4 капли хлороформа и внесите на кончике микролопатки безводный хло-

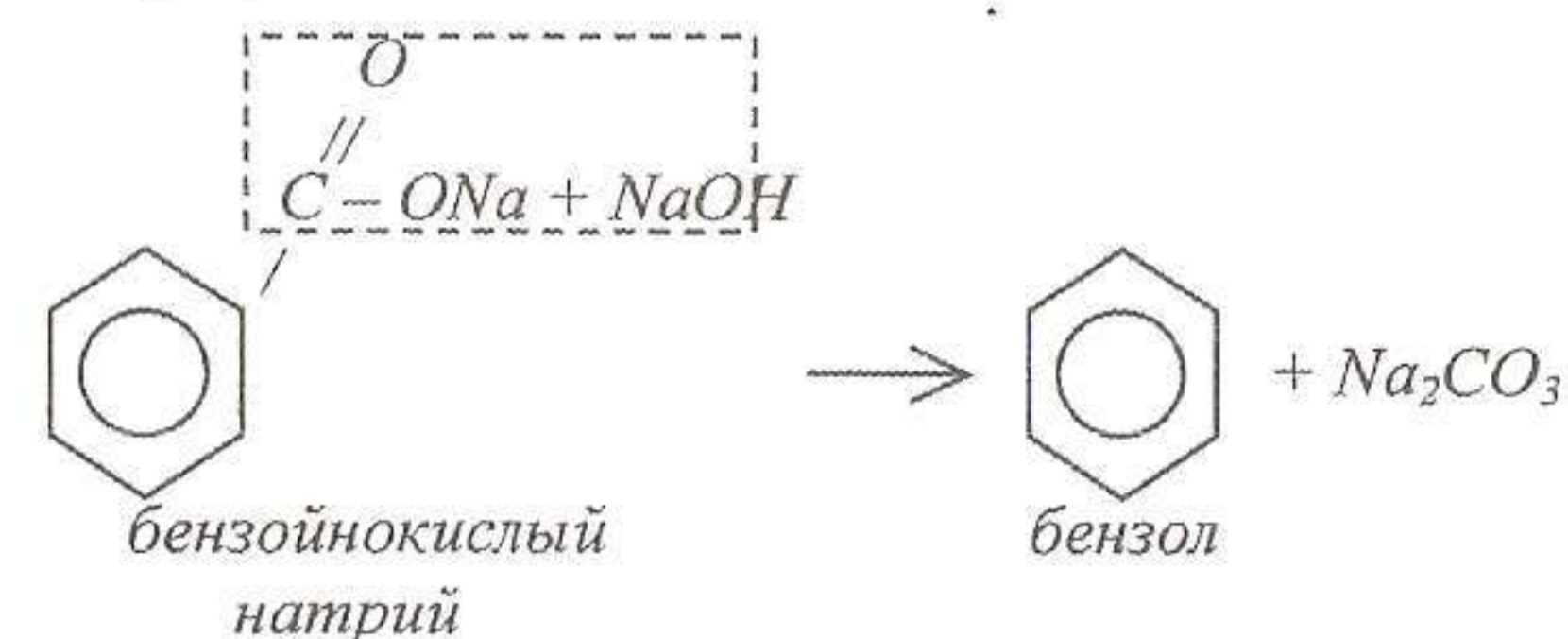
рид алюминия. Содержимое пробирки тщательно перемешайте. Постепенно появляется окраска самых разнообразных оттенков, при стоянии переходящая в коричневое окрашивание.

2.2. Получение бензола из бензоата натрия

В сухую пробирку поместите немного смеси из бензоата натрия и натронной извести (1:1). Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и закрепите в штативе горизонтально. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с водой, охлаждаемую льдом. Реакционную пробирку нагрейте. Чтобы бензол переходил в приемник, вначале нагрейте верхнюю часть пробирки, а затем уже реакционную смесь. Через некоторое время в приемнике на поверхности воды появляется маслянистое пятнышко бензола.

После того, как реакционная пробирка остынет, ее открывают. Ощущается характерный запах бензола.

Химизм процесса:



2.3. Свойства бензола

2.3.1. Действие бромной воды на бензол

В пробирку поместите 3 капли бромной воды и 2 капли бензола. Содержимое пробирки энергично перемешайте и дайте отстояться. Нижний слой (бромная вода) обесцвечивается, а верхний слой (бензол) окрашивается в коричневато-желтый цвет. Бром легче растворяется в бензоле, чем в воде, и поэтому переходит в верхний бензольный слой. Присоединение брома в этих условиях не происходит.

2.3.2. Действие перманганата калия

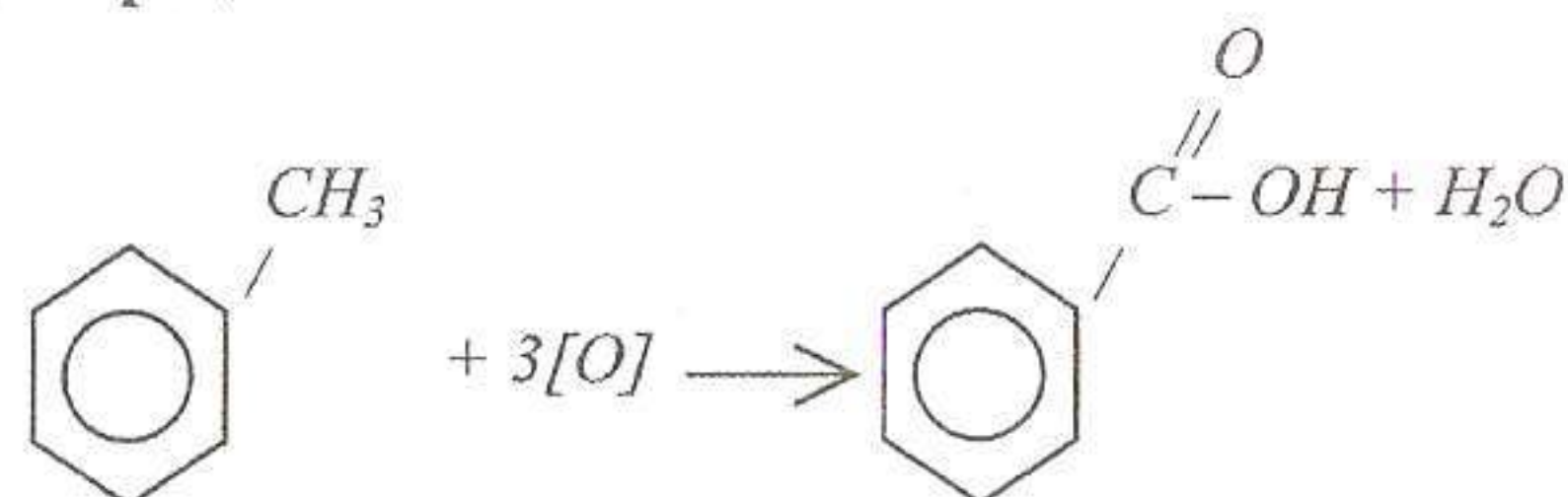
В пробирку поместите 3 капли воды, 1 каплю раствора перманганата калия и 1 каплю раствора серной кислоты. К полученному раствору добавьте 1 каплю бензола и встряхните содержимое пробирки. Розовый раствор перманганата калия при этом не обесцвечивается.

Одним из важнейших свойств бензола является его устойчивость к действию окислителей.

2.4. Окисление гомологов бензола

В пробирку поместите 3 капли воды, 1 каплю раствора перманганата калия и 1 каплю раствора серной кислоты. Затем добавьте 1 каплю толуола и энергично перемешайте. Розовая окраска постепенно исчезает и раствор обесцвечивается.

Химизм процесса:



Гомологи бензола окисляются значительно легче бензола.

2.5. Бромирование ароматических углеводородов

(Опыт проводят в вытяжном шкафу!)

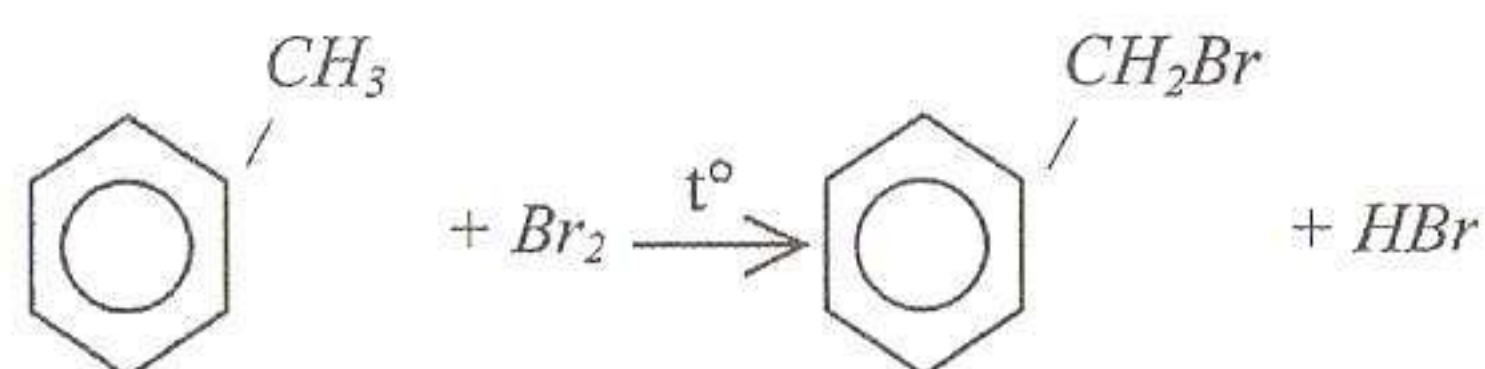
Для проведения опыта возьмите две пробирки. В одну пробирку поместите 2 капли бензола, в другую — 2 капли толуола. В обе пробирки прилейте по одной капле раствора брома и встряхните в течение 1-2 мин.

Признаком идущей реакции является выделение бромистого водорода, дымящего на воздухе, и обесцвечивание брома.

В пробирке с бензолом реакция бромирования не обнаруживается. Тoluол в этих условиях бромруется медленно, но вполне отчетливо.

Содержимое обеих пробирок нагрейте до кипения. Тoluол при этом бромруется очень легко, а бензол не бромруется даже при кипячении.

Химизм процесса:



Действие хлора и брома на ароматические соединения в условиях радикальной реакции (нагревание, освещение) приводит к замещению водорода в боковой цепи.

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называются ароматическими?
2. Бензол и его строение.
3. Изомерия ароматических углеводородов ряда бензола.
4. Способы получения бензола и его гомологов.
5. Химические свойства ароматических углеводородов.
6. В чем сходство и отличие ароматических углеводородов от предельных и непредельных углеводородов?

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная литература

1. Писаренко А.П., Хавин З.Я. Курс органической химии. — М.: Высшая школа, 1975, 1985.
2. Потапов В.М., Татаринчик С.И. Органическая химия. — М.: Химия, 1976.
3. Грандберг И.И. Органическая химия. — М.: Дрофа, 2001.
4. Иванов В.Г., Гева О.Н., Гаверова Ю.Г. Практикум по органической химии. — М.: АCADEMA, 2000.

Дополнительная литература

1. Некрасов В.В. Руководство к малому практикуму по органической химии. — М.: Химия, 1975.
2. Левитина Т.П. Справочник по органической химии: Учебное пособие. — СПб.: Паритет, 2002.

Министерство образования Российской Федерации

Владивостокский государственный университет
экономики и сервиса

А.Н. САВЕРЧЕНКО

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Лабораторный практикум
по химии

Часть 2

Владивосток
Издательство ВГУЭС
2020

ББК 24
С 12

Рецензенты: Каминский В.А., д-р хим.
наук, профессор (ДВГУ);
Гамов В.А. канд. хим.наук,
доцент (ВГУЭС)

Саверченко А.Н.

С 12 КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ: Лабораторный практикум по химии.
Часть 2. – Владивосток: Изд-во ВГУЭС, 2020. – 32 с.

В практикуме приведены лабораторные работы по курсу химия (раздел II) для студентов нехимических специальностей. Методические указания состоят из двух частей: теоретической и экспериментальной.

Изучение теоретического материала способствует усвоению данной темы, что позволяет грамотно выполнить эксперимент. Методика выполнения опытов подробно описана в экспериментальной части. С целью закрепления изученного материала приводятся контрольные вопросы.

Для студентов I курса специальностей: 013100 – экология, 280900 – конструирование швейных изделий, 351100 – товароведение и экспертиза товаров, 280800 – технология швейных изделий.

ББК 24

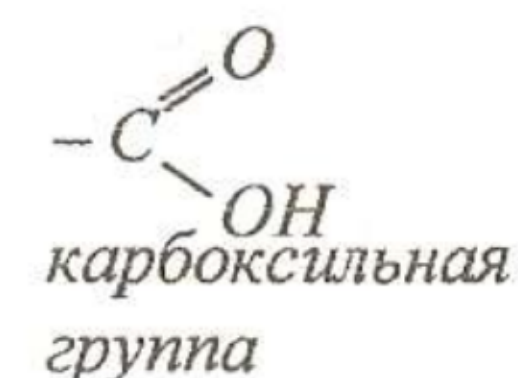
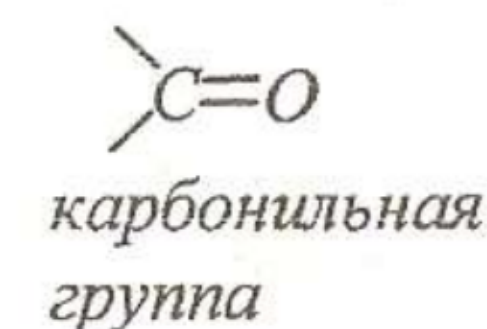
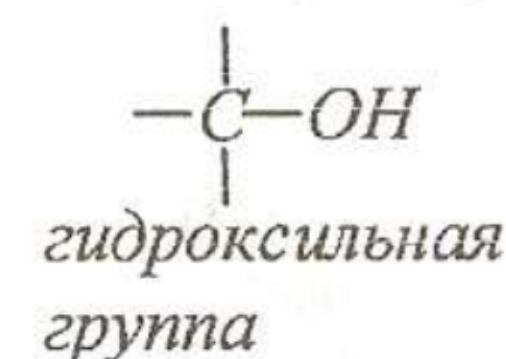
Печатается по решению РИСО ЕГУЭС

© Издательство Владивостокского
государственного университета
экономики и сервиса, 2020

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

К кислородсодержащим органическим соединениям относят многочисленные органические соединения, как природного происхождения, так и синтетические, являющиеся производными углеводородов, в молекулах которых содержатся углеродные атомы, непосредственно связанные с кислородом.

В органических кислородсодержащих веществах кислород в соединении с углеродом образует различные группы, в которых углерод затрачивает на соединения с атомами кислорода одну, две или три валентные связи:



Остальные валентности углерода могут участвовать в образовании связи либо с углеродными атомами, либо с атомами водорода или других элементов.

Таким образом, приведённые кислородсодержащие группы, можно представить как различные стадии окисления углеродных атомов в органических молекулах; эти группы связаны между собой так же, как и соединения, в состав которых они входят, взаимными окислительно-восстановительными превращениями. Гидроксильная группа содержится в спиртах, карбонильная – в альдегидах и кетонах, карбоксильная – в карбоновых кислотах.

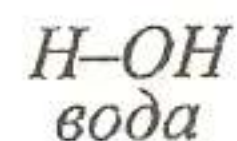
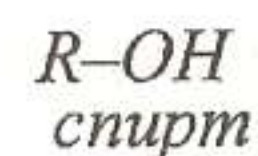
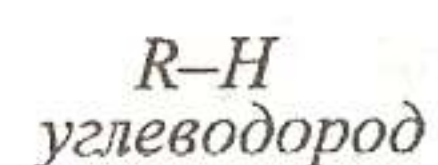
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

Спирты и их производные

Цель работы: познакомиться со свойствами спиртов, изучить способы получения простых и сложных эфиров.

1. Теоретическая часть

Производные углеводов, представляющие собой продукты замещения атома водорода в углеводородной молекуле водным остатком, т.е. гидроксильной группой – OH , называют спиртами. Эти вещества можно рассматривать и как производные воды, в молекуле которой один атом водорода замещён углеводородным радикалом R . Это можно представить схемой:

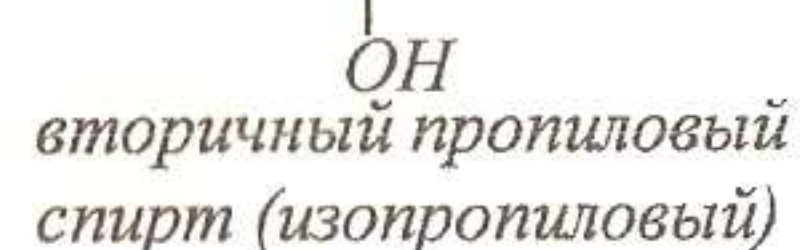
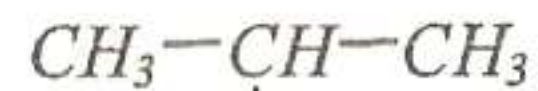
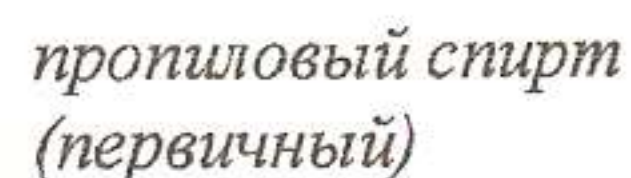
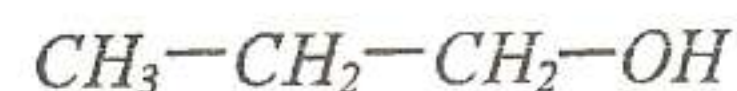


Спирты могут содержать и несколько гидроксильных групп но при разных атомах углерода. Число их характеризует атомность спирта. В соответствии с этим спирты бывают одноатомные и многоатомные; последние подразделяются на двухатомные, трёхатомные и т.д. спирты.

1.1. Строение. Изомерия

Изомерия предельных одноатомных спиртов, общая формула которых $C_nH_{2n+1}OH$, обусловлена изомерией углеродного скелета и изомерией положения гидроксильной группы.

Спирту состава C_3H_7OH соответствует два изомера по положению гидроксильной группы:

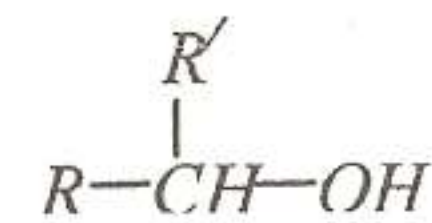


Из бутана и изобутана могут быть произведены четыре изомерных бутиловых спирта.

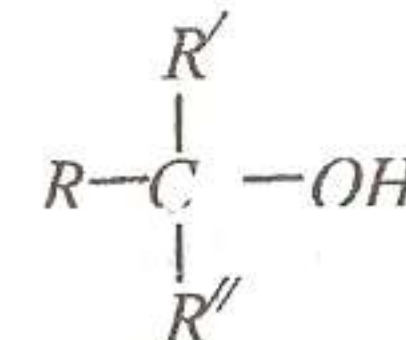
В зависимости от положения гидроксильной группы при первичном, вторичном и третичном углеродном атоме спирты могут быть первичными, вторичными и третичными:



первичный спирт



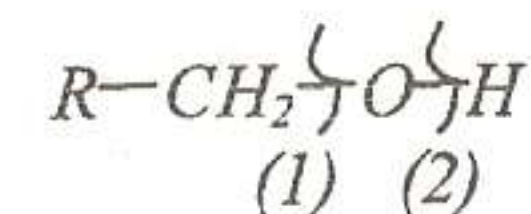
вторичный спирт



третичный спирт

1.2. Химические свойства

Химические свойства спиртов обусловлены наличием гидроксильной группы. В разнообразных химических превращениях спиртов особая роль принадлежит двум типам реакций:

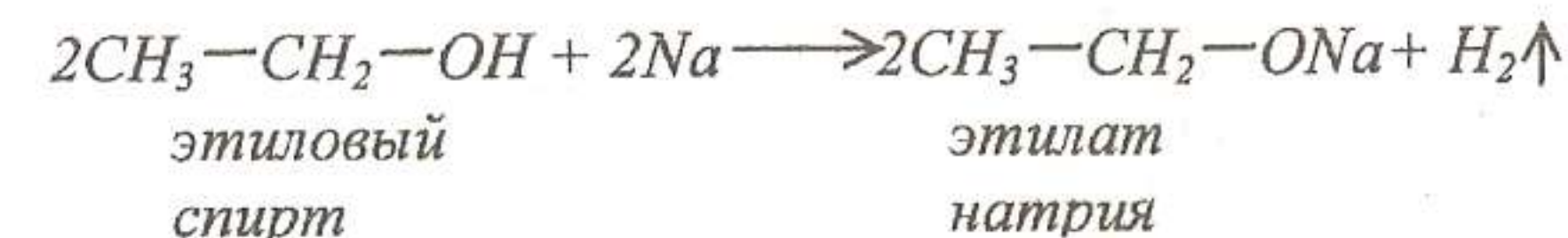
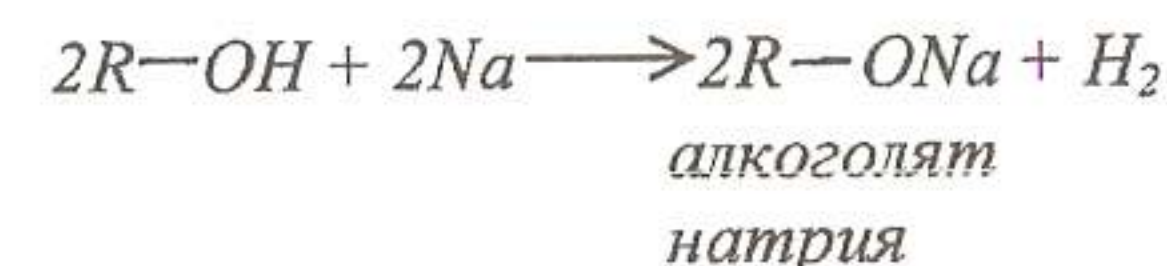


разрыву связи между атомами *C* и *O* (1), *O* и *H*(2).

Положение гидроксильной группы существенно влияет на её поведение в этих превращениях.

1.2.1. Кислотные свойства спиртов

Атомы водорода гидроксильных групп в спиртах проявляют определённую подвижность. Подобно воде, спирты реагируют со щелочными металлами, которые замещают водород спиртовых гидроксильных групп; при этом образуются алкоголяты и выделяется водород:



По мере увеличения числа углеродных атомов в углеводородных радикалах спиртов активность последних в этой реакции всё более уменьшается.

Высшие спирты реагируют с натрием лишь при нагревании. Первичные спирты значительно активнее в реакциях со щелочными металлами, чем изомерные им вторичные и особенно третичные.

В реакции со щелочными металлами спирты проявляют свойства кислот; но в результате влияния, оказываемого на гидроксильную группу алкильным радикалом, спирты — ещё более слабые кислоты, чем вода. Прак-

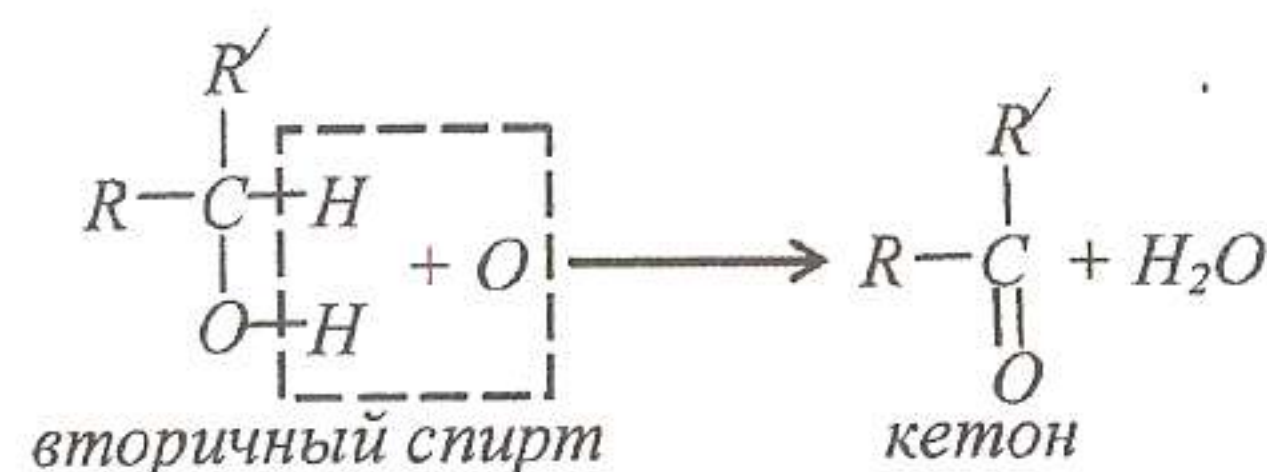
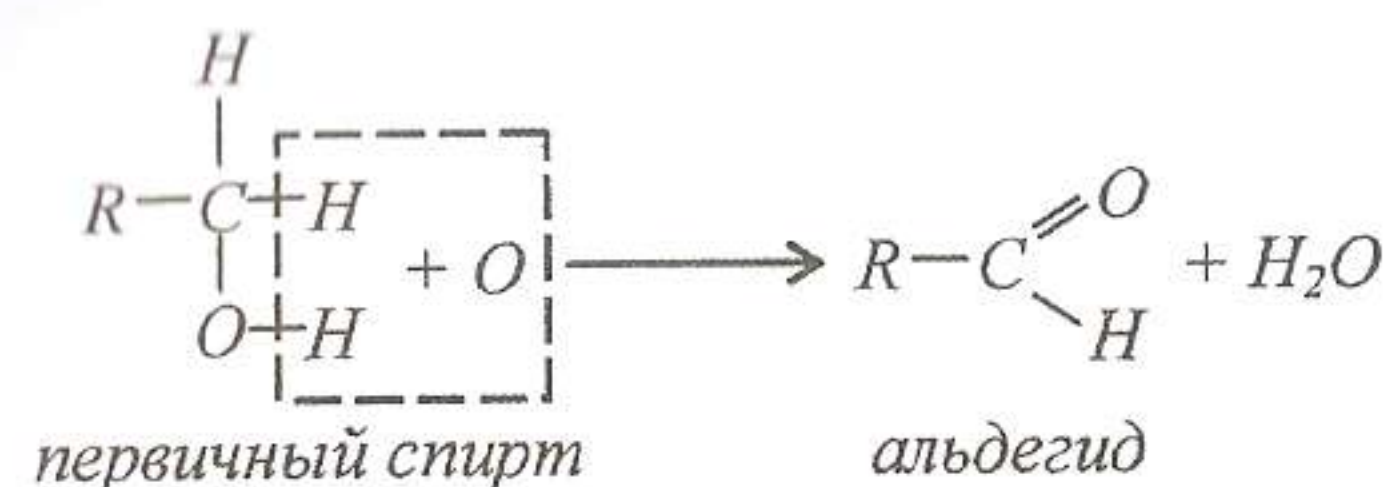
тически спирты – нейтральные вещества: они не показывают ни кислой, ни щелочной реакции на лакмус, не проводят электрический ток.

1.2.2. Окисление спиртов

Кислород воздуха окисляет спирты только при высокой температуре; при этом они горят. В результате происходит полное разрушение молекул с образованием оксида углерода(IV) и воды.

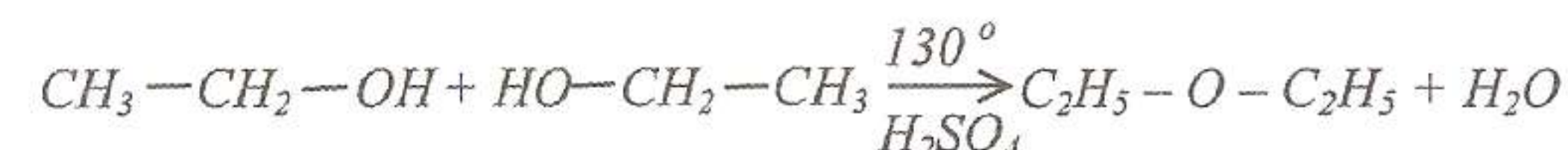
Возможно и умеренное окисление спиртов: при этом они окисляются легче, чем соответствующие предельные углеводороды. Углеводороды на холоду не взаимодействуют с раствором перманганата калия или хромовой смесью, спирты же окисляются ими. Внешняя реакция проявляется в том, что в случае перманганата калия ($KMnO_4$) исчезает его фиолетовая окраска, а в случае хромовой смеси ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$) её оранжевый цвет переходит в зеленый.

Большая склонность спиртов к окислению по сравнению с углеводородами объясняется влиянием имеющейся в их молекулах гидроксильной группы. Молекулы спиртов содержат углеродные атомы, как бы уже подвергшиеся окислению, т.е. связанные с кислородом гидроксида, и поэтому действие окислителя прежде всего направляется на спиртовую группу. При этом окислению легче подвергаются спирты, в которых при углероде спиртовой группы имеется водород, – первичные и вторичные. При окислении первичных спиртов образуются альдегиды, вторичных – кетоны, окисление третичных спиртов сопровождается разрывом углеродной цепи.

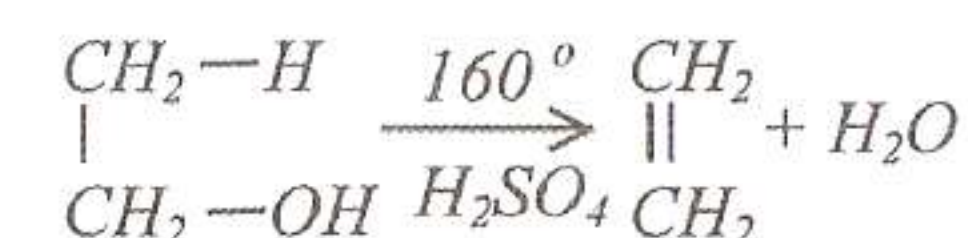


1.2.3. Дегидратация спиртов

Дегидратация (отнятие воды от молекулы спирта) приводит к образованию этиленовых углеводородов или простых эфиров. При избытке спирта дегидратация протекает межмолекулярно, что приводит к образованию простого эфира:

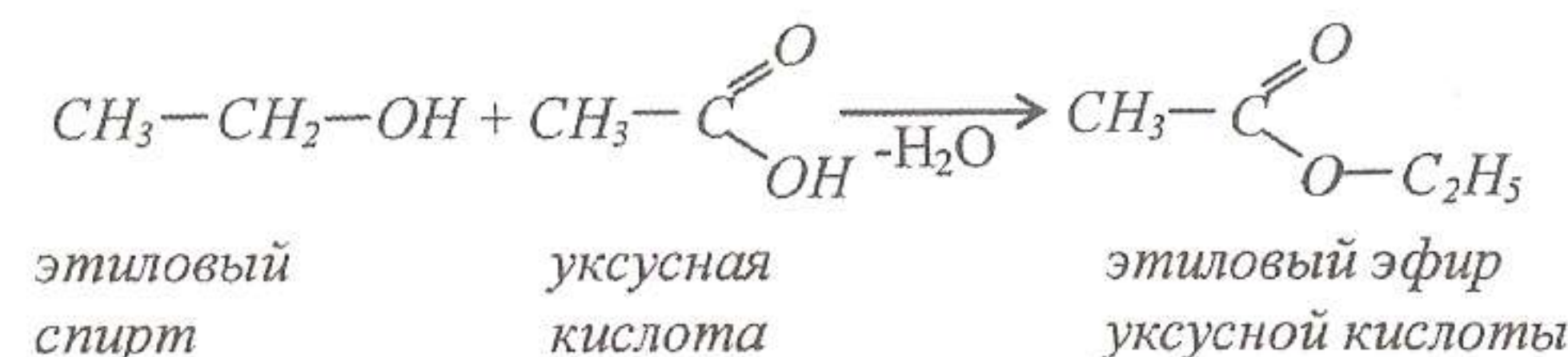


Внутримолекулярная дегидратация, т.е. за счёт одной молекулы спирта, приводит к образованию этиленового углеводорода:



1.2.4. Образование сложных эфиров

Взаимодействие спиртов с кислотами (органическими и неорганическими) приводит к образованию производных кислот, называемых сложными эфирами:



Эта реакция называется реакцией этерификации.

1.3. Экспериментальная часть

1.3.1. Влияние радикала и количества гидроксильных групп на растворимость спиртов

В четыре пробирки налейте по 2мл воды, подкрашенной $KMnO_4$, и добавьте по 0,5 мл следующих спиртов: этилового, пропилового, амиллового и глицерина. Содержимое пробирок энергично перемешайте. Что наблюдаете?

Увеличение радикала (углеводородной части молекулы) понижает растворимость спиртов в воде, увеличение числа гидроксильных групп увеличивает растворимость их в воде.

1.3.2. Обнаружение присутствия в спирте воды и обезвоживание спиртов

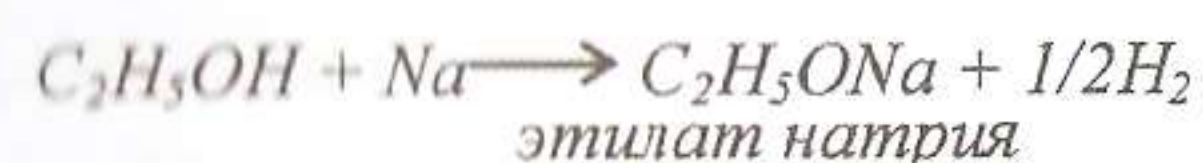
В сухую микропробирку поместите немного порошка безводного сульфата меди и добавьте 8–10 капель этилового спирта. Смесь встряхните и слегка нагрейте. Белый порошок окрашивается в голубой цвет, что указывает на присутствие в спирте воды. Безводный сульфат меди, связывая воду, переходит в синий кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Обезвоженный спирт сохраните для проведения следующего опыта.

1.3.3. Получение и гидролиз алкоголятов

Полученный в опыте 1.3.2. обезвоженный спирт осторожно слейте с осадка в сухую пробирку и погрузите в него кусочек натрия величиной с небольшую горошину, охлаждая пробирку с реакционной смесью в стакане с водой, предотвращая кипение спирта в результате экзотермической реакции. По окончании реакции на дне пробирки останется беловатый осадок этилата натрия. Полученный этилат натрия растворите в 2–3 мл дистиллированной воды, добавьте 1 каплю фенолфталеина. Появляется малиновое окрашивание.

Химизм процесса:



Алколяты подобны солям очень слабых кислот и при действии воды гидролизуются с образованием спирта и щёлочи.

Химизм процесса:

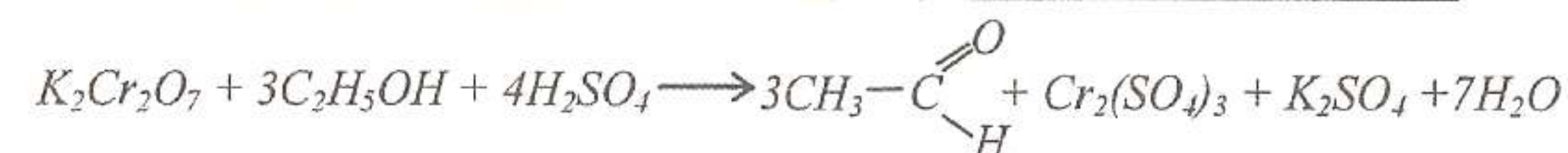
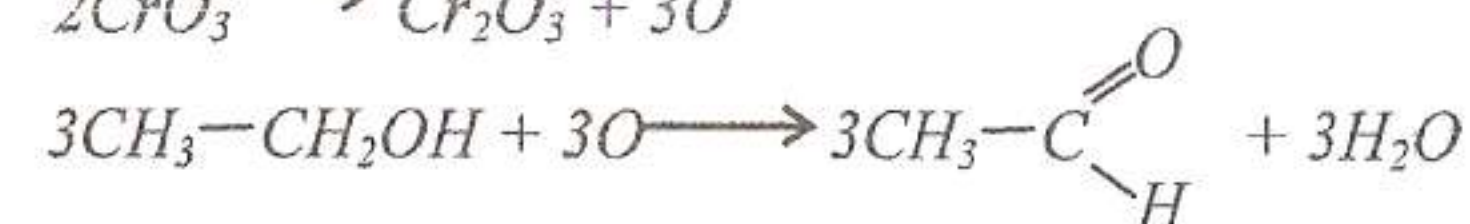
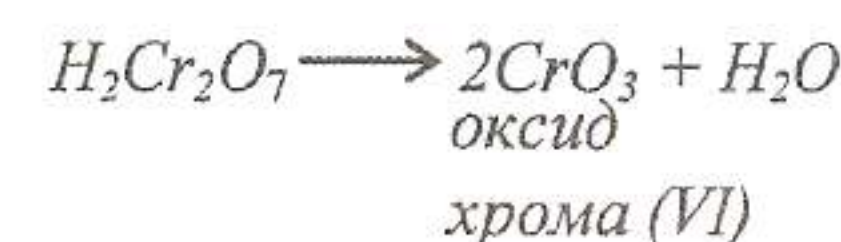


В реакции со щелочными металлами спирты проявляют свойства кислот; но в результате влияния, оказываемого на гидроксильную группу алкильным радикалом, спирты – ещё более слабые кислоты, чем вода.

1.3.4. Окисление этилового спирта хромовой смесью

В сухую пробирку поместите две капли этилового спирта, добавьте одну каплю серной кислоты и 2 капли раствора бихромата калия и осторожно нагрейте. При этом наблюдается изменение окраски раствора от оранжевой до синевато – зелёной. Одновременно ощущается запах уксусного альдегида.

Химизм процесса:



Для подтверждения образования уксусного альдегида проведите цветную реакцию с фуксинсернистой кислотой.

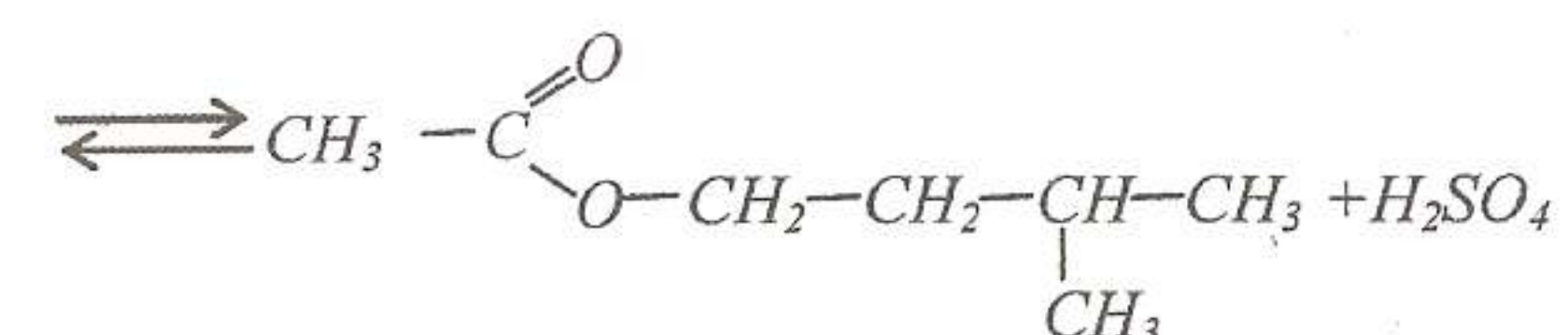
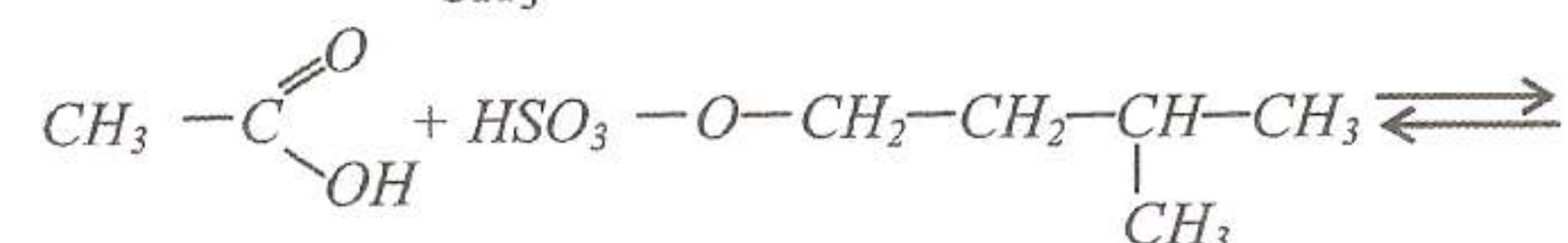
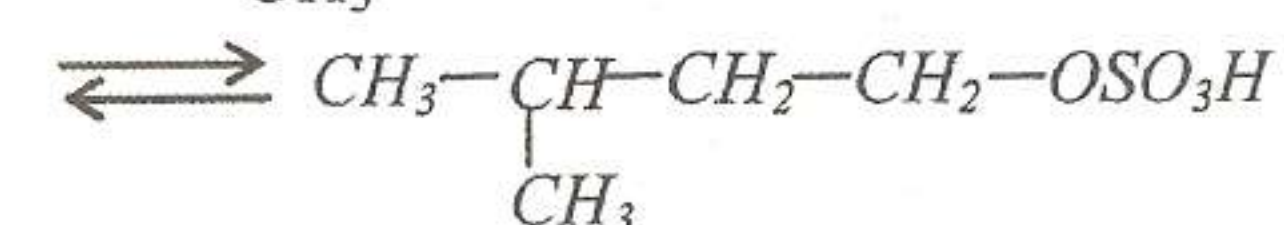
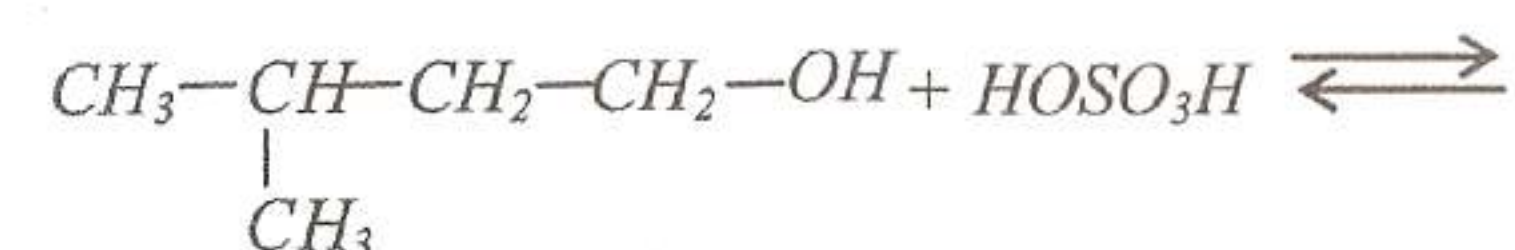
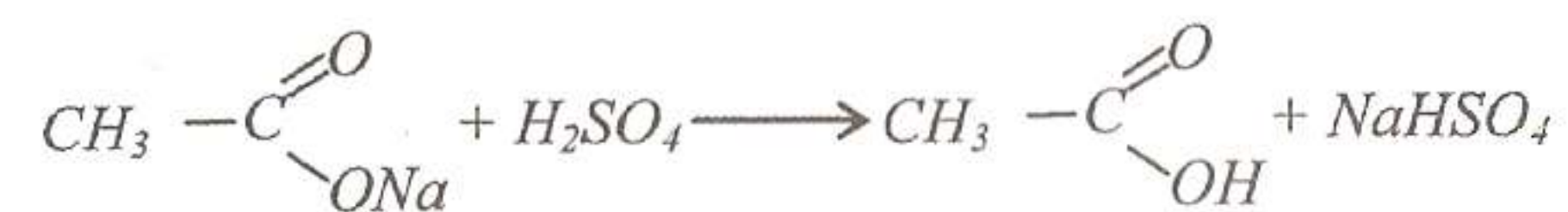
В пробирку поместите 3 капли раствора фуксинсернистой кислоты и пипеткой внесите одну каплю полученного раствора. Появляется розово – фиолетовая окраска (цветная реакция на альдегид).

Спирты окисляются легче, чем соответствующие им углеводороды, что объясняется влиянием имеющейся в их молекуле гидроксильной группы.

1.3.5. Получение уксусноизоамилового эфира

В сухую пробирку поместите немного (высота слоя должна быть около 2 мм) порошка обезвоженного ацетата натрия и три капли изоамилового спирта. Добавьте 2 капли концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте содержимое пробирки при встряхивании над пламенем спиртовки. Через некоторое время жидкость бурлит и ощущается характерный запах уксусноизоамилового эфира (запах грушевой эссенции).

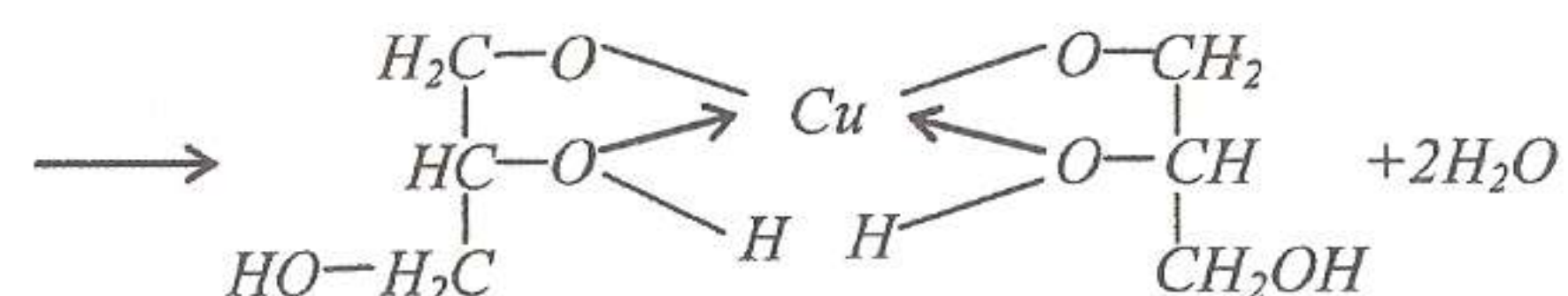
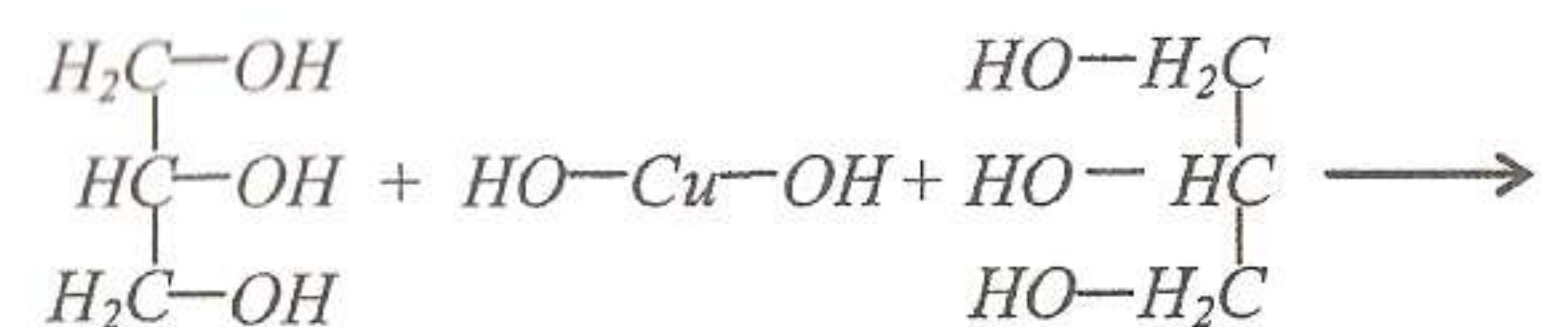
Химизм процесса:



1.3.6. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II)

Поместите в пробирку две капли раствора сульфата меди, 2 капли раствора гидроксида натрия и перемешайте. Образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди (II). В пробирку добавьте 1 каплю глицерина и взбалтайте содержимое. Осадок растворяется и появляется тёмно – синее окрашивание вследствие образования глицерата меди.

Химизм процесса:



Глицерин – трёхатомный спирт. Кислотность его больше, чем одноатомных спиртов. Увеличения числа гидроксильных групп усиливает кислотный характер.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются спиртами? Какова их общая формула?
2. Чем определяется атомность спиртов?
3. Какие спирты называются первичными, вторичными, третичными?
4. Химические свойства и способы получения спиртов.
5. Какие вещества называются простыми и сложными эфирами?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

Фенолы

Цель работы: изучить свойства фенолов и сравнить их со свойствами спиртов.

1. Теоретическая часть

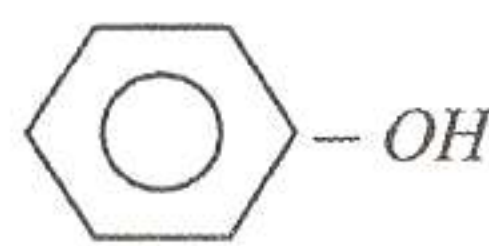
Фенолами называют производные ароматических углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода бензольного ядра замещены гидроксильной группой ($-OH$).

1.1. Строение. Изомерия

Простейший представитель класса фенолов является производным бензола; его называют просто фенолом или карболовой кислотой.

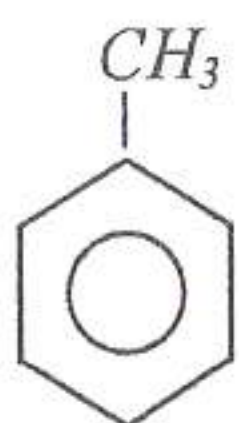


бензол
 C_6H_6

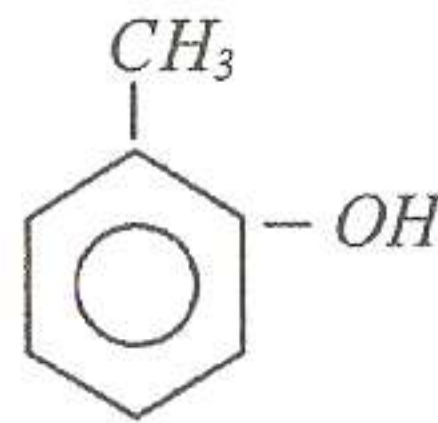


фенол
 C_6H_5OH

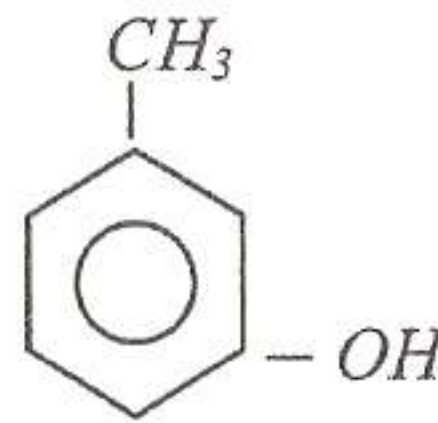
Толуолу отвечают три изомерных фенола, различных по положению гидроксильной группы в ядре; они называются орто-, мета- и пара-крезолами:



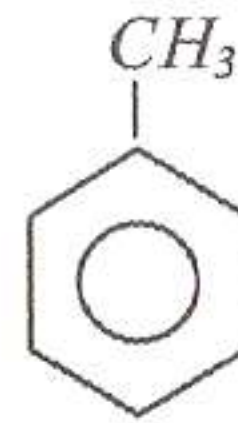
толуол



о-крезол



м-крезол

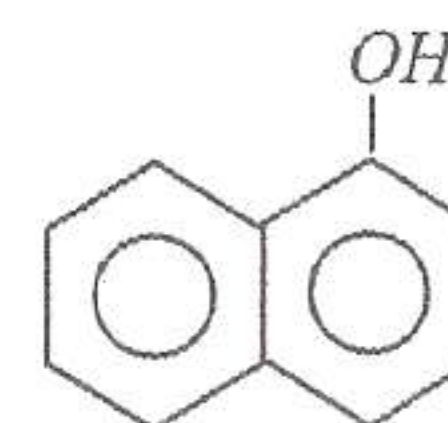


п-крезол

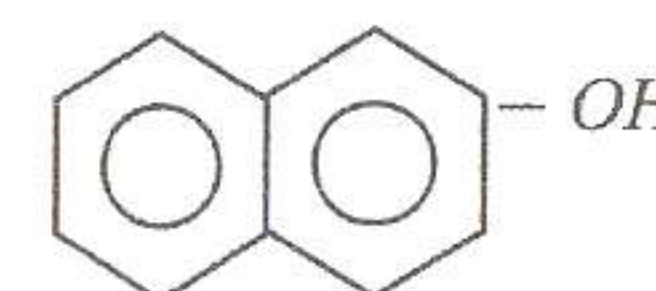
К фенолам относятся также гидроксильные производные нафталина – их называют нафтолами. В соответствии с особенностями строения нафталина они существуют в виде двух изомеров – α и β – нафтола:



нафталин
 $C_{10}H_8$



α -нафтол



β -нафтол

$C_{10}H_7-OH$

Фенол, крезолы, α - и β -нафтолы содержат по одной гидроксильной группе, их по этому называют одноатомными фенолами. Фенолы с несколькими гидроксильными группами в бензольном ядре называются многоатомными; они могут быть двухатомными, трёхатомными и т.д.

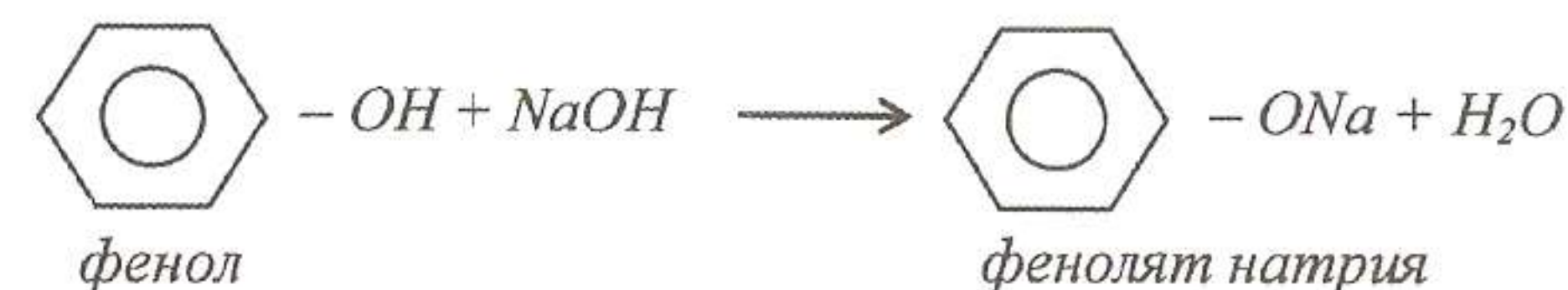
По строению фенолы аналогичны спиртам. Строение спиртов выражается общей формулой $R-OH$; подобно этому строение фенолов можно представить формулой $Ar-OH$, где Ar – ароматический радикал.

1.2. Химические свойства

Как спирты, так и фенолы содержат гидроксильную группу – остаток воды и образуют ряд аналогичных производных. Однако в фенолах эта группа под влиянием непосредственно связанного с ней ароматического ядра приобретает свойства, значительно отличающие фенолы от спиртов. В свою очередь гидроксильная группа существенно влияет на свойства ядра. Итак, реакции фенолов: а) за счёт гидроксильной группы и б) за счёт бензольного ядра.

1.2.1. Реакции за счёт гидроксильной группы

Образование фенолятов. Фенолы реагируют со щелочами, образуя с выделением воды феноляты – производные, в которых водород фенольного гидроксильного замещён на металл:



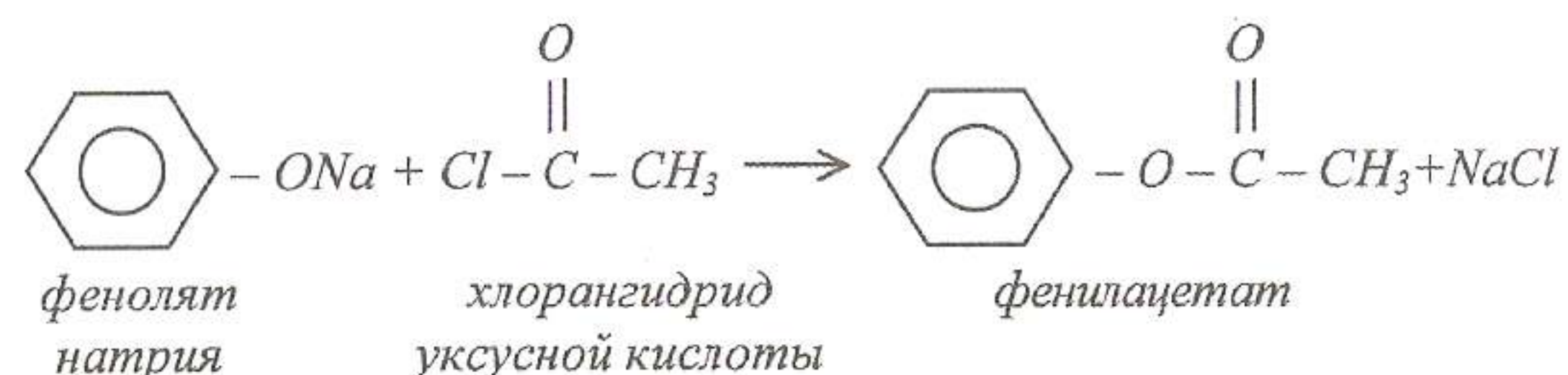
фенол

фенолят натрия

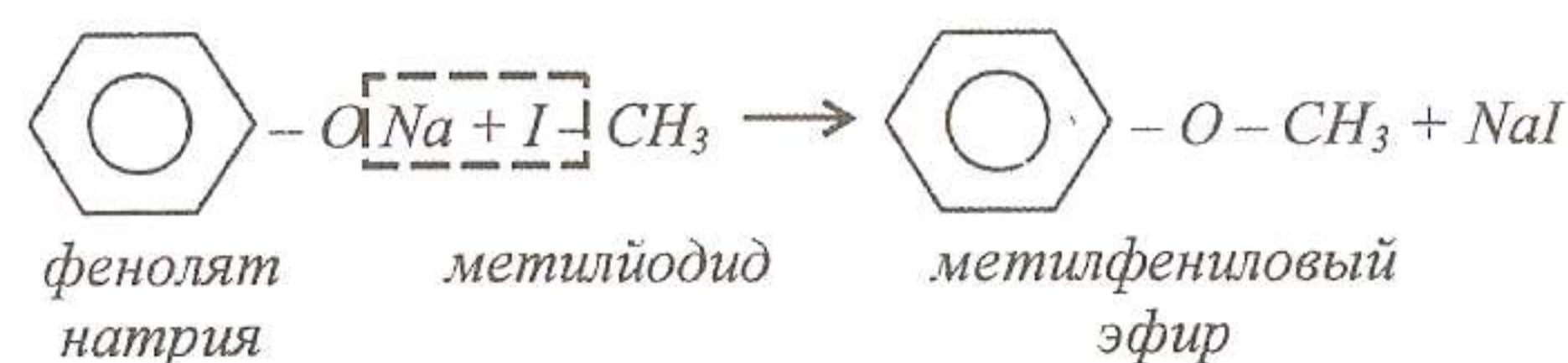
Феноляты являются аналогами алколюлятов спиртов. Алколюляты нацело гидролизуются водой, тогда как феноляты более устойчивы к гидролизу. В фенолах, благодаря влиянию ароматического ядра, водород гидроксильной подвижнее, чем в спиртах, и они обладают большими, чем спирты, кислотными свойствами. Однако фенолы – очень слабые кислоты.

Образование сложных эфиров. При замещении водорода в их гидроксильной группе кислотными остатками фенолы, как и спирты, обра-

зуют сложные эфиры. Последние обычно получают действием хлорангидридов кислот на феноляты:

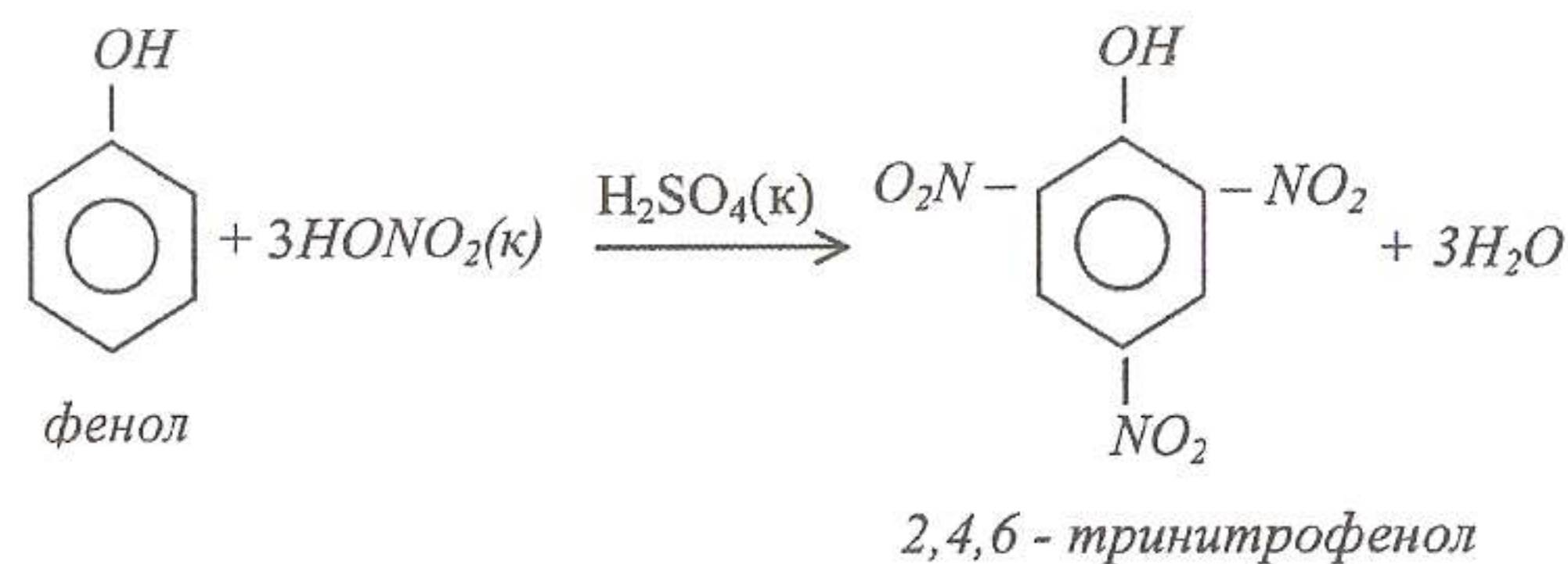


Образование простых эфиров. Продукты замещения водорода в фенольном гидроксиде жирными или ароматическими радикалами представляют собой простые эфиры фенолов. Например, получение смешанного—жирно- ароматического простого эфира:



1.2.2. Реакции за счёт бензольного ядра

Гидроксильная группа в молекуле фенолов влияет на ароматическое ядро как заместитель I рода. Благодаря этому фенолы очень легко вступают в реакции замещения (нитрования, галогенирования и сульфирования), а бензольное ядро в них значительно менее устойчиво, чем в незамещённом бензоле. Большой практический интерес представляет нитрование фенолов. Так, при действии разбавленной азотной кислоты на обыкновенный фенол образуется смесь о- и п- нитрофенолов. Если брать более концентрированную кислоту, то получаются динитрофенолы и как конечный продукт 2, 4, 6 – тринитрофенол (пикриновая кислота). Все эти процессы можно упрощённо представить схемой:



2. Экспериментальная часть

Опыт 2.1. Получение фенолята натрия

В пробирку поместите 4 капли эмульсии фенола в воде и добавьте 2 капли раствора гидроксида натрия. Образуется прозрачный раствор фенолята натрия, так как он хорошо растворяется в воде в отличие от фенола. Раствор оставьте для следующего опыта (2.2.).

Фенолы обладают кислотными свойствами, они легко вступают в реакцию с водными растворами щелочей, образуя аналогичные алколятам феноляты.

Опыт 2.2. Разложение фенолята натрия соляной кислотой

К половине прозрачного раствора фенолята натрия (из опыта 2.1.) добавьте одну каплю раствора соляной кислоты. Выделяется свободный фенол в виде эмульсии.

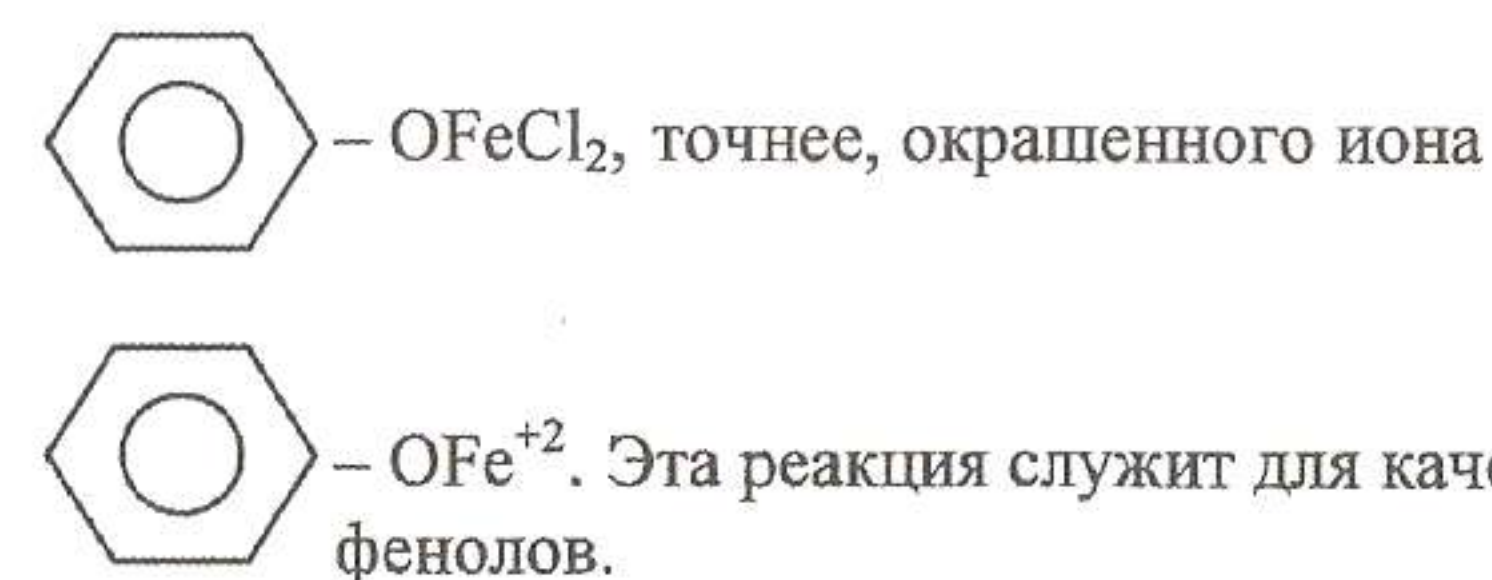
Химизм процесса:



Феноляты щелочных металлов как соли слабых кислот и сильных оснований в водном растворе частично гидролизованы, поэтому их растворы обладают щелочной реакцией. Фенолы можно выделить из растворов фенолятов даже действием такой слабой кислоты, как угольная.

Опыт 2.3. Реакция фенола с хлоридом железа (III)

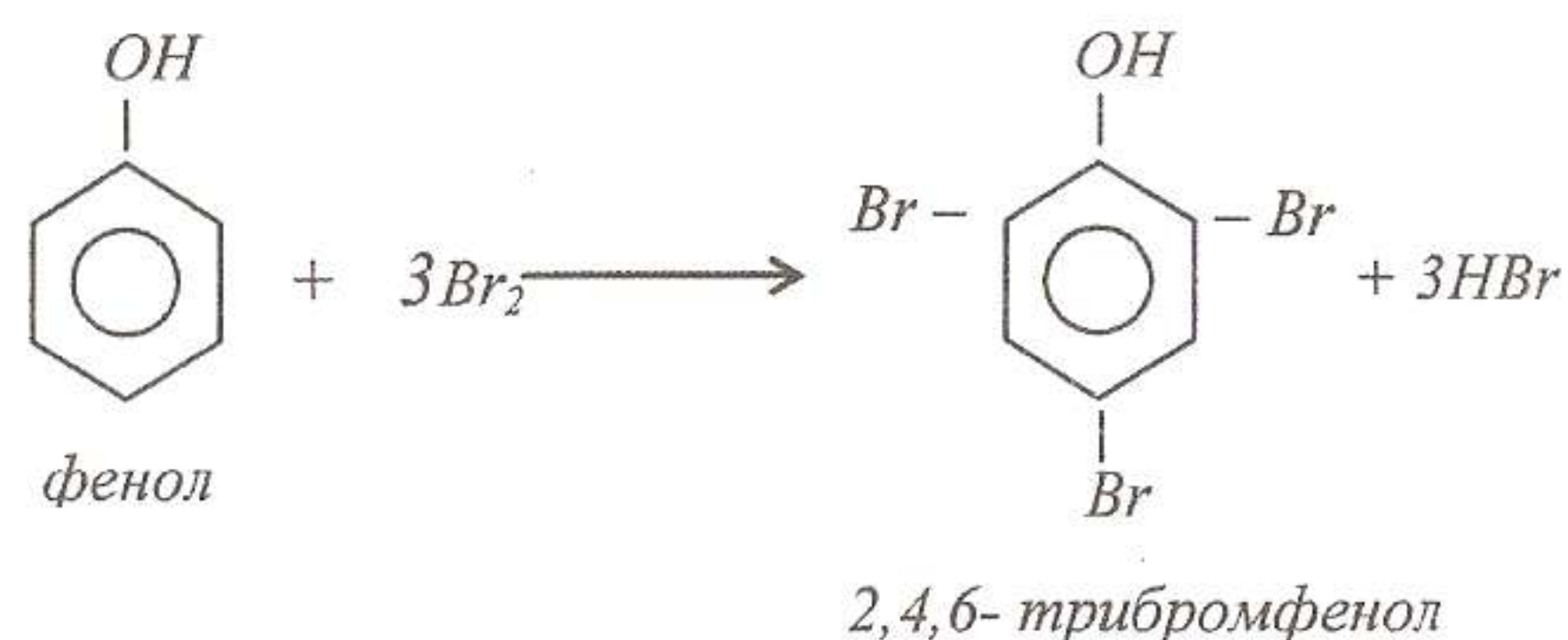
В пробирку поместите 2 капли раствора фенола, добавьте 3 капли воды и 1 каплю раствора хлорида железа (III). Появляется интенсивное красно – фиолетовое окрашивание. Фенолы с хлоридом железа (III) в водном растворе дают цветную реакцию вследствие образования окрашенного соединения



Опыт 2.4. Бромирование фенола

В пробирку поместите 2 капли бромной воды и добавьте 1 каплю водного раствора фенола. Бромная вода обесцвечивается, жидкость мутнеет вследствие образования белого осадка трибромфенола.

Химизм процесса:



Контрольные вопросы

1. Какие соединения относятся к фенолам, ароматическим спиртам?
 2. Номенклатура и изомерия фенолов.
 3. Химические свойства. Реакции за счёт гидроксильной группы.
- Реакции за счёт бензольного ядра.
4. Сравнить химические свойства спиртов и фенолов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

Альдегиды и кетоны

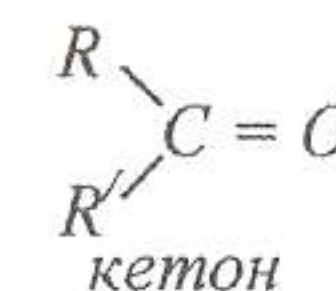
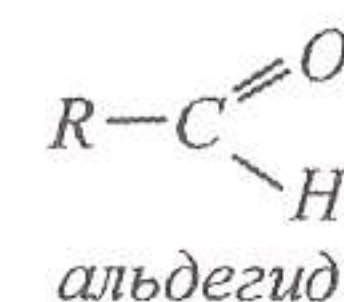
Цель работы: изучить способы получения альдегидов и кетонов и сравнить их химические свойства.

1. Теоретическая часть

Альдегиды и кетоны представляют собой производные углеводородов, в молекулах которых имеется карбонильная группа, называемая также карбонилем,



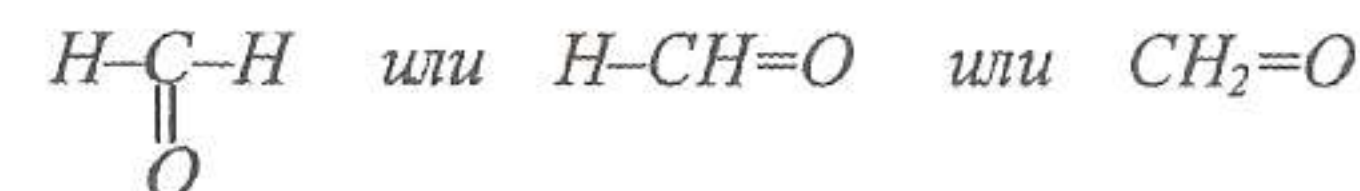
Альдегидами называют соединения с карбонильной группой, в которых атом углерода этой группы связан, по крайней мере, с одним атомом водорода; кетонами называют карбонилсодержащие соединения, в которых углерод карбонильной группы связан с двумя углеводородными радикалами. Строение альдегидов и кетонов можно представить следующими общими формулами:



Альдегиды и кетоны отличаются по целому ряду свойств, однако, благодаря наличию в тех и других карбонильной группы, в их свойствах есть много общего.

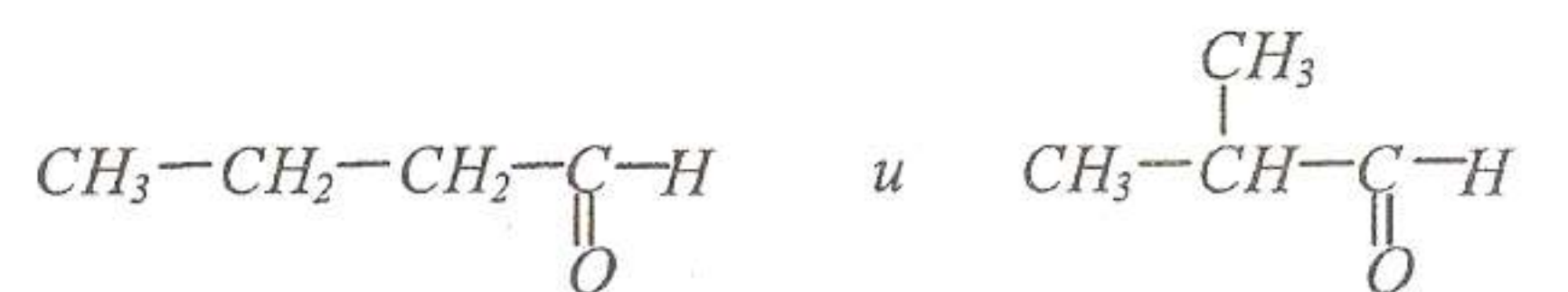
1.1. Строение. Изомерия

Простейший альдегид содержит один атом углерода; он называется муравьиным альдегидом или формальдегидом



Это единственный альдегид, в котором карбонильная группа связана с двумя атомами водорода, или, иначе, в котором альдегидная группа соединена не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода.

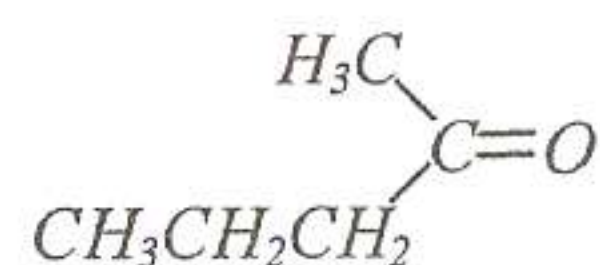
Все другие альдегиды имеют строение, соответствующее приведённой выше формуле. Так как альдегидная группа образована только первичным углеродным атомом, поэтому она всегда расположена на конце углеродной цепи молекулы альдегида. Для альдегидов возможна изомерия углеродного скелета. Например,



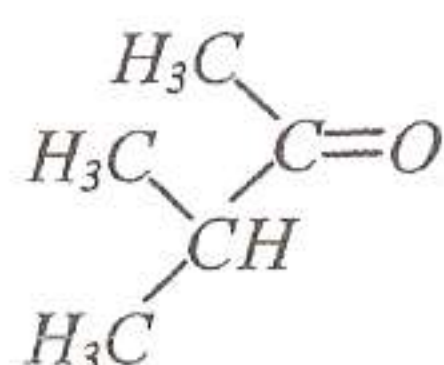
масляный альдегид

изомасляный альдегид

Изомерия кетонов обусловлена, с одной стороны изомерией углеродного скелета, с другой — изомерией положения карбонильной (кето-) группы в углеродной цепи молекулы. Например, изомерия углеродного скелета:

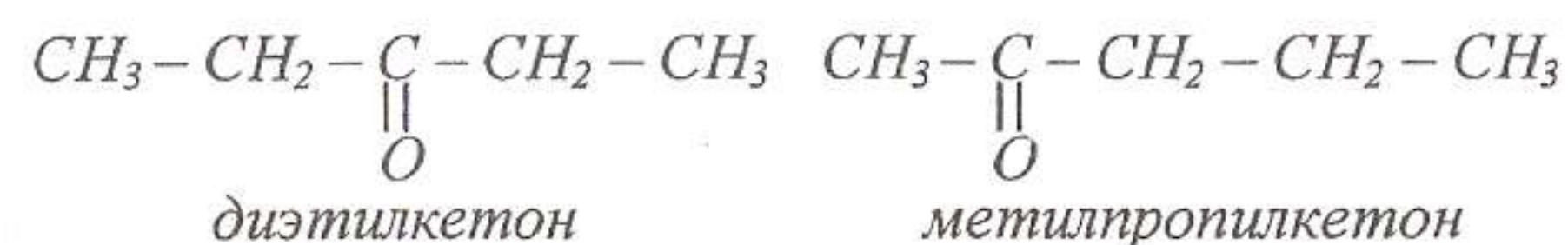


метилпропилкетон



метилизопропилкетон

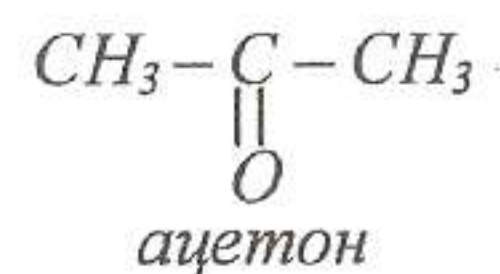
Изомерия положения кетогруппы:



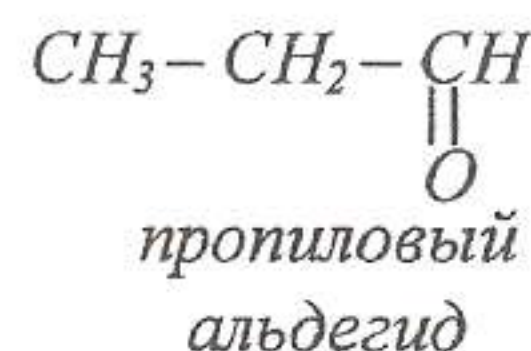
диэтилкетон

метилпропилкетон

Альдегиды и кетоны с одинаковым числом углеродных атомов изомерны друг другу по положению карбонильной группы. Например, ацетон и пропиловый альдегид имеют одинаковый состав ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) и являются изомерами:



ацетон



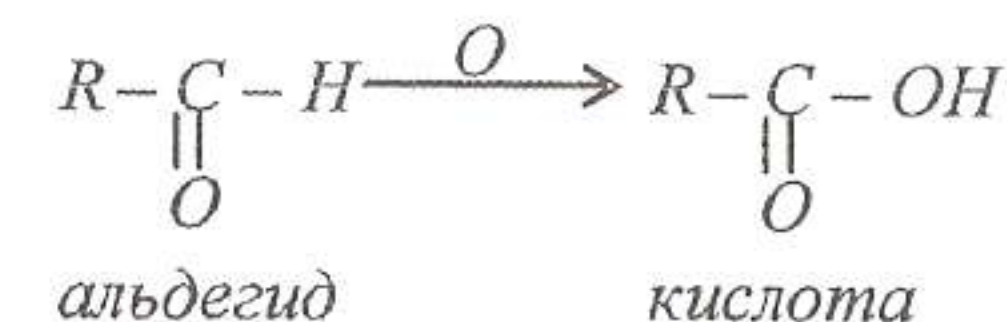
пропиловый альдегид

1.2. Химические свойства

Благодаря наличию в молекулах альдегидов и кетонов карбонильной группы эти соединения очень активны в химических реакциях. При этом альдегиды гораздо более реакционноспособны, чем кетоны. Основные группы реакций альдегидов и кетонов: а) реакции окисления, б) реакции присоединения по месту двойной связи карбонильной группы, в) реакции замещения карбонильного кислорода, г) реакции за счёт углеводородного радикала и д) межмолекулярные реакции.

1.2.1. Реакции окисления

Альдегиды и кетоны различно относятся к действию окислителей. Альдегиды окисляются очень легко; это обусловлено тем, что в их молекулах при уже окисленном углеродном атоме карбонильной группы имеется водород, который под действием различных окислителей окисляется, образуя группу $-\text{OH}$. Таким образом, альдегидная группа превращается в карбоксильную, и альдегиды, следовательно окисляются в карбоновые кислоты с таким же, как и в исходном альдегиде, числом углеродных атомов:



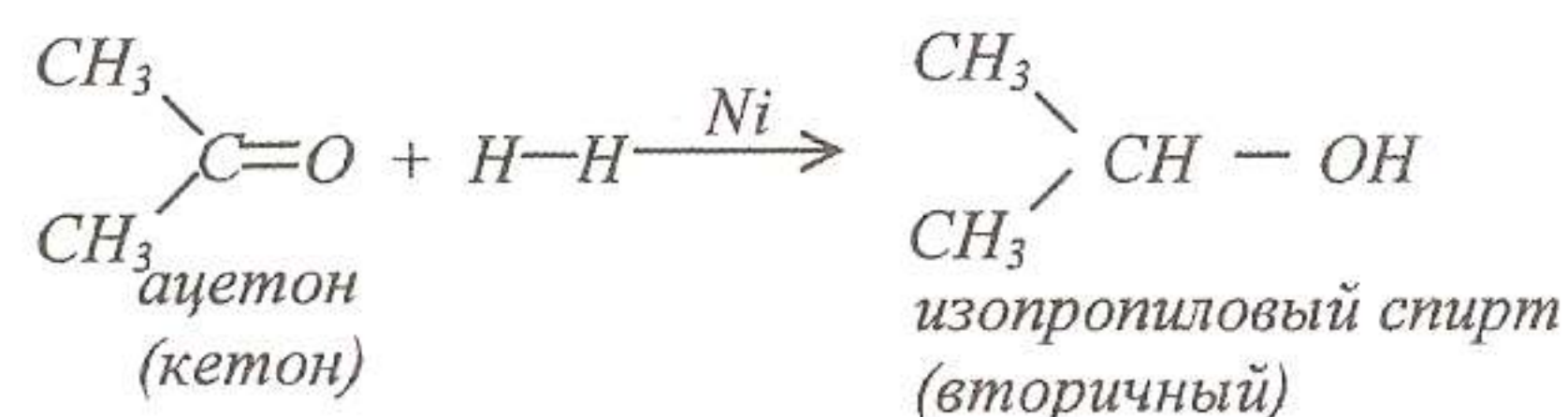
Кетоны окисляются значительно труднее; в их молекулах при уже окисленном углероде карбонильной группы нет водорода, и в этом отношении кетоны не окисляются слабыми окислителями.

Различное отношение к действию слабых окислителей используют для качественного открытия альдегидов в отличие от кетонов.

1.2.2. Реакции присоединения к карбонильной группе

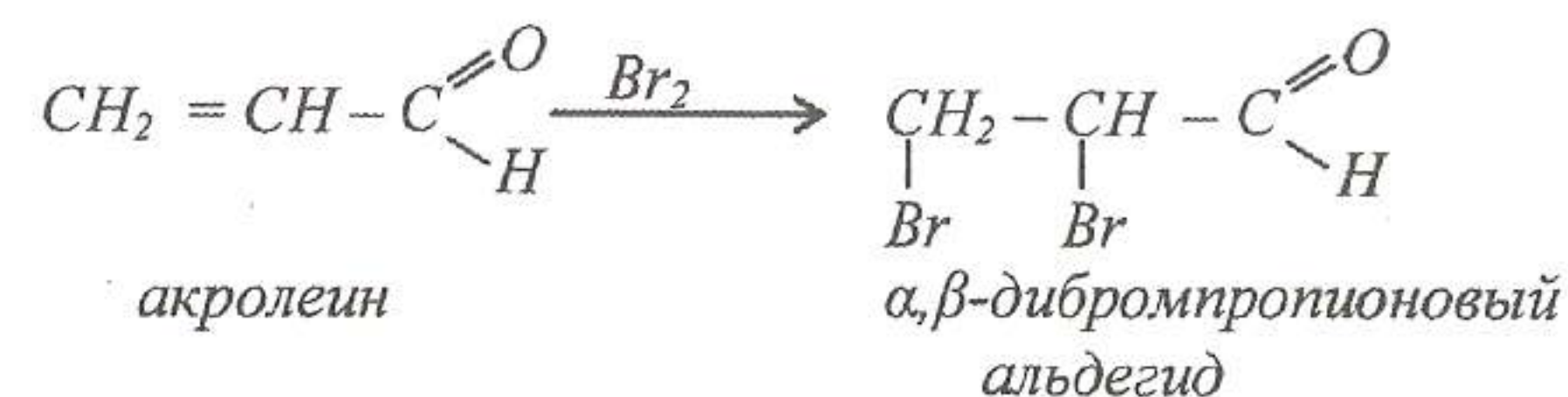
За счёт двойной связи карбонильной группы альдегиды и кетоны вступают в различные реакции присоединения. И в этом случае альдегиды обычно более активны, чем кетоны.

Восстановление альдегидов и кетонов (присоединение водорода). Водород в момент выделения присоединяется к карбонильной группе альдегидов и кетонов. Альдегиды восстанавливаются в первичные, а кетоны — во вторичные спирты. Например:


$$\begin{array}{ccc}
 R-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{CH}}} \leftarrow \text{---} \text{---} \text{---} \text{SO}_3\text{Na} & \longrightarrow & R-\underset{\text{OH}}{\underset{\mid}{\text{CH}}}-\text{SO}_3\text{Na} \\
 \text{альдегид} & & \text{гидросульфитное} \\
 & & \text{производное}
 \end{array}$$
$$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO} + \text{PCl}_5 \longrightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHCl}_2 + \text{POCl}_3$$

пропиловый 1,1-дихлорпропан
альдегид

20

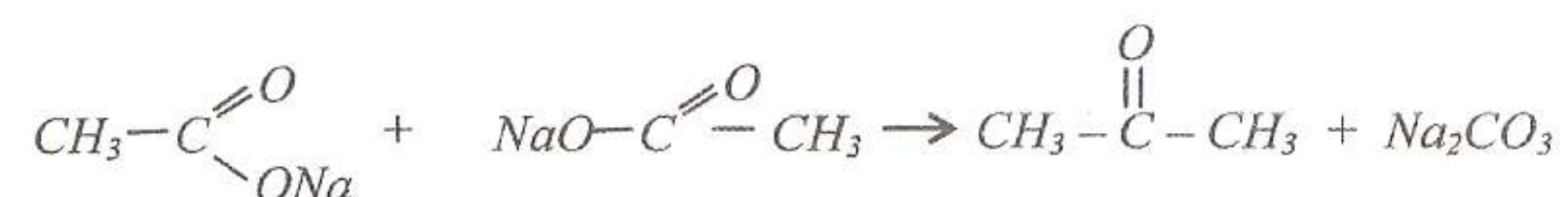


2. Экспериментальная часть

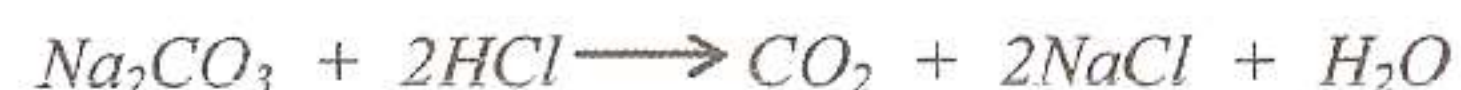
2.1. Получение ацетона из ацетата натрия

В сухую пробирку поместите около 0,1 г обезвоженного ацетата натрия (высота слоя должна быть около 3 мм). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нижний конец, которой опустите в пробирку с 6–8 каплями воды. Держа пробирку с ацетатом натрия в горизонтальном положении, нагрейте её на спиртовке. Пары ацетона конденсируются в воде, находящейся в пробирке – приемнике.

Химизм процесса:



После остывания первой пробирки добавьте в неё 1 каплю концентрированной соляной кислоты. Происходит сильное вспенивание вследствие выделения оксида углерода(IV).



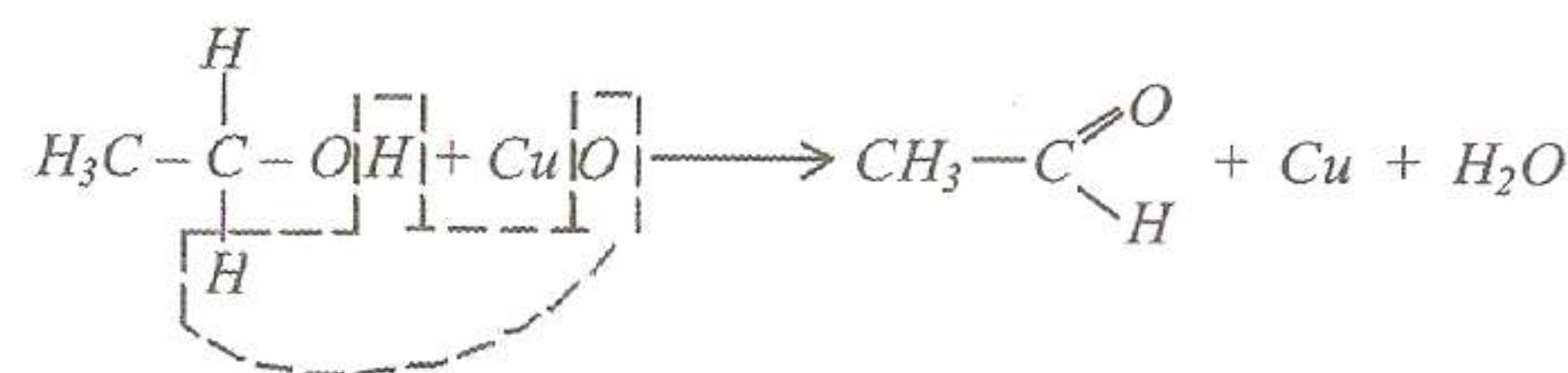
2.2. Образование уксусного альдегида из этилового спирта при отщеплении водорода (дегидрирования)

Поместите в сухую пробирку 3 мл этилового спирта и 2 мл воды. Затем в пламени спиртовки прокалите свёрнутую медную проволочку, при этом медь чернеет. Горячую медную проволоку быстро поместите в пробирку со спиртом и тотчас же неплотно закройте пробкой. Спирт бурно вскипает, появляется характерный запах уксусного альдегида, а медная проволока становится ярко – красной.

Когда бурное кипение спирта прекратится, вставьте пробку плотнее и охладите пробирку в стакане с холодной водой. После охлаждения перелейте содержимое пробирки в другую пробирку и добавьте к ней примерно равный объём воды, которой предварительно ополосните медную проволоку в первой пробирке.

При прокаливании на воздухе поверхность медной проволоки частично окисляется. Образующийся в виде очень тонкой плёнки оксид меди в горячем состоянии легко восстанавливается спиртом до ярко – красной металлической меди.

Химизм процесса:



Полученный водно-спиртовой раствор уксусного альдегида сохраните для опыта 2.3.

2.3. Цветная реакция на альдегиды с фуксинсернистой кислотой

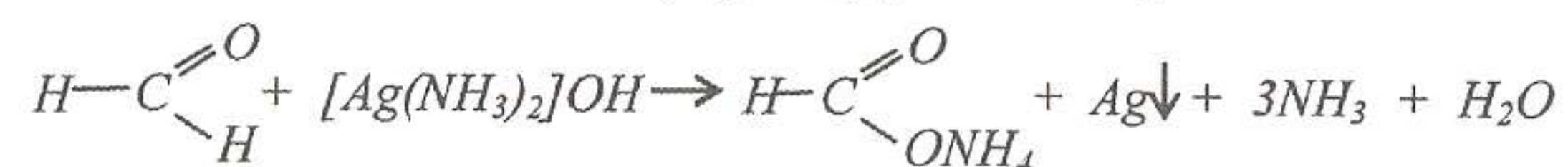
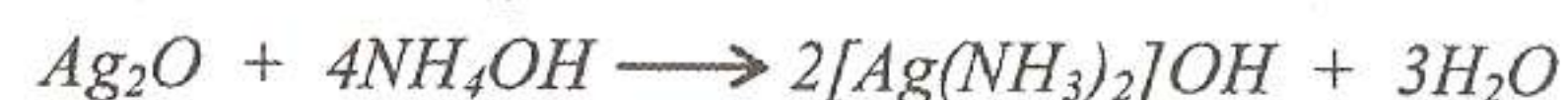
В две пробирки поместите раствор фуксинсернистой кислоты и добавьте в одну из них 2 капли раствора формальдегида, а в другую – 2 капли уксусного альдегида, полученного в опыте 2.2.

Раствор фуксинсернистой кислоты при добавлении раствора формальдегида постепенно окрашивается в фиолетовый цвет, при добавлении уксусного альдегида – в розово – фиолетовый цвет. Эта реакция является качественной реакцией на альдегиды.

2.4. Отношение альдегидов и кетонов к слабым окислителям

В пробирку поместите 2 капли раствора нитрата серебра и добавьте 1 каплю раствора аммиака. Образующийся бурый осадок гидроксида серебра растворите в избытке аммиака. Затем прибавьте 1 каплю раствора формальдегида и медленно подогрейте содержимое пробирки на спиртовке. Что наблюдаете?

Химизм процесса:

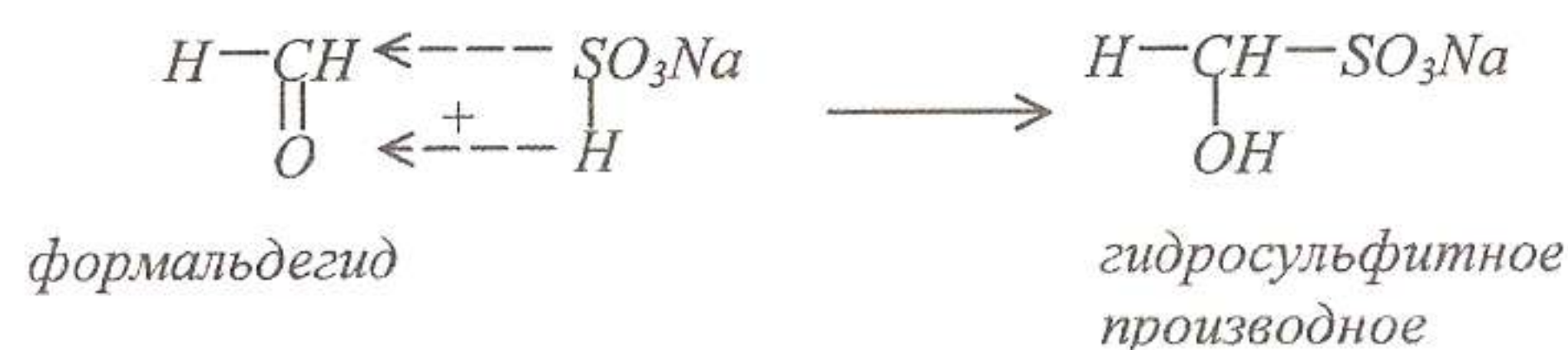


Эта реакция является качественной реакцией на альдегиды. Опыт повторите с ацетоном. Что наблюдаете? Сделайте вывод об отношении альдегидов и кетонов к слабым окислителям.

2.5. Взаимодействие альдегидов и кетонов с гидросульфитом натрия

В пробирку поместите 5 капель насыщенного водного раствора гидросульфита натрия и 5 капель формальдегида. Слегка разогревшуюся смесь охладите в ледяной бане, осторожно потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. Смесь оставьте стоять. Вскоре начинает выпадать кристаллический осадок гидросульфитного производного.

Химизм процесса:

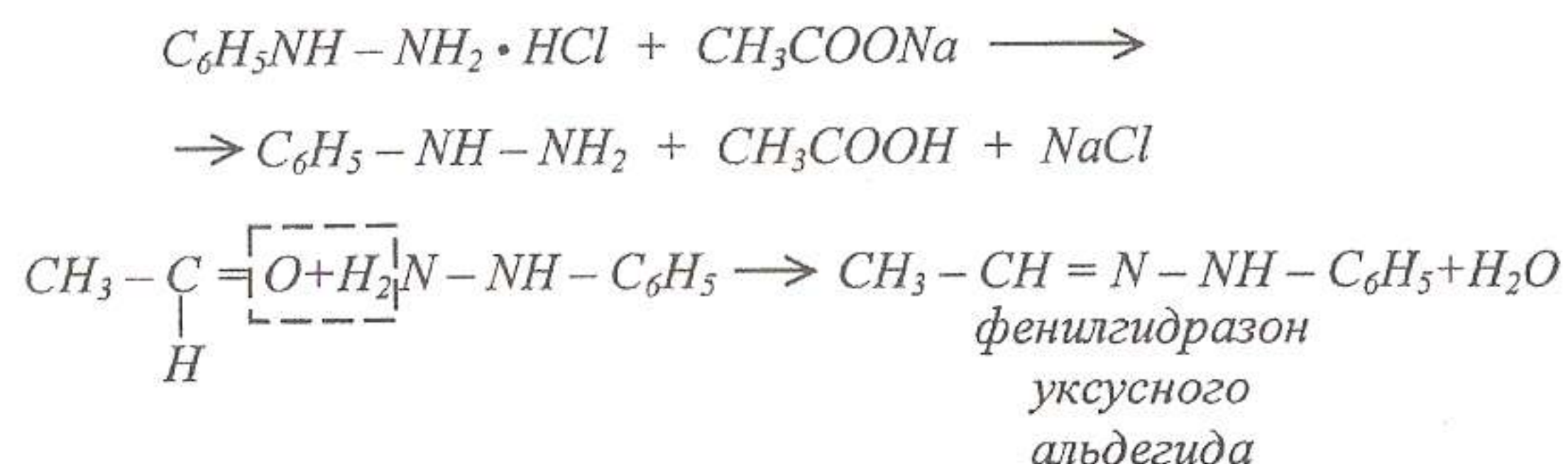


Опыт повторите с ацетоном. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

2.6. Получение фенилгидразона уксусного альдегида

В пробирку поместите 5 капель солянокислого фенилгидразина и добавьте несколько кристаллов ацетата натрия. Затем при встряхивании добавьте 4 капли уксусного альдегида. Выпадают кристаллы фенилгидразона.

Химизм процесса:



Контрольные вопросы

1. Дать определение функциональной группе альдегидов и кетонов. Какие соединения называют альдегидами, кетонами?
2. Номенклатура и изомерия альдегидов и кетонов.
3. Химические свойства альдегидов и кетонов. В чём сходство и различие в свойствах альдегидов и кетонов?
4. Качественные реакции на альдегиды.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

Карбоновые кислоты

Цель работы: изучить свойства карбоновых кислот.

1. Теоретическая часть

Карбоновыми кислотами называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько углеродных атомов образуют карбоксильную группу, или карбоксил:



В этой сложной функциональной группе соединены друг с другом две простые кислородсодержащие группировки карбонильная $>\text{C}=\text{O}$ и гидроксильная (или гидрокси-) группа $-\text{OH}$. Водород карбоксильной группы обуславливает кислотные свойства карбоновых кислот. Число карбоксильных групп характеризует основность кислоты. В молекулах одноосновных кислот — одна карбоксильная группа, двухосновных кислот — две карбоксильные группы.

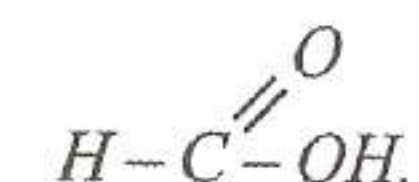
1.1. Предельные одноосновные кислоты

1.1.1. Строение. Изомерия

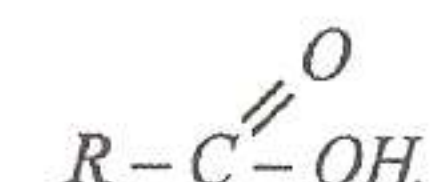
В строении и изомерии предельных одноосновных кислот наблюдается аналогия со строением и изомерией альдегидов.

Карбоксильная группа, как и альдегидная, может быть образована лишь первым углеродным атомом.

Простейший представитель гомологического ряда предельных одноосновных кислот — муравьиная кислота

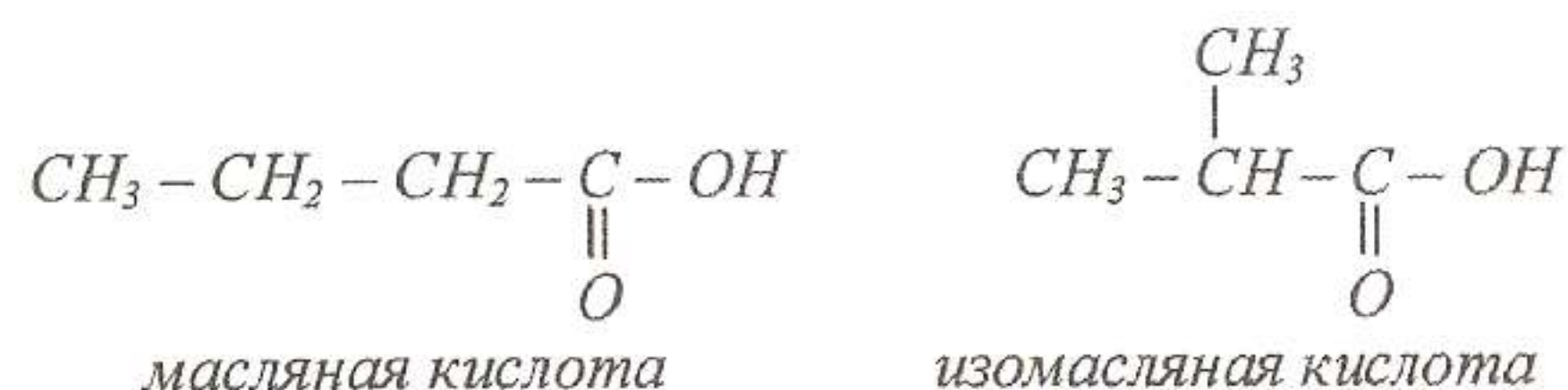


В молекулах всех других одноосновных кислот карбоксильная группа соединена не с водородом, а с углеводородным радикалом; их строение можно представить общей формулой



Общая формула предельных одноосновных кислот $C_nH_{2n+1}COOH$.

Для одноосновных кислот возможна только изомерия углеродного скелета. Так, состав C_3H_7COOH имеют две изомерные по углеродному скелету кислоты, которые называют масляными кислотами:



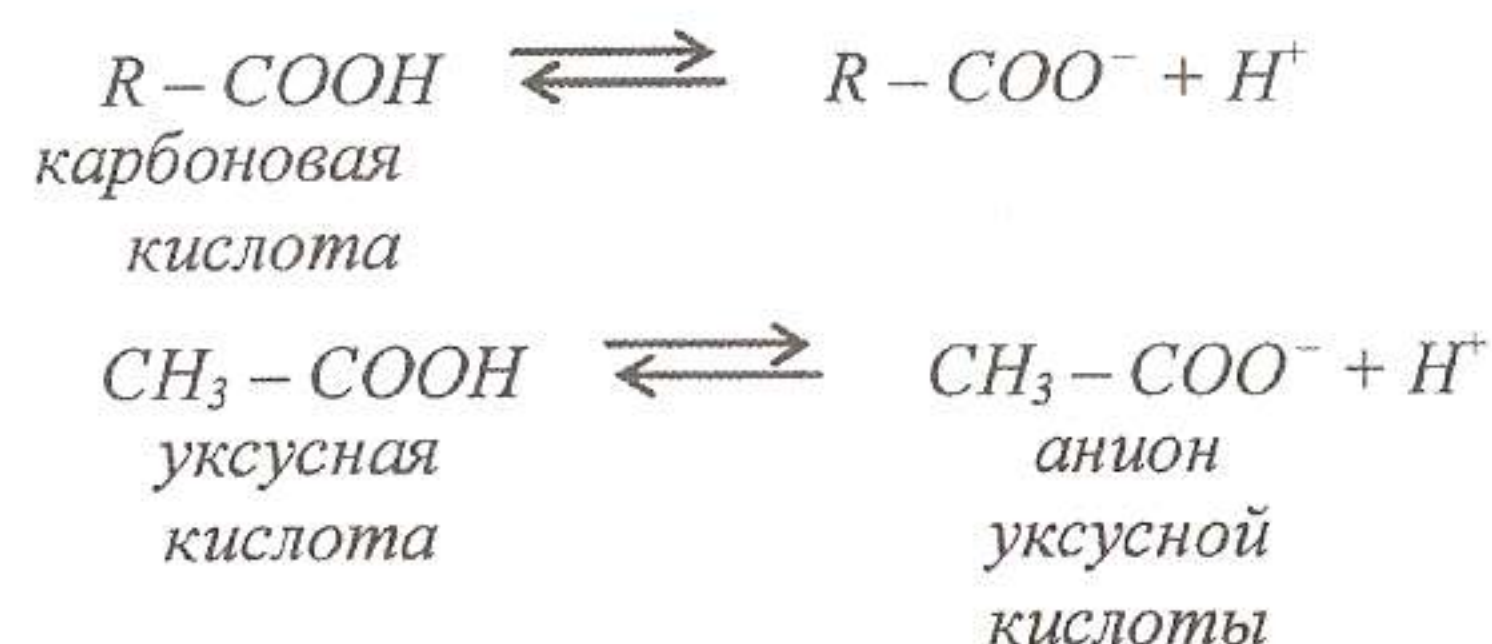
1.1.2. Химические свойства

Химические свойства карбоновых кислот определяются свойствами карбоксильной группы и связанного с ней углеводородного радикала, а также их взаимным влиянием.

Основные группы реакций: а) обусловленные подвижностью атома водорода в карбоксиле; б) основанные на способности гидроксильной группы карбоксила замещаться различными атомами или группами; в) за счёт связанного с карбоксилем углеводородного радикала.

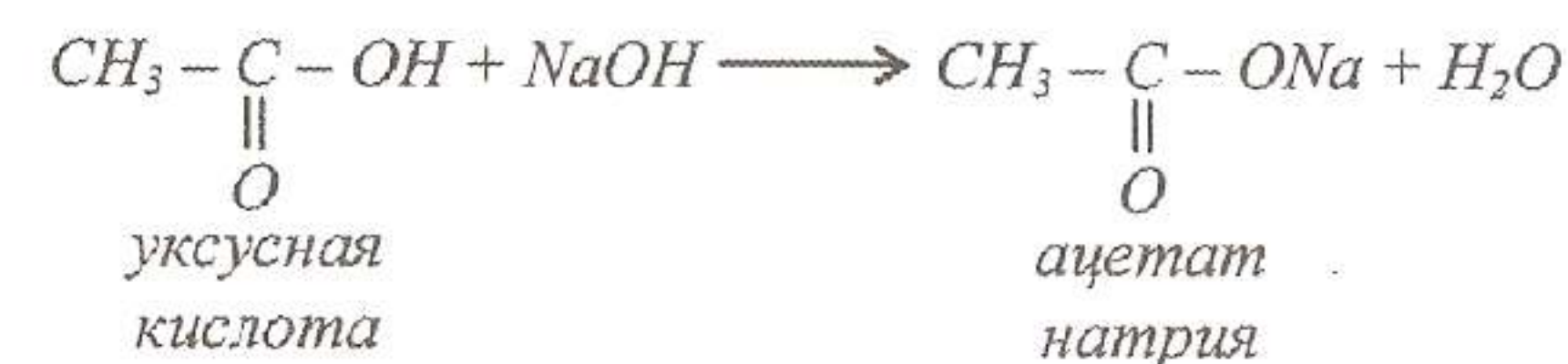
1.1.2.1. Подвижность водорода карбоксильной группы

Карбоновые кислоты в водных растворах диссоциируют, образуя катионы водорода и анионы кислот (карбоксилатанионы).



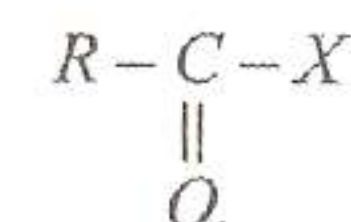
Поэтому растворимые в воде карбоновые кислоты окрашивают лакмус в красный цвет, проводят электрический ток, имеют кислый вкус, т.е. являются электролитами и проявляют кислотные свойства.

Образование солей. При взаимодействии с основаниями, с оксидами или с активными металлами водород карбоксильной группы кислоты замещается на металл и образуются соли карбоновых кислот.

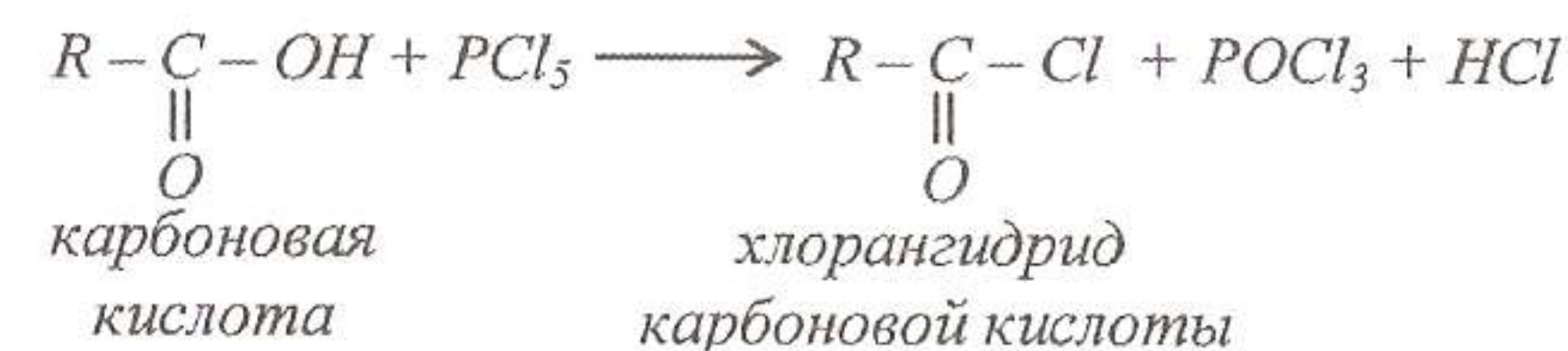


1.1.2.2. Реакции замещения гидроксила в карбоксиле

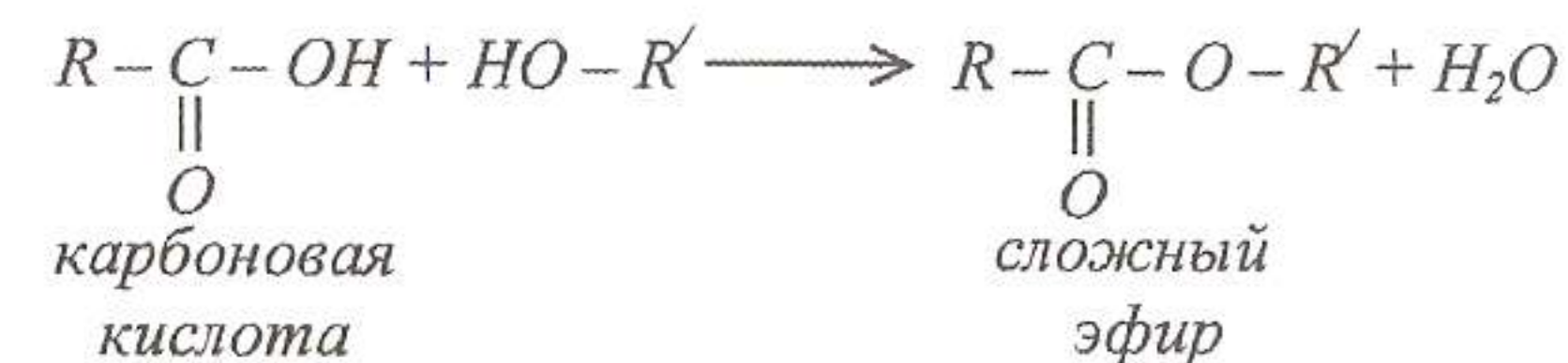
Гидроксильная группа в карбоксиле кислот может быть замещена атомами или группами (X); образующиеся при этом соединения называют производными карбоновых кислот; строение их можно представить общей формулой



Образование галогенангидридов карбоновых кислот. Гидроксил карбоксильной группы может быть замещён галогеном.

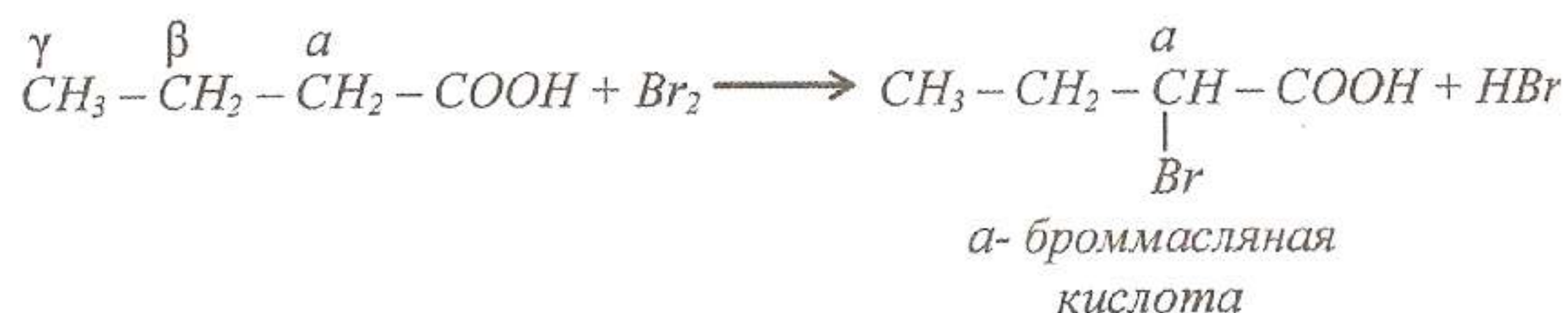


Образование сложных эфиров. Сложными эфирами называют производные карбоновых кислот, образовавшиеся в результате замещения гидроксильной группы в карбоксиле кислоты на остаток спирта $-\text{OR}$.



1.1.2.3. Реакции за счёт углеводородного радикала

Галогены могут замещать водород в углеводородных радикалах кислот, образуя галогенкарбоновые кислоты; при этом под влиянием карбоксильной группы наиболее легко замещаются атомы водорода в α -положении к этой группе, т.е. при соседнем с карбоксилем углеродном атоме:



2. Экспериментальная часть

Опыт 2.1. Растворимость в воде различных кислот

Три капли или несколько кристаллов каждой из исследуемых кислот взбалтайте в пробирке с 5 каплями воды. Если кислота не растворяется, пробирку нагрейте. Горячие растворы охладите и отметьте выделение кристаллов кислот, растворившихся лишь при нагревании.

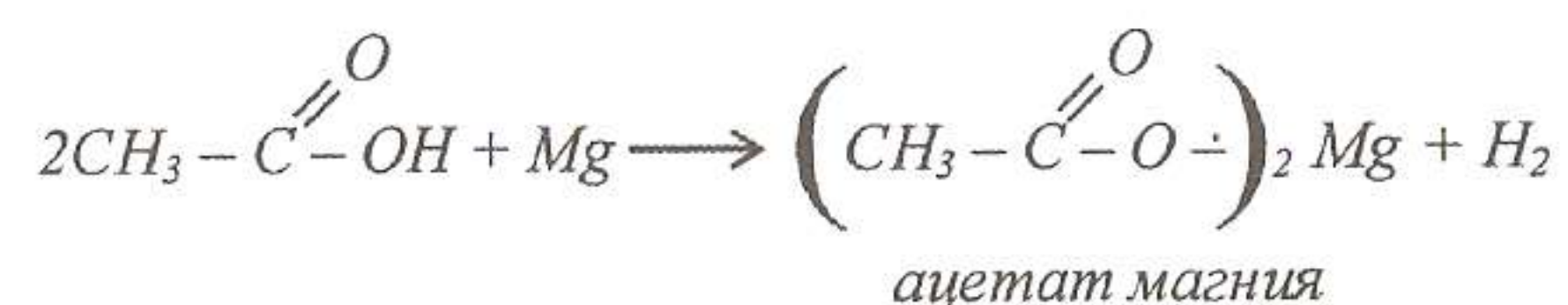
Для всех параллельных проб берите равные количества кислоты и растворителя.

Опыт 2.2. Кислотные свойства карбоновых кислот

2.2.1. В три пробирки поместите по 1 капле раствора уксусной кислоты. В первую пробирку добавьте 1 каплю метилового оранжевого, во вторую – каплю лакмуса и в третью – каплю фенолфталеина. В пробирке с метиловым оранжевым появляется красное окрашивание, в пробирке с лакмусом – розовое. Фенолфталеин остаётся бесцветным.

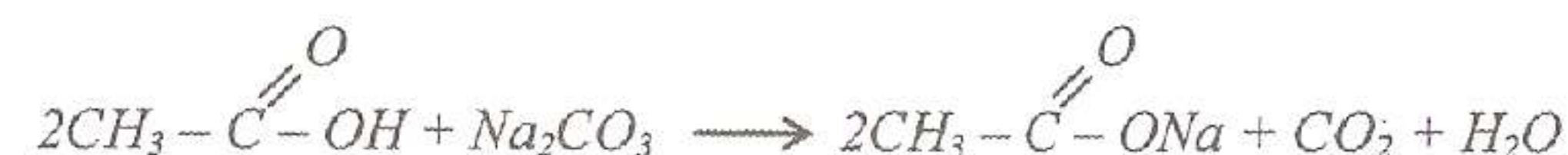
2.2.2. В пробирку поместите 2 капли раствора уксусной кислоты и добавьте немного магния. К отверстию пробирки поднесите горящую лучинку. Наблюдается вспышка, сопровождаемая резким звуком, характерным для вспышки смеси водорода и воздуха.

Химизм процесса:



2.2.3. В пробирку налейте 2–3 капли раствора уксусной кислоты и добавьте несколько крупинок карбоната натрия. К отверстию пробирки поднесите горящую лучинку. Лучинка гаснет.

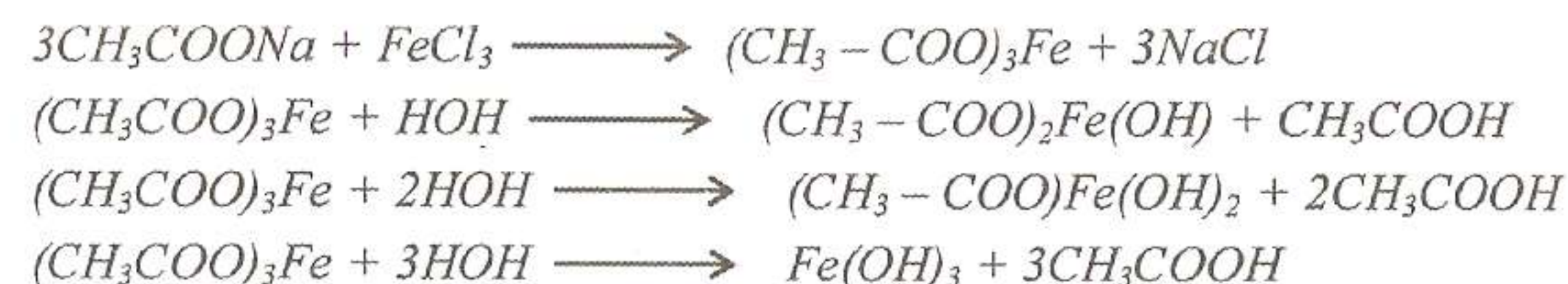
Химизм процесса:



2.3. Образование и гидролиз ацетата железа

В пробирку поместите несколько кристалликов ацетата натрия, 3 капли воды и 2 капли раствора хлорида железа (III). Раствор окрасится в желтовато-красный цвет, в результате образования железной соли уксусной кислоты. Раствор нагрейте до кипения. Тотчас же выпадают хлопья основных солей красно-бурого цвета.

Химизм процесса:

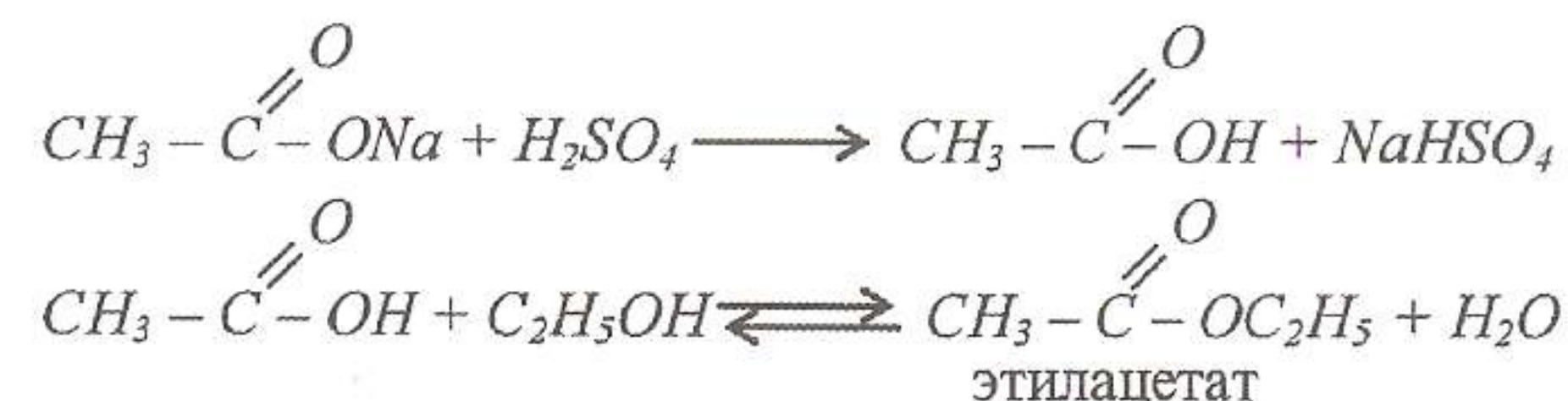


Уксусная кислота, как и большинство карбоновых кислот, – слабая кислота. Поэтому её соли легко гидролизуются с образованием основных солей и продуктов полного гидролиза.

2.4. Получение этилацетата

В сухую пробирку поместите немного порошка обезвоженного ацетата натрия (высота слоя должна быть 1–1,5 мм) и 3 капли этилового спирта. Добавьте 2 капли концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте над пламенем горелки. Появится характерный запах этилацетата.

Химизм процесса:

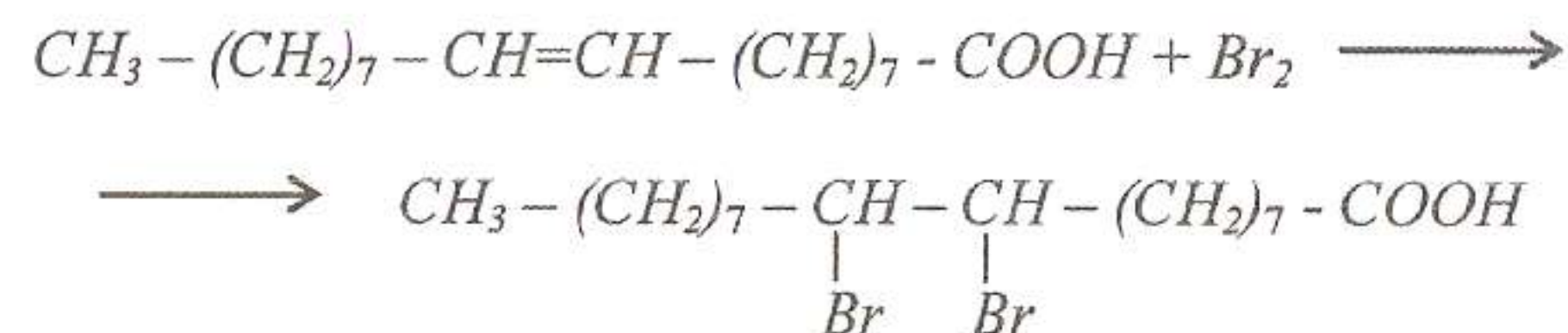


Важнейший способ получения сложных эфиров – взаимодействие карбоновых кислот со спиртами (реакция этерификации). В качестве катализаторов обычно применяют концентрированную серную кислоту.

2.5. Присоединение брома к олеиновой кислоте

В пробирку поместите 3–4 капли бромной воды, одну каплю олеиновой кислоты, энергично взбалтайте. Бромная вода обесцвечивается.

Химизм процесса:



Контрольные вопросы

1. Какая группа называется карбоксильной?
2. Чем определяется основность карбоновых кислот?
3. Какие типы реакций характерны для карбоновых кислот? Приведите примеры.
4. Напишите структурные формулы изомерных кислот состава $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_4$ и назовите их.
5. Напишите структурные формулы следующих соединений:
а) 2,2 – диметилпропановая кислота; б) 2,4 – диметилпентановая кислота; в) 2 – метил – 2 – пропеновая кислота.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная литература

- Грандберг И.И. Органическая химия. – М.: Дрофа, 2001.
Иванов В.Г., Гева О.Н., Гаверова Ю.Г. Практикум по органической химии. – М.: АСАДЕМА, 2000.
Писаренко А.П., Хавин З.Я. Курс органической химии. – М.: Высшая школа, 1975, 1985.
Потапов В.М., Татаринчик С.И. Органическая химия. М.: – Химия, 1976.

Дополнительная литература

- Левитина Т.П. Справочник по органической химии: Учебное пособие. – СПб.: Паритет, 2002.
Некрасов В.В. Руководство к малому практикуму по органической химии. – М.: Химия, 1975.

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ВЛАДИВОСТОКСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ЭКОНОМИКИ И СЕРВИСА
Международный институт туризма и гостеприимства
Кафедра туризма и экологии

Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине

ХИМИЯ МОДУЛЬ 2

Направление и направленность (профиль)
05.03.06 Экология и природопользование. Экологическая безопасность

Форма обучения

очная

Составитель(и)

Иваненко Н.В., кандидат биологических наук, доцент, Кафедра туризма и экологии,
Natalya.Ivanenko@vvsu.ru

Утверждены на заседании кафедры туризма и экологии

от 07.04.2020, протокол № 8

Владивосток 2020

Лабораторная работа 1 – Осмотические явления в растительной клетке

Этапы работы:

1. Прочитать методику.
2. Посмотреть видеоролик (Видеоматериалы по теме Осмос, Законы Рауля. URL: <https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=108238>).
3. Выполнить лабораторную работу.
4. Ответить (письменно) на контрольные вопросы (включить в теоретическую часть отчета).
5. Подготовить отчета (самостоятельная работа).
6. Прикрепить отчет в электронный курс (отправить на проверку).
7. Защита отчета (устно).
8. Прикрепить задачи в электронный курс (отправить на проверку).

Реактивы и оборудование:

Опыт 1:

Картофель - 1 шт

Соль - 2 ст. л

Вода - 100 мл

Неглубокая тарелка с водой (или блюдце) - 2 шт

Опыт 2:

Морковь - 1 шт

Сахар - 2 ст.

Терка - 1 шт

Блюдце - 2 шт

Цель работы:

Изучить основные реакции клеток, вызываемые изменениями водного потенциала внешнего раствора.

Ход работы:

Опыт 1:

Разведите в стакане с 50 мл воды 2 ст. л соли

Заполните два блюдца водой (одно соленой и одно водой без соли).

Аккуратно разрежьте картофелину вдоль на две половинки и положите их плоской стороной вниз в блюдца с водой.

Спустя два-три часа посмотрите на ваши образцы.

Зафиксируйте ваши наблюдения - стал ли картофель жестче, или мягче?

Сделайте вывод.

Ответьте письменно на вопросы и включите их в отчет.

По ходу работы сделайте фотографии и включите их в отчет (документ World, или pdf).

Прочитайте подглаву "Осмос" из учебника Н.К. Христофорова. Общая экология. С. 143-145.

Опыт 2:

Натрите морковь на терке.

Разделите на 2 части и разложите на блюдца. Половину моркови посыпьте сахаром и аккуратно перемешайте (не надавливая). Вторую половину оставьте без сахара. Оставьте на некоторое время (минут на 15-20).

Зафиксируйте ваши наблюдения.

Сделайте вывод.

По ходу работы сделайте фотографии и включите их в отчет (документ World, или pdf).

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятиям "диффузия", "осмос".
2. Что является причиной плазмолиза?
3. Почему в картофеле, сваренном в слабо подсоленном растворе ($C(\text{NaCl}) = 0,1-0,9 \%$) сохраняется больше микроэлементов, чем в картофеле, сваренном в дистиллированной воде?
4. Назовите механизмы осморегуляции у пресноводных и морских рыб.
5. Какие формы организмов называют пойкилоосмотическими и гомойоосмотическими, пойкилогидрическими и гомойогидрическими?
6. Напишите уравнение Вант-Гоффа для расчета величины осмотического давления раствора: а) для электролитов, б) для неэлектролитов.
7. Какой из растворов обладает большим осмотическим давлением: содержащий 0,2 моль AlCl_3 или 0,2 моль $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 1 дм^3 раствора? Степень диссоциации (α) AlCl_3 равна 0,75.
8. Вычислить осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) децимолярного раствора BaCl_2 , если кажущаяся степень диссоциации $\alpha = 0,72$, а $t^0 = 20^\circ \text{C}$.
9. Вычислить осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) 0,05 М раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) при $t^0 = 25^\circ \text{C}$.
10. Найти осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) сахарозы, молярная масса которой M ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) равна 342 г/моль, если m сахарозы = 16 г, а масса воды 350 г. $T = 293$ град.
11. При 0°C осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) 0,1 М раствора K_2CO_3 равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации раствора.
12. К 100 см^3 0,5 М раствора сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) добавили 300 мл H_2O чему равняется осмотическое давление ($P_{\text{осм}}$) полученного раствора.
13. Сколько грамм глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) должно находиться в 0,5 дм^3 раствора, чтобы он был изотоничен при той же температуре раствору, в 1 дм^3 которого содержится 9,2 г глицерина ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$).

Лабораторная работа 2 – Криоскопические и эбуллиоскопические свойства растворов

Этапы работы:

1. Прочитать методику.
2. Посмотреть видеоролик (Видеоматериалы по теме Осмос, Законы Рауля. URL: <https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=108238>).
3. Выполнить лабораторную работу.
4. Ответить (письменно) на контрольные вопросы (включить в теоретическую часть отчета).
5. Подготовить отчета (самостоятельная работа).
6. Прикрепить отчет в электронный курс (отправить на проверку).
7. Защита отчета (устно).
8. Прикрепить задачи в электронный курс (отправить на проверку).

Реактивы и оборудование:

Опыт 1 Криоскопические свойства растворов

Стакан V=50 мл - 2 шт.

Стеклянные палочки для перемешивания – 1 шт.

Термометр – 1 шт.

Вода дистиллированная.

Раствор хлорида натрия. В мерную колбу на 100 мл внести 50 г соли NaCl, разбавить водой до метки и перемешать.

Холодильник

Опыт 2 Эбуллиоскопические свойства растворов

Стакан V=50 мл - 2 шт.

Стеклянные палочки для перемешивания – 1 шт.

Термометр – 1 шт.

Вода дистиллированная.

Раствор хлорида натрия (насыщенный). В мерную колбу на 100 мл с дистиллированной водой добавлять NaCl до выпадения соли в осадок.

Плита электрическая

Цель работы:

Объяснить явление повышения температуры кипения и понижение температуры кристаллизации над раствором.

Ход работы:

Опыт 1 Криоскопические свойства растворов

Посмотреть демонстрационные видеоролики (Видеоматериалы по теме Осмос, Законы Рауля. URL: <https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=108238>). Наблюдать изменение температуры замерзания в чистом растворителе и растворе соли.

Опыт 2 Эбуллиоскопические свойства растворов

Посмотреть демонстрационные видеоролики (Видеоматериалы по теме Осмос, Законы Рауля. URL: <https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=108238>). Наблюдать изменение температуры кипения в чистом растворителе и насыщенном растворе соли.

Контрольные вопросы:

1. Что такое компоненты (составляющие системы), число независимых компонентов, фаза, вариантность (число степеней свободы)?
2. Какое уравнение называют основным уравнением фазового равновесия (правилом фаз Гиббса)?

3. Что представляет собой диаграмма состояния воды? Сколько степеней свободы имеет система в фигуративной точке, находящейся:
 - а) в любой из трёх плоскостей (полей) фаз;
 - б) на одной из линий;
 - в) на пересечении трёх линий?
4. Как записывают уравнение Клапейрона – Клаузиуса для процессов испарения (возгонки) и плавления?
4. В каких координатах зависимость давления насыщенного пара от температуры является прямолинейной? Как по этой зависимости определяют среднее значение теплоты испарения (возгонки)?
5. Какая зависимость между температурой плавления и давлением наиболее типична для большинства веществ? Почему у воды и некоторых других веществ эта зависимость иная?
6. Какова связь между теплотами испарения, плавления и возгонки вещества в тройной точке?
1. Какую систему называют раствором?
2. Какими способами выражают состав раствора?
3. Какие растворы называют идеальными, предельно разбавленными, реальными (неидеальными)?
4. Какие свойства раствора называют коллигативными?
5. Как зависит давление насыщенного пара летучего растворённого вещества над раствором от его состава? Закон Рауля для идеальных растворов летучих веществ.
6. Как зависит давление насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего растворённого вещества от его состава? Закон Рауля для предельно разбавленных бинарных растворов нелетучего растворённого вещества.
7. Каковы физические условия закипания и замерзания жидкости?
8. Как пройдут кривые зависимости давления пара растворителя над растворами нелетучего вещества различных концентраций, если их нанести на диаграмму состояния чистого растворителя?
9. Почему растворы кипят при более высоких, а замерзают при более низких температурах, чем чистый растворитель?
10. Как зависит повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора от его концентрации?
11. Что называют эбуллиоскопической и криоскопической постоянной? От каких факторов они зависят? По каким уравнениям их можно рассчитать?
12. Что такое осмотическое давление, как его можно определить и как оно зависит от концентрации растворённого вещества в разбавленных растворах? Закон Вант – Гоффа.
13. Какие растворы называют изотоническими, гипотоническими, гипертоническими?
14. Почему коллигативные свойства растворов электролитов всегда отличаются от коллигативных свойств неэлектролитов?
15. Что называют изотоническим коэффициентом Вант – Гоффа, от каких факторов он зависит?
16. Какими методами, основанными на изучении свойств разбавленных растворов, определяют молярные массы неэлектролитов и степени диссоциации электролитов?
17. Будут ли изотоничны растворы сахара и глюкозы с одинаковой массовой долей 5%?
18. Будут ли замерзать при одинаковой температуре растворы сахара, мочевины, хлорида натрия и сульфата натрия с одинаковой молярной концентрацией?
19. Вычислите повышение температуры кипения раствора, содержащего 0,488 г бензойной кислоты ($C_7H_6O_2$) в 50 г хлороформа. Эбуллиоскопическая константа равна $3,88^\circ C$.

20. Вычислите понижение температуры замерзания раствора, содержащего 0,2 моль растворенного вещества в 750 г. бензола. Криоскопическая константа равна $5,12^{\circ}\text{C}$.
21. Вычислите температуру замерзания водного раствора рибозы ($\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$), с массовой долей 3% (растворитель H_2O , $K=1,86^{\circ}\text{C}$).
22. Навеска вещества массой 12,42 г. растворена в воде объемом 500 мл. Давление пара полученного раствора при 20°C равна 3732,7 Па. Давление пара воды при такой же температуре 3742 Па. Как по этим данным найти M_r растворенного вещества.
23. Анализом установлена эмпирическая формула вещества CH_2O . Для определения истинной формулы должно быть найдено значение M_r . С этой целью навеска вещества массой 1 г была растворена в воде массой 100 г, и для полученного раствора определена температура замерзания, которая оказалась равной $(-0,103^{\circ}\text{C})$, то есть $\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам}}(\text{раствора}) = 0 - (-0,103) = 0,103^{\circ}\text{C}$.
24. Как определить криоскопическую константу нафталина по следующим экспериментальным данным: нафталин взят массой 20 г и в его расплаве ($t_{\text{пл}}=80,1^{\circ}\text{C}$) растворена органическая кислота ($M_r=137,12$) массой 0,1106 г; $t_{\text{зам}}$ (для этого раствора)= $0,278^{\circ}\text{C}$.

Лабораторная работа 3 – Физико-химия дисперсных систем

Этапы работы:

1. Прочитать методику.
2. Посмотреть видеоролики (Демонстрационные опыты.
URL:<https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=115099> ;
URL:<https://edu.vvsu.ru/mod/hvp/view.php?id=116959>).
3. Выполнить лабораторные.
4. Ответить (письменно) на контрольные вопросы (включить в теоретическую часть отчета).
5. Подготовить отчет (самостоятельная работа).
6. Прикрепить отчет в электронный курс (отправить на проверку).
7. Защита отчета (устно).
8. Прикрепить задачи в электронный курс (отправить на проверку).

Реактивы и оборудование:

Получение коллоидных частиц:

Стакан V=100 мл - 2 шт.

Пробирки, стекло

Стеклянные палочки для перемешивания

Вода дистиллированная.

FeCl₃ (2%-й раствор) – 10 мл.

KMnO₄ (1,5%-й раствор) – 2 мл.

K₄[Fe(CN)₆] (насыщенный раствор) – 2 мл.

FeCl₃ (2%-й раствор) – 25 мл.

NH₃ – 1 мл.

HCl (0,1%-й раствор) – 1 мл.

AgNO₃ (0,002 %-й раствор) – 10 мл.

KI (0,01 %-й раствор) – 1 мл.

AgNO₃ (0,01 %-й раствор) – 1 мл.

KI (0,002 %-й раствор) – 10 мл.

Колориметрический метод определения нитрат-ионов NO₃⁻

Цели работы:

1. Изучение методов получения коллоидных растворов.
2. Составление мицеллы золя.

Ход работы:

Получение коллоидных частиц:

Лабораторная работа 1 Получение коллоидных растворов методом химической конденсации

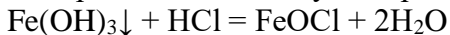
Опыт 1 Получение золя гидроксида железа (III) в реакции гидролиза.

Для получения золя Fe(OH)₃ к 50 мл кипящей воды по каплям добавляют 5-10 мл 2%-ного раствора FeCl₃. Золь имеет интенсивный красно-коричневый цвет.

Реакция получения Fe(OH)₃ идет по схеме:



Поверхностные молекулы агрегата Fe(OH)₃ вступают в реакцию с HCl:



При написании формулы мицеллы учтите, что вследствие гидролиза соли ионов Fe³⁺ в растворе нет. Молекулы FeOCl, подвергаясь диссоциации, образуют ионы FeO⁺ и Cl⁻. Данное обстоятельство необходимо учесть при составлении формулы мицеллы.

Задание. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа и формулу строения мицеллы золя.

Опыт 2 Получение золя диоксида марганца в реакции восстановления

Для получения золя диоксида марганца 5 мл 1,5%-ного раствора KMnO_4 разбавляют водой до 50 мл. В разбавленный раствор вводят по каплям 1,5–2 мл 1%-ного раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Образуется вишнево-красный золь диоксида марганца.

Задание. Напишите уравнение реакции получения золя диоксида марганца и формулу строения мицеллы золя.

Сделайте общий вывод по опыту 1 и 2.

Лабораторная работа 2 Получение коллоидных растворов методом диспергирования (пептизации)

Опыт 1 Получение золя гексацианоферрата меди

В пробирку к 5 мл насыщенного раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ прибавляют 1 мл 2%-ного раствора CuSO_4 . Оставить на 15–20 минут для завершения процесса пептизации. Образуется коричнево-красный золь гексацианоферрата меди.

Задание. Напишите уравнение реакции получения золя гексацианоферрата меди и формулу строения мицеллы золя.

Опыт 2 Получение золя гидроксида железа (III)

Берут 25 мл двухпроцентного раствора хлорида железа и прибавляют раствор аммиака по каплям до полного выпадения осадка гидроксида железа (III). Полученный осадок промывают декантацией дистиллированной водой, для чего его взбалтывают с большим количеством воды, а после отстаивания прозрачную жидкость над осадком сливают. О конце отмывания судят по отсутствию запаха аммиака. Промытый осадок разливают поровну в две колбы. В одну в качестве пептизатора прибавляют 0,6–0,8 мл 0,1%-ного раствора HCl , а другую оставляют для сравнения. Осадок с пептизатором взбалтывают и осторожно подогревают.

При наступлении пептизации получается красно-коричневый золь гидроксида железа (III).

Задание. Напишите уравнения происходящих реакций и формулу строения мицеллы.

Лабораторная работа 3 Изучение влияния способа получения золя на знак коллоидной частицы

Опыт 1 Получение золя иодида серебра с положительно заряженными частицами

Берут 10 мл 0,002 %-ного раствора нитрата серебра и добавляют по каплям 1 мл 0,01 %-ного раствора иодида калия. Образуется золь иодида серебра с положительно заряженными частицами.

Задание. Напишите уравнение реакции получения иодида серебра и строение мицеллы.

Опыт 2 Получение золя иодида серебра с отрицательно заряженными частицами

В пробирку помещают 10 мл 0,002 %-ного раствора иодида калия и добавляют по каплям 1 мл 0,01 %-ного раствора нитрата серебра. Образуется золь с отрицательно заряженными частицами.

Задание. Напишите уравнение реакции получения иодида серебра и строение мицеллы.

Контрольные вопросы:

1. Какие системы называются дисперсными?
2. Назовите основные методы получения дисперсных систем. Приведите примеры.
3. Какие свойства коллоидных систем вам известны?
4. Опишите строение коллоидной частицы-мицеллы.
5. К 20 мл 0,1%-ного раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ при энергичном взбалтывании прибавляют 5–6 капель 2%-ного раствора FeCl_3 . Получают золь, окрашенный в темно-синий цвет.

К 20 мл 2%-ного FeCl_3 при энергичном взбалтывании прибавляют 5–6 капель 0,1%-ного раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Получают золь, окрашенный в зеленый цвет. Чем отличаются полученные золи? Ответ обоснуйте

6. Изобразите строение мицеллы берлинской лазури
7. $3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 4\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3\downarrow + 12\text{KCl}$
8. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
9. Какова формула мицеллы и заряд гранулы?
 - 1) В случае избытка $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) В случае избытка KI
10. Составить формулу мицеллы.
11. Золь гидроксида хрома. Его получают в результате взаимодействия хлорида хрома (III) с карбонатом аммония.
Рассмотрите 2 варианта, как в предыдущих задачах
12. Составить формулу мицеллы BaSO_4 , полученного в избытке BaI_2 .
13. Составить формулу мицеллы PbSO_4 , полученного в избытке $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
14. Устойчивость дисперсных систем (понятие). Виды устойчивости: кинетическая (седиментационная), агрегативная, конденсационная.
15. Коагуляция. Факторы, влияющие на процесс коагуляции коллоидных растворов. Стадии процесса коагуляции: скрытая и явная.
16. Коагулирующее действие и порог коагуляции?
17. Влияние электролитов на процесс коагуляции коллоидных частиц. Правило Шульце-Гарди.
18. Коагуляция смесями электролитов: аддитивность, синергизм, антагонизм. Взаимная коагуляция.
19. Коллоидный раствор иодида серебра получен по реакции: $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} + \text{KNO}_3$
20. При некотором избытке KI . Его коагулируют растворами сульфата натрия и ацетата кальция. У какого электролита коагулирующая способность выше?
21. Частицы золя при электрофорезе перемещаются к аноду. Коагулирующая способность какого из веществ: Na_2SO_4 , CaCl_2 или K_3PO_4 – будет наибольшей по отношению к данному золю? Дайте пояснения.
22. Коагуляция 1,5 мл золя сульфида золота наступила при добавлении к нему 570 мл раствора хлорида натрия концентрацией 0,2 моль/л. Вычислите порог коагуляции золя ионами натрия и коагулирующую способность электролита.

Лабораторная работа 4 – Свойства полимеров

Этапы работы:

1. Прочитать методику.
2. Выполнить лабораторные работы.
3. Ответить (письменно) на контрольные вопросы (включить в теоретическую часть отчета).
4. Подготовить отчет (самостоятельная работа).
5. Прикрепить отчет в электронный курс (отправить на проверку).
6. Защита отчета (устно).
7. Прикрепить задачи в электронный курс (отправить на проверку).

Реактивы и оборудование:

Стирол (очищенный) – 2 л.
Бензол – 2 мл.
Спирт этиловый – 2 мл; 5 мл.
Перекись водорода – 1 мл.
Капролактамы – 2 г.
Ацетон – 5 мл.
Вода дистиллированная.
NaOH – 0,01 г.
Песчаная баня – 1 шт.
Пробирка – 1 шт.
Часовое стекло – 1 шт.
Стеклянная палочка – 4 шт.
Штатив – 1 шт.
Спиртовка – 1 шт.
Кристаллизатор с водой.
Фильтровальная бумага (белая лента).

Цели работы:

Получение высокомолекулярных соединений из мономеров по реакции полимеризации и изучение их свойств.

Ход работы:

Опыт 1 Полимеризация стирола

В широкую пробирку поместите 2 мл стирола и добавьте 6 капель перекиси водорода в качестве инициации процесса полимеризации. Поместите пробирку на песчаную баню, закрепив в лапке штатива, осторожно нагревайте в течение 20 минут до загустевания жидкости, внимательно наблюдая за состоянием вещества, так как реакция идет очень интенсивно. В этом случае пробирку следует приподнять для охлаждения на воздухе.

Вынув пробирку с загустевшей жидкостью из бани, осторожно подогрейте ее в пламени спиртовки для удаления остатков мономера, затем охладите до комнатной температуры.

К полученному раствору добавьте 2 мл бензола и осторожно подогрейте до полного растворения полимера. Половину полученного раствора вылейте на часовое стекло, дайте растворителю испариться (проводить под тягой). После испарения бензола на стекле образуется пленка полистирола, которая легко отделяется, если стекло положить на несколько минут в кристаллизатор с водой. Отделившуюся пленку просушите между листьями фильтровальной бумаги и внесите в пламя спиртовки (под тягой). Отметьте большое количество копоти и характерный резкий запах.

К раствору полимера, оставшегося в пробирке, прилейте по каплям 1-2 мл спирта до выпадения полимера в виде клейкой массы. Извлеките смолу из пробирки с помощью стеклянной палочки на фильтровальную бумагу и убедитесь в его клеящей способности.

Напишите три стадии инициированной полимеризации стирола.

Опыт 2 Получение поликапролактама в присутствии гидроксида натрия

В пробирку поместите 2 г капролактама и 0,01 г гидроксида натрия. Смесь нагрейте в течение 10-20 минут до получения густой вязкой жидкости. После прекращения реакции вытяните из смолы стеклянной палочкой нити. Проверьте растворимость полученного продукта в ацетоне, спирте, воде.

Контрольные вопросы:

1. Пути получения полимеров?
2. Что такое полимеры? Типичные мономеры, используемые в синтезе высокомолекулярных соединений.
3. Классификация способов получения полимеров.
4. Что такое цепная полимеризация?
5. Что такое ступенчатый синтез?
6. Напишите уравнение реакции полимеризации следующих соединений: а) этилена; хлорвинила?