

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Гомельский государственный технический
университет имени П. О. Сухого»

Кафедра «Материаловедение в машиностроении»

С. Н. Бобрышева, О. В. Давыдова

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ПРАКТИКУМ

**по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности 1-36 07 02**

**«Производство изделий на основе
трехмерных технологий»
дневной формы обучения**

Гомель 2021

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Б72

*Рекомендовано научно-методическим советом
механико-технологического факультета ГГТУ им. П. О. Сухого
(протокол № 13 от 05.12.2019 г.)*

Рецензент: зав. каф. «Металлургия и технология обработки материалов»
ГГТУ им. П. О. Сухого канд. техн. наук, доц. *Ю. Л. Бобарикин*

Бобрышева, С. Н.

Б72 Органическая химия : практикум по выполнению лаборатор. работ для студентов специальности 1-36 07 02 «Производство изделий на основе трехмерных технологий» днев. формы обучения / С. Н. Бобрышева, О. В. Давыдова. – Гомель : ГГТУ им. П. О. Сухого, 2021. – 56 с. – Систем. требования: PC не ниже Intel Celeron 300 МГц ; 32 Mb RAM ; свободное место на HDD 16 Mb ; Windows 98 и выше ; Adobe Acrobat Reader. – Режим доступа: <https://elib.gstu.by>. – Загл. с титул. экрана.

Изложены основные теоретические сведения по важнейшим разделам курса органической химии. Рассмотрена методика выполнения лабораторных работ. Рекомендован порядок их выполнения и составления отчетов.

Для студентов специальности 1-36 07 02 «Производство изделий на основе трехмерных технологий» дневной формы обучения.

**УДК 54(075.8)
ББК 24я73**

© Учреждение образования «Гомельский
государственный технический университет
имени П. О. Сухого», 2021

ВВЕДЕНИЕ

Органическая химия является одной из фундаментальных дисциплин, формирующих научно-теоретический и экспериментальный базис для усвоения общенаучных и специальных дисциплин.

Изучение органической химии всегда сопровождается лабораторным практикумом. Целью данного учебного пособия является ознакомление студентов с общими свойствами, характерными реакциями органических соединений различных классов и с индивидуальными особенностями их важнейших представителей. Практические работы по изучению химических реакций выполняются после освоения методов очистки и идентификации органических веществ и являются иллюстрацией и дополнением к теоретическому материалу лекционного курса. Лабораторные работы, предложенные в пособии, включают серию опытов, которые можно разделить на следующие виды:

1. Качественное наблюдение и изучение характерных свойств и превращений отдельных веществ – представителей определенных классов соединений.

2. Сравнение свойств веществ различного строения. В этих опытах выявляется связь между химическим строением веществ и их свойствами.

3. Синтез соединений, их выделение, определение выхода. Такие работы знакомят студентов с методами получения органических соединений, взаимными превращениями соединений различных классов.

Практикум включает лабораторные работы по важнейшим разделам курса органической химии, в которых представлена методика выполнения лабораторных работ, сведения об используемых процессах и приборах, рекомендован порядок выполнения лабораторных работ и составления отчетов.

Лабораторный практикум составлен в соответствии с учебной программой дисциплины «Органическая химия». Для студентов специальности «Производство изделий на основе трехмерных технологий».

Лабораторная работа № 1

УСТАНОВЛЕНИЕ КАЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА УГЛЕВОДОРОДОВ. ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАНА

Теоретическая часть

Углеводороды – это органические соединения, в состав которых входят только два элемента: углерод и водород. Например: CH_4 , C_2H_6 , C_6H_6 , C_8H_{10} и т.д., в общем виде – C_xH_y . Углеводороды имеют важное научное и практическое значение. Во-первых, представления о строении и свойствах этих веществ служат основой для изучения органических соединений других классов, так как молекулы любых органических веществ содержат углеводородные фрагменты. Это фундамент органической химии, которая определяется как наука, изучающая углеводороды и их производные. Во-вторых, знание свойств углеводородов позволяет понять их исключительную ценность как исходного сырья в производстве самых разнообразных веществ и материалов: пластмасс, каучуков, волокон, пленок, лаков, клеев, моющих средств, лекарственных препаратов, красителей, средств защиты растений, строительных и горюче-смазочных материалов и т.д. Природными источниками углеводородов являются нефть, каменный и бурый угли, природный и попутный (нефтяной) газы, сланцы и торф.



Рис. 1. Классификация углеводородов

Алканы – ациклические насыщенные (предельные) углеводороды общей формулы C_nH_{2n+2} . Простейшие алканы: CH_4 – метан, C_2H_6 – этан, C_3H_8 – пропан. В соответствии с общей формулой алканы представляют собой ряд родственных соединений с однотипной структурой, в котором каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на постоянную группу атомов CH_2 (метилен). Такая последовательность соединений называется *гомологическим рядом* (от греч. *homolog* – сходный), отдельные члены этого ряда – *гомологами*, а группа атомов, на которую различаются соседние гомологи, – *гомологической разностью*.

Предельная насыщенность алканов не допускает реакций присоединения, но не препятствует реакциям разложения, изомеризации, элиминирования (отщепления) и замещения.

Окисление алканов. В зависимости от условий реакции алканы могут окисляться с образованием различных соединений. При обычной температуре алканы не окисляются даже сильными окислителями ($H_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$ и т.п.). С другой стороны, при внесении в открытое пламя алканы горят. При этом в избытке кислорода происходит их *полное окисление* до CO_2 , где углерод имеет высшую степень окисления +4, и воды. Горение углеводородов приводит к разрыву всех связей $C-C$ и $C-H$ и сопровождается выделением большого количества тепла (экзотермическая реакция). Этот процесс широко применяется для получения энергии в двигателях внутреннего сгорания, в тепловых электростанциях и др. Уравнение реакции горения алканов в общем виде:



Неполное окисление алканов в присутствии катализаторов при относительно невысокой температуре сопровождается разрывом только части связей $C-C$ и $C-H$. Каталитическое окисление используется для получения ценных кислородсодержащих продуктов: карбоновых кислот, кетонов и др. Например, при неполном окислении *n*-бутана в промышленности получают уксусную кислоту:



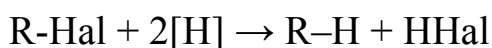
Реакции замещения. В молекулах алканов связи $C-H$ пространственно более доступны для атаки другими частицами, чем менее прочные связи $C-C$. В определенных условиях происходит разрыв именно $C-H$ связей и осуществляется замещение атомов водорода на

4. Гидрирование алкенов и алкинов над катализаторами (Pt, Pd, Ni):

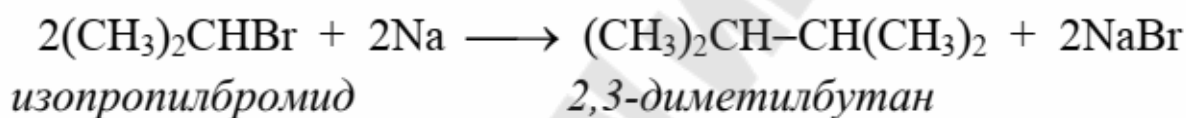


Для восстановления кратных связей используют также водород в момент выделения (натрий + этанол или цинк + кислота).

5. Восстановление галогеналканов:



6. Реакция Вюрца – синтез из галогеналканов при действии металлическим натрием. Этим методом получают симметричные алканы, молекулы которых состоят из двух тождественных углеводородных фрагментов (способ удвоения углеродного скелета). Например:



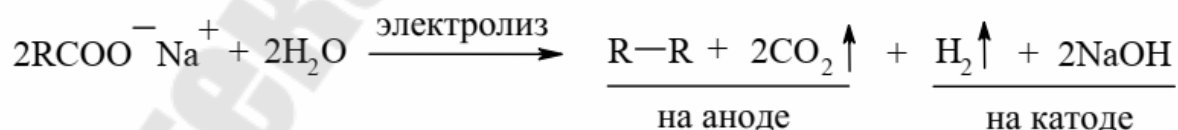
7. Получение алканов из солей карбоновых кислот:

а) сплавление со щелочью (*реакция Дюма*)



ацетат натрия

б) анодный синтез (*реакция Кольбе*)



8. Метан получают при разложении карбидов металлов (метанидов) водой: $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CH}_4 \uparrow$

Экспериментальная часть

Цель работы: определить качественный состав органического вещества, изучить свойства метана и его получение.

Реактивы и оборудование: неизвестное органическое вещество (парафин, хлорид диметиламина); оксид меди (II); безводный сульфат

меди (II); известковая (или баритовая) вода; ацетат натрия (безводн.), натронная известь (смесь NaOH и CaO в соотношении 1 : 2), разбавленные водные растворы брома и KMnO_4 ; пробирки, пробка с газоотводной трубкой, лабораторный штатив, спиртовка, часовое стекло, пробиркодержатель, кусочек ваты, стеклянная лопатка, скальпель, фильтровальная бумага, стеклянная воронка, фарфоровая ступка, песок, медная проволока.

Опыт № 1

Определение углерода и водорода

Получите вещество для анализа (парафин). Около 100 мг (две стеклянные лопатки) испытуемого твердого или 10–12 капель жидкого вещества хорошо перемешивают с 200 мг (четыре стеклянные лопатки) порошка оксида меди (II) на часовом стекле и помещают в сухую пробирку. Помещают в пробирку вату (см. рис. 2) и насыпают на нее немного безводного сульфата меди. Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Проверяют прибор на герметичность. Пробирку (1) закрепляют в пробиркодержателе в горизонтальном положении, а конец газоотводной трубки вводят до дна в другую пробирку (4), содержащую 2–3 мл (высота 2–3 см) известковой (или баритовой) воды. Смесь нагревают сначала осторожно, затем сильнее в течение 3–5 минут. После завершения опыта сначала вынимают конец газоотводной трубки из пробирки (4) и прекращают нагревание.

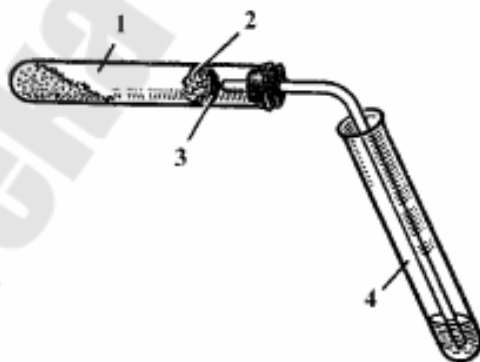


Рис. 2. Прибор для определения качественного элементного состава (углерод, водород) органического соединения: 1 – смесь органического вещества с оксидом меди (II); 2 – вата; 3 – безводный сульфат меди (II); 4 – приемная пробирка с известковой водой

Почему изменяется цвет сульфата меди? О содержании какого элемента в исследуемом веществе это свидетельствует? Напишите уравнение реакции. Что происходит с известковой (или баритовой) водой? Наличие какого элемента в исследуемом веществе это доказывает? Почему при продолжительном пропускании оксида углерода (IV) через известковую воду образовавшийся осадок растворяется? Напишите уравнения реакций.

Опыт № 2

Проба Бейльштейна на галогены

Медную проволоку диаметром 1–2 мм с петлей на конце прокалывают в бесцветной части пламени спиртовки до прекращения окрашивания пламени. По охлаждении проволоки петлю опускают в раствор или набирают несколько крупинок исследуемого вещества (например, хлорид диметиламина) и вносят в пламя спиртовки. В присутствии галогенов появляется окраска пламени вследствие образования летучих галогенидов меди. Для очистки проволоку смачивают соляной кислотой и снова прокалывают. Следует сделать контрольный опыт, опуская проволоку в заведомо не содержащую галоген жидкость (дистиллированная вода, спирт). Почему при прокаливании медная проволока темнеет? О присутствии какого элемента свидетельствует окраска пламени (какая)?

Опыт № 3

Получение метана

В пробирку поместить смесь ацетата натрия и натронной извести (смесь NaOH и CaO в соотношении 1 : 2, высота слоя 4–6 мм), закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить ее горизонтально в лапке штатива и нагреть в пламени спиртовки до вспенивания реакционной массы. Написать уравнения реакции образования метана.

Опыт № 4

Свойства метана

В одну пробирку налить 1 мл бромной воды, в другую – 1 мл раствора KMnO_4 . Опустить газоотводную трубку с выделяющимся метаном сначала в одну пробирку, затем в другую. Отметить, изменяется ли окраска растворов, т.е. происходят ли соответствующие реакции. Поджечь выделяющийся метан у конца газоотводной трубки.

Написать уравнения реакций горения метана; сделать вывод о реакционной способности метана.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются углеводородами? Какова валентность углерода в органических соединениях?
2. Как можно классифицировать органические вещества?
3. Что такое гомологический ряд, гомологи? Приведите примеры.
4. Какие углеводороды называются предельными?
5. Какой тип реакций характерен для алканов? Почему?
6. Какие продукты могут быть получены при окислении метана?
7. Какими способами можно получать метан?

Лабораторная работа № 2

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕПРЕДЕЛЬНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ, ПОЛУЧЕНИЕ ЭТИЛЕНА, АЦЕТИЛЕНА

Теоретическая часть

Алкены (этиленовые углеводороды, олефины) – это непредельные углеводороды, молекулы которых содержат двойную связь. Общая формула алкенов C_nH_{2n} . Простейшие представители: $CH_2=CH_2$ – этилен (этен), $CH_2=CH-CH_3$ – пропилен (пропен).

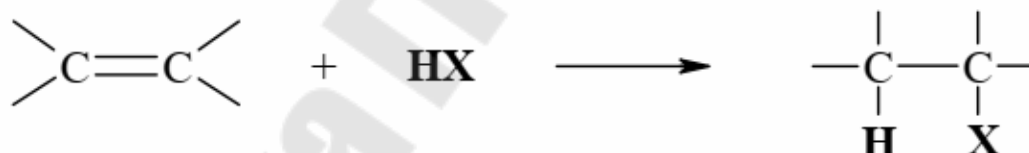
Основным структурным признаком алкенов является наличие связи $C=C$, в образовании которой участвуют два атома углерода в sp^2 -гибридизованном состоянии. Эта связь осуществляется двумя парами электронов и является сочетанием ковалентных σ - и π -связей.

Реакционная способность алкенов определяется прежде всего наличием в их молекулах связи $C=C$, которая значительно активнее одинарных связей $C-C$ и $C-H$. Поэтому алкены более реакционноспособны по сравнению с алканами.

Химические свойства

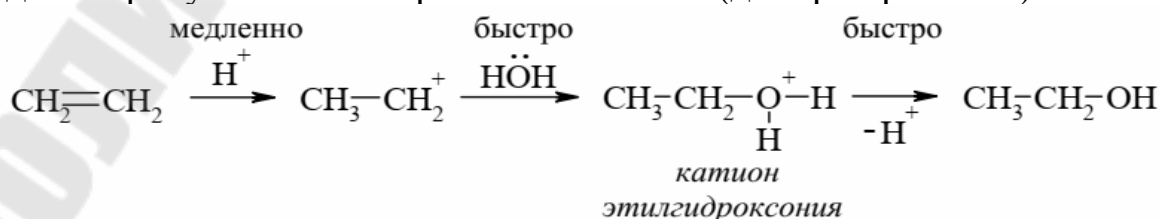
Реакции присоединения. Алкены вступают в реакции присоединения с различными реагентами.

1) Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводородов)

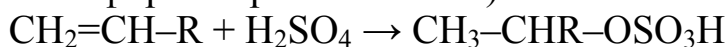


Установлено, что присоединение галогеноводородов к алкенам несимметричного строения идет по **правилу Марковникова**:
• в реакциях присоединения полярных молекул HX к несимметричным алкенам водород присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода при двойной связи (т.е. к атому углерода, связанному с наибольшим числом атомов водорода).

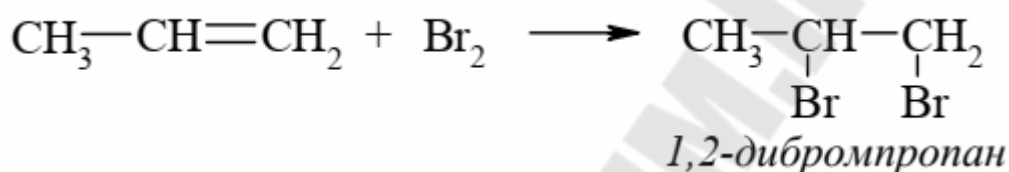
2) Гидратация. Реакция присоединения воды к алкенам происходит в присутствии минеральной кислоты (донора протонов).



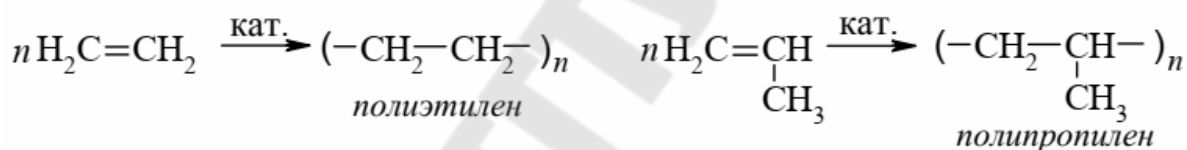
3) Присоединение серной кислоты (реакция сульфэтерификации или сульфатации). Алкены растворяются в холодной концентрированной серной кислоте с образованием алкилгидросульфатов (сложных эфиров серной кислоты):



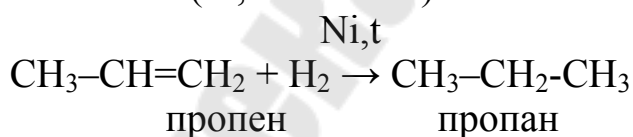
4) Галогенирование. Присоединение галогенов по двойной связи C=C происходит легко в обычных условиях (при комнатной температуре, без катализатора). Например, быстрое обесцвечивание красно-бурой окраски раствора брома в воде (бромной воды) или в органическом растворителе служит *качественной реакцией* на наличие кратной связи:



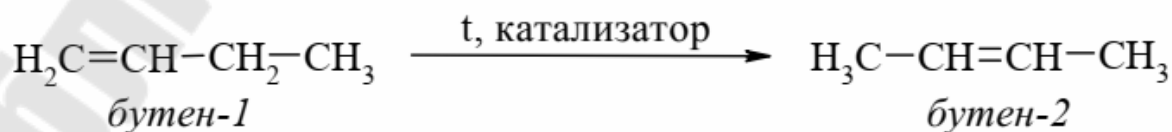
5) Полимеризация – реакция образования высокомолекулярных соединений (полимеров) путем последовательного присоединения молекул мономера к растущей цепи.

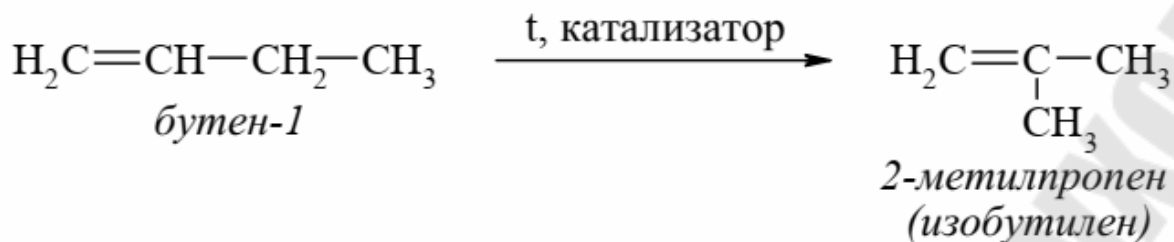


6) Гидрирование. Водород присоединяется к алкенам по связи C=C с образованием алканов. Реакция идет при нагревании в присутствии металлов (Pt, Pd или Ni) в качестве катализаторов:



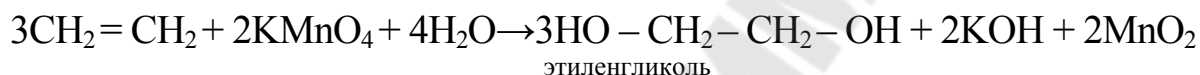
Изомеризация. Алкены вступают в реакцию изомеризации при нагревании в присутствии катализаторов (например, Al_2O_3). Изомеризация алкенов приводит или к перемещению π -связи или к перестройке углеродного скелета:



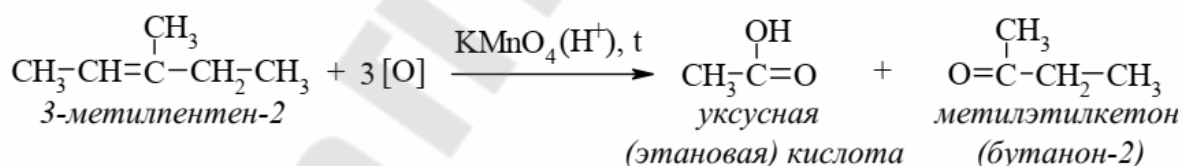


Окисление. Алкены легко окисляются многими окислителями. При мягком окислении разрывается π -связь, а при жестком – и π - и σ -связи. Поэтому строение продуктов окисления алкенов зависит от условий реакции и природы окислителя.

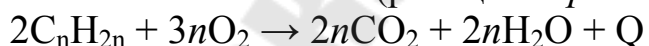
1. Мягкое окисление алкенов водным раствором перманганата калия (*реакция Вагнера*) приводит к образованию *гликолей* – двухатомных спиртов с соседним расположением гидроксильных групп. Эту реакцию называют также *гидроксилированием алкенов*:



2. При жестком окислении алкенов кипящим концентрированным раствором KMnO_4 в кислой среде происходит полный разрыв двойной связи (*деструктивное окисление*):



3. Полное окисление (*реакция горения*):



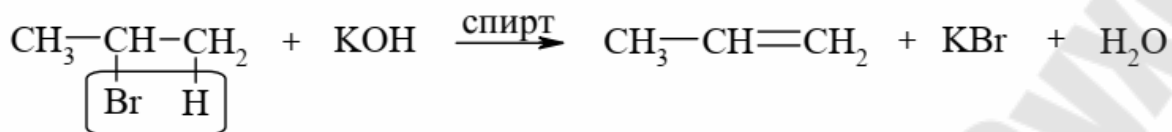
Способы получения.

В природе алкены встречаются в значительно меньшей степени, чем предельные углеводороды, по-видимому, вследствие своей высокой реакционной способности. Поэтому их получают с использованием различных реакций.

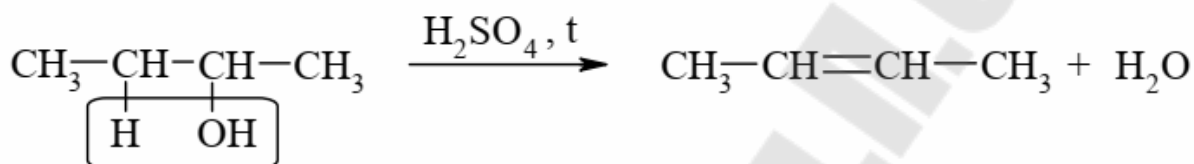
I. Крекинг алканов.

II. Отщепление (элиминирование) двух атомов или групп атомов от соседних атомов углерода с образованием между ними π -связи. К наиболее важным реакциям этого типа относятся дегидрогалогенирование, дегидратация, дегалогенирование и дегидрирование соответствующих исходных соединений.

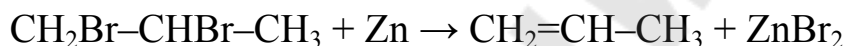
1. Дегидрогалогенирование галогеналканов при действии спиртового раствора щелочи.



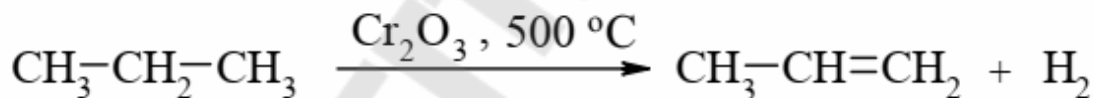
2. Дегидратация спиртов при нагревании с концентрированной серной кислотой. Отщепление воды от соседних атомов углерода также происходит по правилу Зайцева.



3. Дегалогенирование дигалогеналканов, имеющих атомы галогена у соседних атомов углерода, при действии активных металлов:



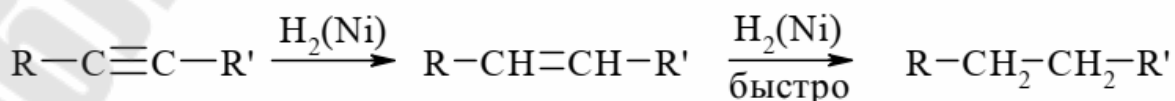
4. Дегидрирование алканов:



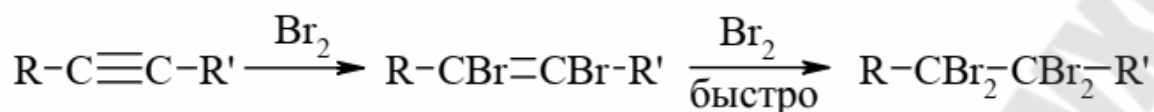
Алкины (ацетиленовые углеводороды) – непредельные алифатические углеводороды, молекулы которых содержат тройную связь $\text{C}\equiv\text{C}$. Общая формула алкинов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Простейшие представители: $\text{HC}\equiv\text{CH}$ – ацетилен (этин), $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ – метилацетилен (пропин). В молекулах алкинов тройная связь $\text{C}\equiv\text{C}$ образована двумя атомами углерода в *sp*-гибризованном состоянии. Реакционная способность алкинов сходна с алкенами, что обусловлено их ненасыщенностью.

Химические свойства

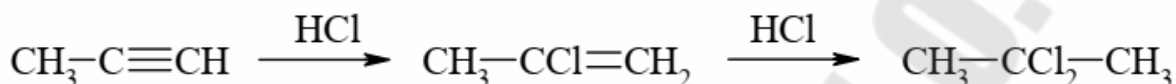
Реакции присоединения. Гидрирование. В присутствии металлических катализаторов (Pt, Ni) алкины присоединяют водород с образованием алкенов (разрывается первая π -связь), а затем – алканов (разрывается вторая π -связь):



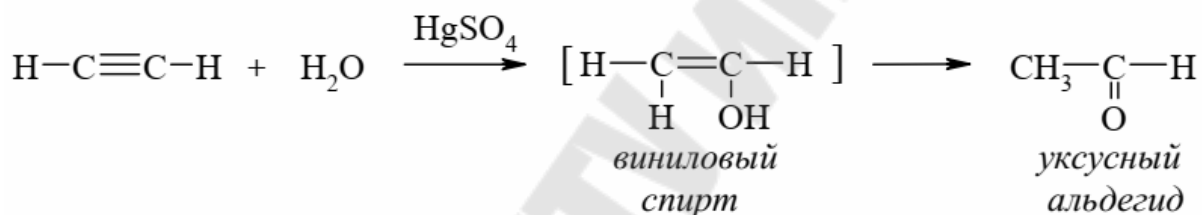
Галогенирование. Присоединение галогенов к алкинам протекает медленнее, чем для алкенов (первая π -связь разрывается труднее, чем вторая):



Гидрогалогенирование. Продукты присоединения к несимметричным алкинам определяются правилом Марковникова:

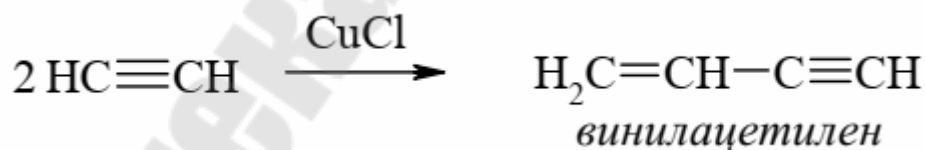


Гидратация (реакция Кучерова). Присоединение воды к ацетилену происходит в присутствии соли ртути (II) в качестве катализатора. Реакция идет через образование неустойчивого непредельного спирта, который изомеризуется в уксусный альдегид:

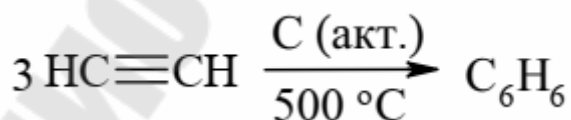


Полимеризация. Алкины способны к реакциям димеризации, циклоолигомеризации и полимеризации.

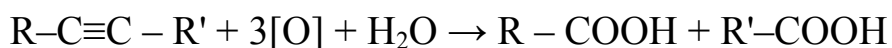
1. Димеризация ацетилена под действием водно-аммиачного раствора хлорида меди (I):



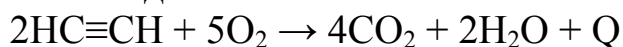
2. Тримеризация ацетилена над активированным углем приводит к образованию бензола (реакция Зелинского):



Реакции окисления. Ацетилен и его гомологи окисляются перманганатом калия с расщеплением тройной связи и образованием карбоновых кислот:



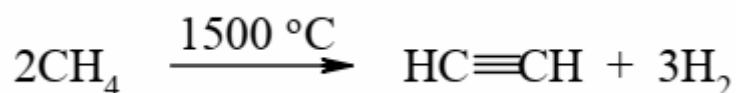
Алкины обесцвечивают раствор $KMnO_4$, что используется для их качественного определения. При сгорании (полном окислении) ацетилена выделяется большое количества тепла:



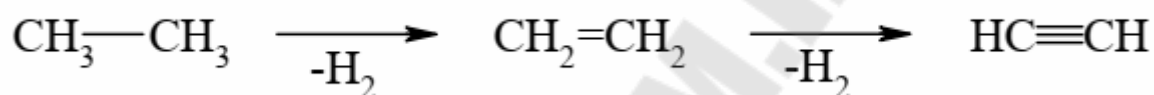
Способы получения.

Ацетилен производится в промышленности двумя способами.

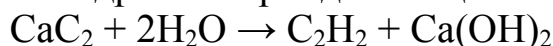
1. Пиролиз углеводородов: а) метана



б) этана или этилена



2. Гидролиз карбида кальция:



Экспериментальная часть

Цель работы: изучить свойства и способы получения этилена и ацетилена.

Реактивы и оборудование: этиловый спирт, H_2SO_4 конц., разбавленные водные растворы брома и $KMnO_4$, карбид кальция, дист. вода, раствор $AgNO_3$, аммиак водный, пробирки, пробка с газоотводной трубкой, «кипелки», пипетка, лабораторный штатив, спиртовка.

Опыт № 1

Получение этилена

В пробирку поместить 1 мл этилового спирта, осторожно при взбалтывании прилить 4 мл концентрированной серной кислоты, положить «кипелку» и закрыть пробкой с газоотводной трубкой. Закрепить пробирку в лапке штатива и осторожно нагреть смесь в пламени спиртовки до начала равномерного выделения газа. Написать уравнения реакции образования этилена.

Опыт № 2

Свойства этилена

В одну пробирку налить 1 мл бромной воды, в другую – 1 мл раствора $KMnO_4$. Опустить газоотводную трубку с выделяющимся

этиленом сначала в одну пробирку, затем в другую. Отметить, изменится ли окраска растворов.

Поджечь выделяющийся этилен у конца газоотводной трубки. Отметить различия в яркости пламени при горении этилена и метана. Написать уравнения реакций горения этилена; сделать вывод о реакционной способности этилена в сравнении с метаном.

Опыт № 3

Получение ацетилена

В пробирку поместить кусочек карбида кальция, добавить несколько капель воды, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепить ее в лапке штатива. Реакция образования ацетилена экзотермична, написать уравнение реакции.

Опыт № 4

Свойства ацетилена

В одну пробирку налить 1 мл бромной воды, в другую – 1 мл раствора KMnO_4 . Опустить газоотводную трубку с выделяющимся ацетиленом сначала в одну пробирку, затем в другую. Отметить, изменится ли окраска растворов, т.е. происходят ли соответствующие реакции.

В пробирку налить 5 мл раствора нитрата серебра, добавить по каплям раствор аммиака до растворения выпадающего сначала осадка. В полученный раствор опустить газоотводную трубку и пропускать ацетилен до появления осадка.

Поджечь выделяющийся ацетилен у конца газоотводной трубки и отметить характер пламени.

Написать уравнения всех реакций и механизм реакции с бромом; сделать выводы о реакционной способности ацетилена в сравнении с метаном и этиленом.

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называются непредельными?
2. Какие непредельные углеводороды называются алкенами?
3. Какой тип реакций характерен для алкенов? Почему?
4. Какие виды реакций присоединения характерны для алкенов?
5. Сформулируйте правило Марковникова.
6. Какие реакции являются качественными реакциями на алкены? Напишите уравнения этих реакций.
7. Что называется полимеризацией?

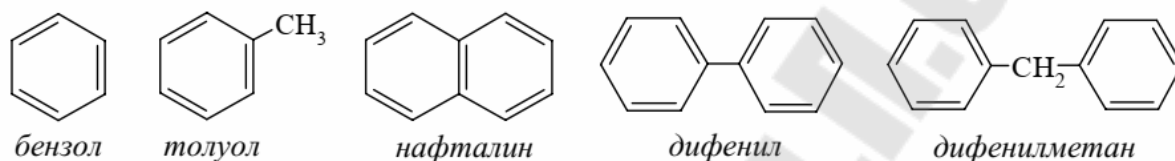
8. Какими способами получают алкены?
9. Какие продукты можно получать из этилена?
10. Какие непредельные углеводороды называются алкинами?
11. Какой тип реакций характерен для алкинов? Почему?
12. Какие реакции являются качественными реакциями на алкины?
Напишите уравнения этих реакций.
13. С помощью каких реакций можно отличить ацетилен от этилена? Напишите уравнения этих реакций.

Лабораторная работа № 3

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АРОМАТИЧЕСКИХ УГЛЕВОДОРОДОВ

Теоретическая часть

Арены или ароматические (бензоидные) углеводороды – это соединения, молекулы которых содержат устойчивые циклические группы атомов (бензольные кольца) с замкнутой системой сопряженных связей. Представители аренов:



По числу бензольных колец в молекуле арены подразделяются на группы.

- Моноядерные арены – общая формула C_nH_{2n-6} , где $n \geq 6$ (бензол C_6H_6 и его гомологи, например, толуол $C_6H_5CH_3$ и т.п.)

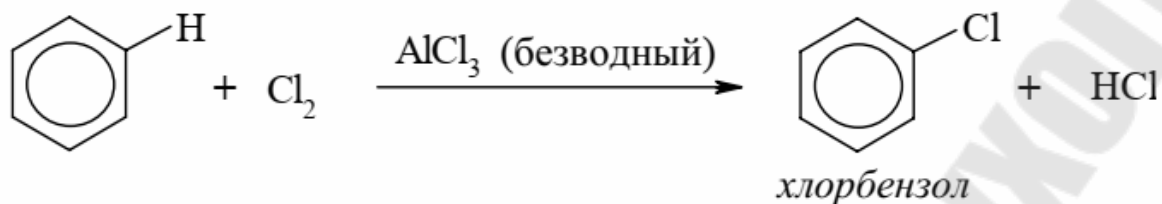
- Многоядерные арены.

Бензол C_6H_6 – родоначальник ароматических углеводородов. Каждый из шести атомов углерода в его молекуле находится в состоянии sp^2 -гибридизации и связан с двумя соседними атомами углерода и атомом водорода σ -связями. Валентные углы между каждой парой σ -связей равны 120° .

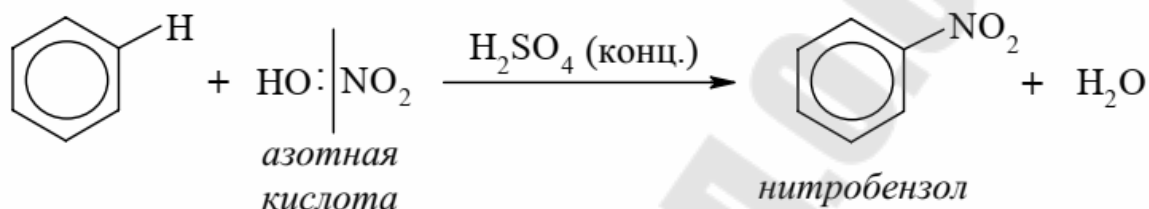
Химические свойства

Несмотря на ненасыщенность углеродного скелета, химические свойства аренов резко отличаются от свойств непредельных углеводородов. Вследствие повышенной устойчивости (ароматичности) бензольного кольца арены не склонны вступать в реакции присоединения или окисления, которые ведут к нарушению ароматичности. Для них наиболее характерны реакции, идущие с сохранением ароматической системы, а именно, **реакции замещения** атомов водорода, связанных с циклом. Поэтому для ароматических соединений типичны реакции замещения в бензольном ядре. Другие реакции (присоединение, окисление) с участием бензольного кольца идут с трудом.

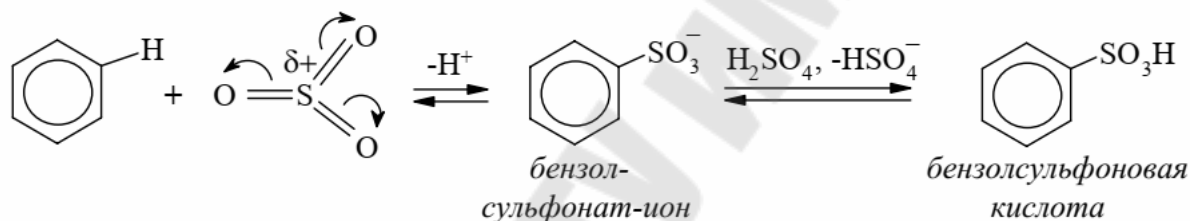
Галогенирование. Замещение атома водорода в бензольном кольце на галоген происходит в присутствии кислоты Льюиса ($AlCl_3$, $FeBr_3$ и т.п.) в качестве катализатора. Схема реакции хлорирования бензола:



Нитрование. Бензол реагирует с нитрующей смесью (смесью концентрированных азотной и серной кислот). Схема реакции:

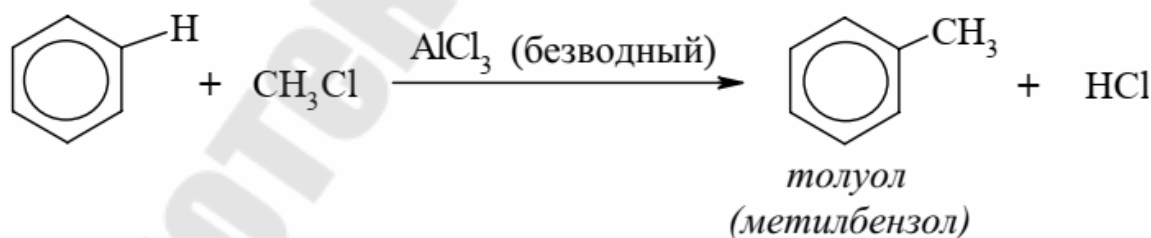


Сульфирование. При действии на бензол дымящей серной кислоты (конц. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3$) образуется бензолсульфоновая кислота:

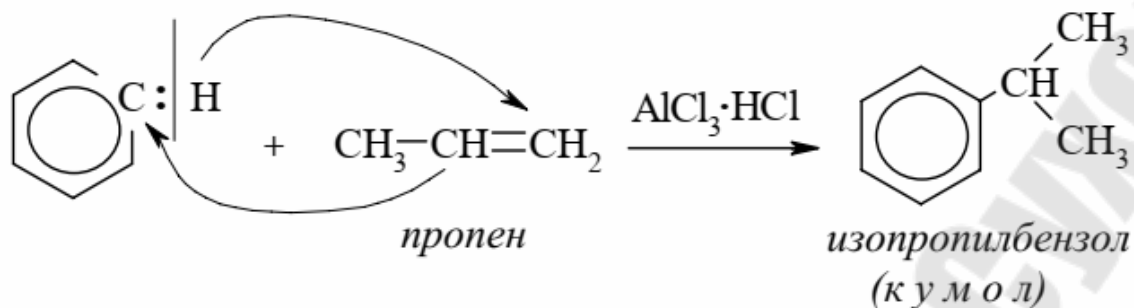


Алкилирование. Замещение атома водорода в бензольном кольце на алкильную группу (образование гомологов бензола) происходит под действием *алкилгалогенидов* (реакция Фриделя-Крафтса) или *алкенов* в присутствии кислот Льюиса.

1. Алкилирование по Фриделю-Крафтсу (катализаторы галогениды алюминия, железа, олова, титана; фторид бора):

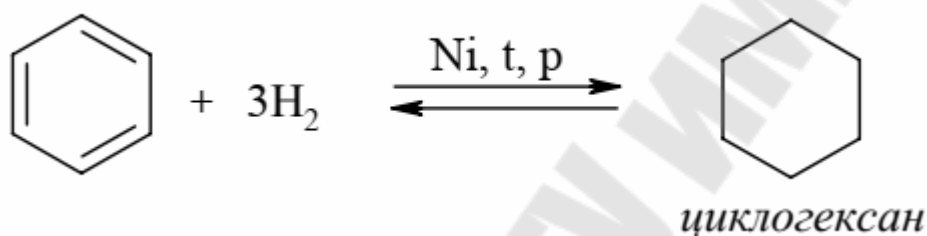


2. Алкилирование бензола алкенами в присутствии AlCl_3 и хлороводорода:

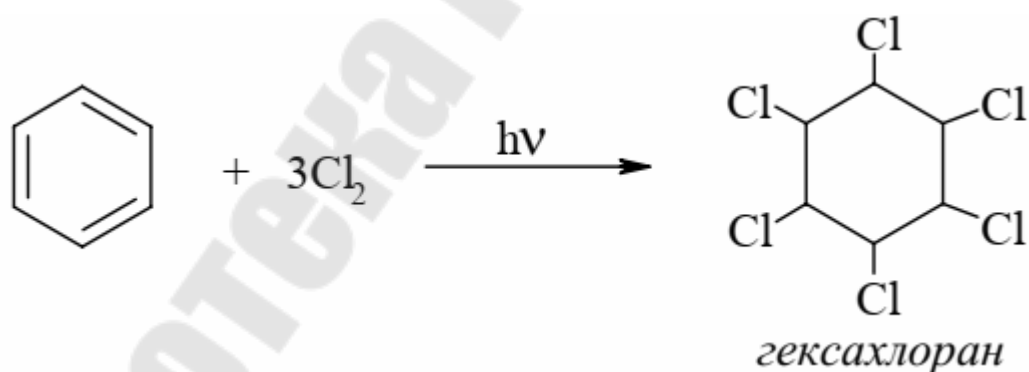


Реакции присоединения. В реакции присоединения, приводящие к разрушению ароматической структуры бензольного кольца, арены могут вступать лишь в жестких условиях.

Гидрирование. Присоединение водорода к бензолу и его гомологам происходит при повышенной температуре и давлении в присутствии металлических катализаторов.

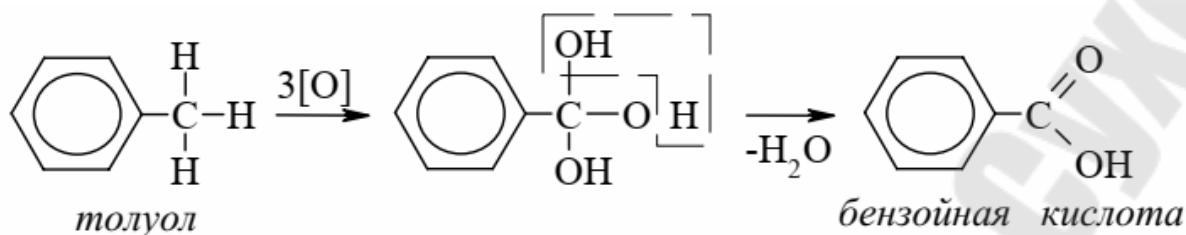


Радикальное хлорирование. В условиях радикальной реакции при интенсивном ультрафиолетовом облучении бензол способен присоединять хлор с образованием 1,2,3,4,5,6-гексахлорциклогексана (гексахлорана) C₆H₆Cl₆:

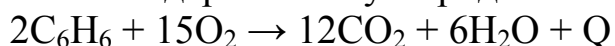


Реакции окисления. Бензол не окисляется даже под действием сильных окислителей (KMnO₄, K₂Cr₂O₇ и т.п.). Поэтому он часто используется как инертный растворитель при проведении реакций окисления других органических соединений. В отличие от бензола его гомологи окисляются довольно легко. При этом окислению подвергаются только боковые цепи (алкильные группы).

1. Тoluол окисляется раствором KMnO_4 в кислой среде при нагревании (или продолжительном встряхивании) до бензойной кислоты:



2. Полное окисление аренов происходит при их горении. Бензол и его гомологи на воздухе горят коптящим пламенем, что обусловлено высоким содержанием углерода в их молекулах:



Экспериментальная часть

Цель работы: изучение свойств ароматических углеводородов.

Реактивы и оборудование: бензол, толуол, нафталин, разбавленные водные растворы KMnO_4 и серной кислоты, этиловый спирт, диэтиловый эфир, дистиллированная вода, 5%-ный раствор брома в органическом растворителе (тетрахлорметане или хлороформе), концентрированные кислоты: азотная, серная; водный раствор аммиака, пробирки, пипетка, лабораторный штатив, спиртовка, фарфоровая чашка.

Опыт № 1

Изучение свойств бензола

1. *Растворимость в различных растворителях.* В три пробирки поместить по капле бензола. В одну пробирку добавить 3 мл спирта, в другую – 3 мл воды, в третью – 3 мл эфира. Содержимое в пробирках перемешать.

2. *Горение.* Помещают в фарфоровую чашечку 1 каплю бензола и поджигают его (*опыт проводят в вытяжном шкафу!*).

3. В две пробирки наливают по 0,5 мл очищенного бензола. В первую добавляют 1 мл бромной воды, во вторую – 1 мл раствора перманганата калия и одну каплю раствора серной кислоты и смеси энергично встряхивают и дают отстояться (*опыт проводят в вытяжном шкафу!*).

Написать уравнения и механизмы реакций; сделать выводы.

Опыт № 2

Бромирование ароматических углеводов

В три сухие пробирки помещают по 1 мл бензола, толуола и 0,1 г нафталина. (*Опыт проводят в вытяжном шкафу!*) В каждую пробирку добавляют по 1 мл раствора брома в четыреххлористом углероде. Пробирки осторожно нагревают в пламени спиртовки до слабого кипения. После охлаждения в пробирку с бензолом добавляют несколько крупинок порошка восстановленного железа и снова осторожно подогревают смесь 2–3 минуты. Затем содержимое пробирки выливают в пробирку с 2 мл воды. Аналогично проводят опыт и с толуолом.

Возможно ли протекание реакции бензола, толуола и нафталина с раствором брома в четыреххлористом углероде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт № 3

Нитрование бензола и толуола

В плоскодонной колбочке (или стакане) осторожно при охлаждении в холодной бане смешивают 2 мл концентрированной азотной кислоты с 3 мл концентрированной серной кислоты (*опыт проводят в вытяжном шкафу!*). Охлажденную смесь делят на две пробирки и постепенно отдельными каплями добавляют по 1,5 мл в одну бензол, в другую – толуол, постоянно встряхивая. При этом следят, чтобы температура реакционной смеси не превышала 50–60 °С. После добавления арена смесь встряхивают 3–5 минут и выливают в стаканчик, содержащий 20 мл воды. Нитросоединения оседают в виде тяжелых маслянистых капель и имеют характерный запах. Нитросоединения ядовиты, поэтому после опыта их необходимо слить в специальные склянки.

Напишите уравнения нитрования аренов и назовите продукты реакций. В какое положение идет замещение на нитрогруппу в толуоле?

Контрольные вопросы

1. Что такое ароматические углеводороды?
2. Какой углеводород является простейшим представителем ароматических углеводородов?
3. Каковы современные представления об электронном строении молекулы бензола?

4. Что называется ароматической связью?
5. Что называется бензольным кольцом?
6. Какие типы реакций характерны для бензола?
7. Какие способы получения бензола вы знаете?

Лабораторная работа № 4

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СПИРТОВ И ФЕНОЛОВ

Теоретическая часть

Спирты – производные углеводов, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп –ОН, связанных с насыщенными (sp^3) атомами углерода. Общая формула класса спиртов $R-OH$, где R – алкил (Alk).

Классификация спиртов основана на трех структурных признаках.

1. По числу гидроксильных групп спирты подразделяются на:

- *одноатомные* (одна группа –ОН), простейший представитель – метанол CH_3-OH ;

- *многоатомные* (две и более групп –ОН).

Например: двухатомный спирт – *этиленгликоль* (этанediол-1,2)

$HO-CH_2-CH_2-OH$; трехатомный спирт – *глицерин* (пропантриол-1,2,3) $HO-CH_2-CH(OH)-CH_2-OH$.

2. В зависимости от того, с каким атомом углерода (первичным, вторичным или третичным) связана гидроксильная группа, различают спирты: *первичные* $R-CH_2-OH$, *вторичные* R_2CH-OH , *третичные* R_3C-OH .

3. По строению углеводородных радикалов, связанных с атомом кислорода, спирты подразделяют на: *предельные* – алканола (например, CH_3CH_2-OH) и циклоалканола (циклогексанол $C_6H_{11}-OH$ и др.); *непредельные* – алкенола ($CH_2=CH-CH_2-OH$), алкинола ($CH\equiv C-CH_2-OH$), циклоалкенола и т.п.; *ароматические* (например, $C_6H_5CH_2-OH$).

Химические свойства

В реакциях гидроксисоединений по функциональной группе возможен разрыв одной из двух связей:

- C–OH с отщеплением OH-группы,
- O–H с отщеплением водорода.

Это могут быть реакции *замещения*, в которых происходит замена OH или H, либо реакции *элиминирования* (отщепления), когда образуется двойная связь.

Реакции по связи O–H

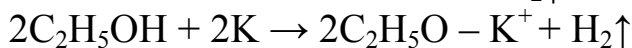
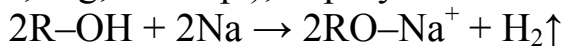
К наиболее характерным реакциям гидроксисоединений, идущим с разрывом связи O–H, относятся:

- *замещение* атома водорода на металл (кислотные свойства);

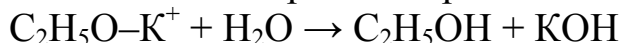
- *замещение* атома водорода на остаток кислоты (образование сложных эфиров);

- *отщепление* водорода при окислении и дегидрировании.

Одноатомные спирты реагируют с активными металлами (Na, K, Mg, Al и др.), образуя соли – *алкоголяты* (алкоксиды):

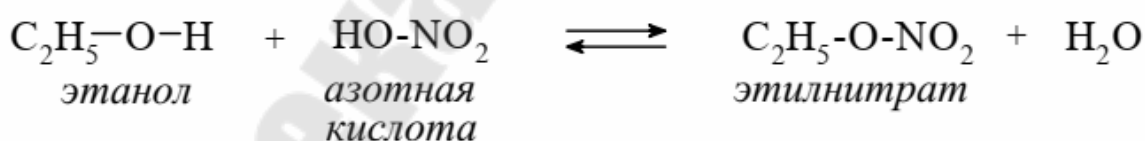
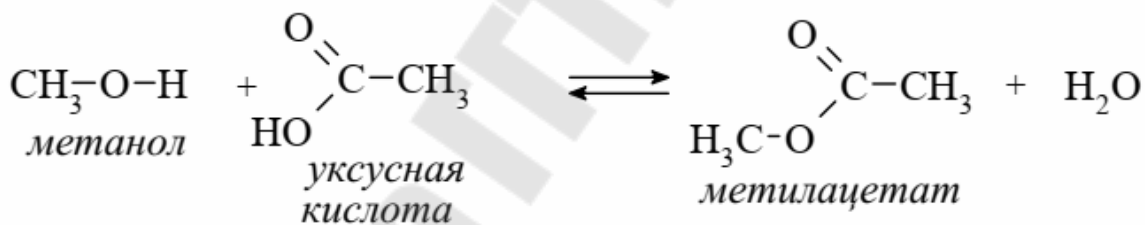
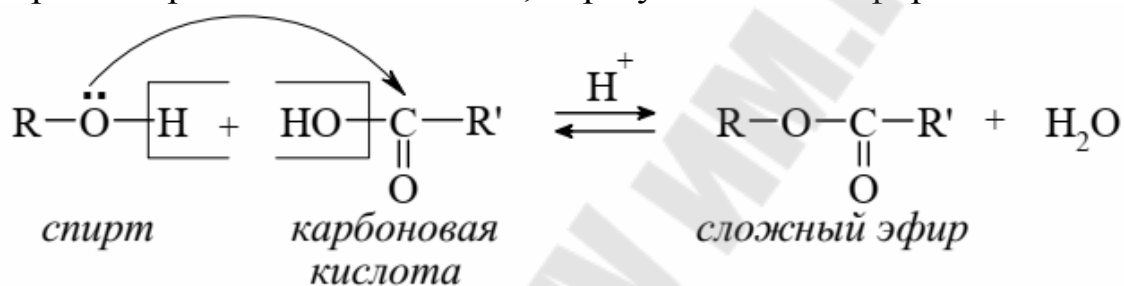


Алкоголяты под действием воды полностью гидролизуются с выделением спирта и гидроксида металла:



Образование сложных эфиров

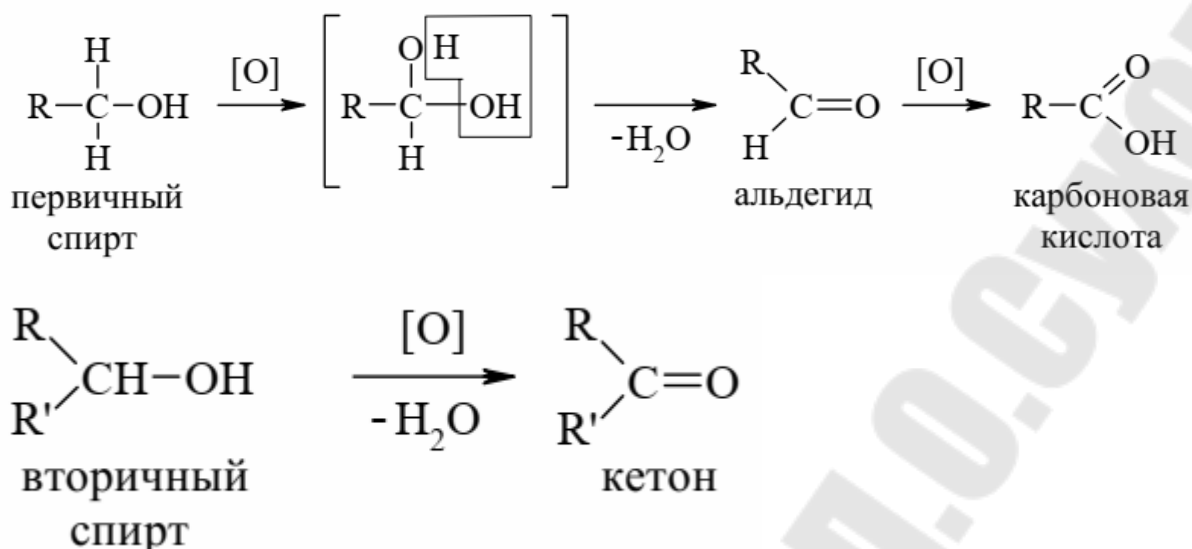
Спирты взаимодействуют с органическими и минеральными кислородсодержащими кислотами, образуя сложные эфиры.



Окисление гидроксисоединений

При действии окислителей ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$, $KMnO_4$, O_2 + катализатор) группа $>CH-OH$ превращается в карбонильную группу $>C=O$, а гидроксисоединение – в карбонильное производное.

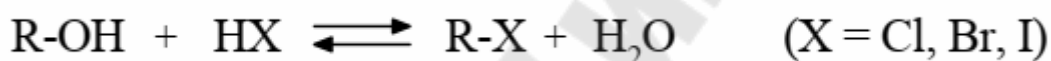
Первичные спирты при окислении образуют *альдегиды*, которые легко окисляются до *карбоновых кислот*. При окислении **вторичных спиртов** получают *кетоны*.



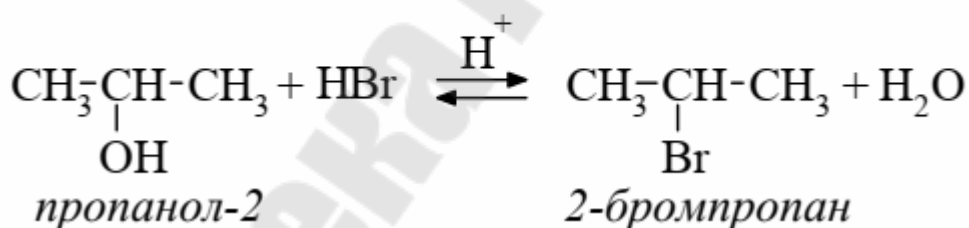
Реакции по связи C-O

Замещение гидроксильной группы

Замещение гидроксила на галоген происходит при взаимодействии спиртов с галогеноводородами:

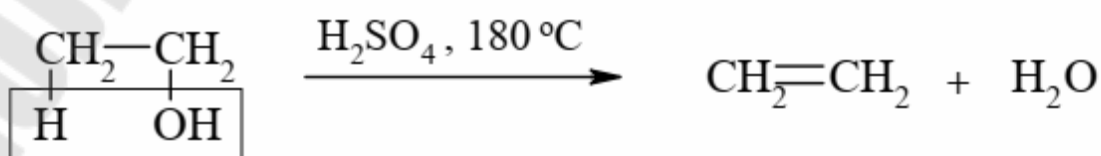


Образованию R-X способствует катализатор – сильная кислота (например, конц. H_2SO_4), которая выполняет также роль генератора газообразного реагента HX из его соли:

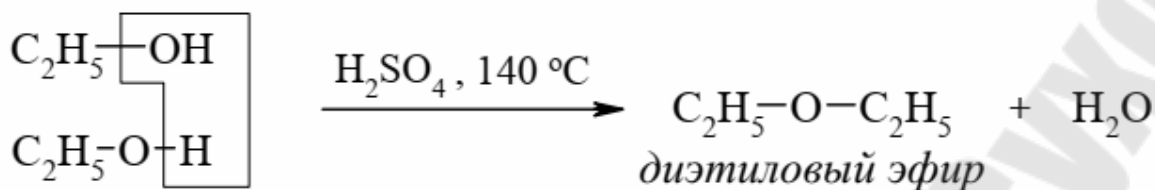


Дегидратация спиртов. Отщепление воды от молекул спирта происходит при действии концентрированной серной кислоты и в зависимости от температуры может идти как *внутримолекулярная* или *межмолекулярная* реакция.

Внутримолекулярная дегидратация спиртов осуществляется при повышенной температуре и приводит к образованию алкенов:



Межмолекулярная дегидратация спиртов происходит при более низкой температуре, чем внутримолекулярная реакция:



Качественные реакции

Первичные и вторичные спирты можно определить, действуя хромовым ангидридом CrO_3 в водном растворе серной кислоты. Хромовый ангидрид с раствором H_2SO_4 образует двуххромовую кислоту (оранжевая окраска). Первичные и вторичные спирты окисляются двуххромовой кислотой в течение нескольких секунд. При этом раствор мутнеет и из оранжевого становится голубовато-зеленым за счет восстановления ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ионы Cr^{3+} . С третичными спиртами, более устойчивыми к окислению, эта реакция не идет.

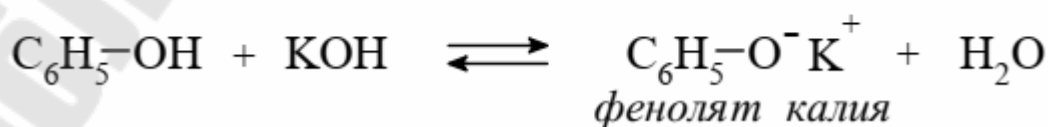
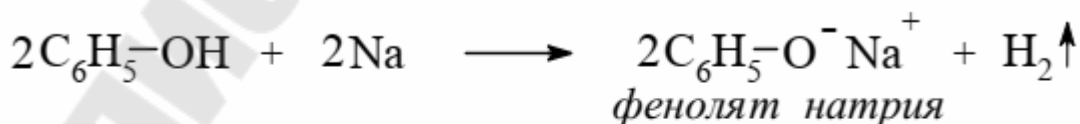
Фенолы – производные ароматических углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода бензольного кольца замещены на гидроксильную группу $-\text{OH}$. Общая формула одноатомных фенолов $\text{Ar}-\text{OH}$, где Ar – ароматический радикал (C_6H_5- , $\text{CH}_3\text{C}_6\text{H}_4-$ и т. п.). Простейший представитель – **фенол** $\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH}$ (гидроксibenзол).

Фенолы в большинстве реакций по связи $\text{O}-\text{H}$ активнее спиртов, поскольку эта связь более полярна за счет смещения электронной плотности от атома кислорода в сторону бензольного кольца (участие неподеленной электронной пары атома кислорода в системе π -сопряжения).

Раствор фенола в воде проявляет слабокислую реакцию за счет частичной диссоциации:

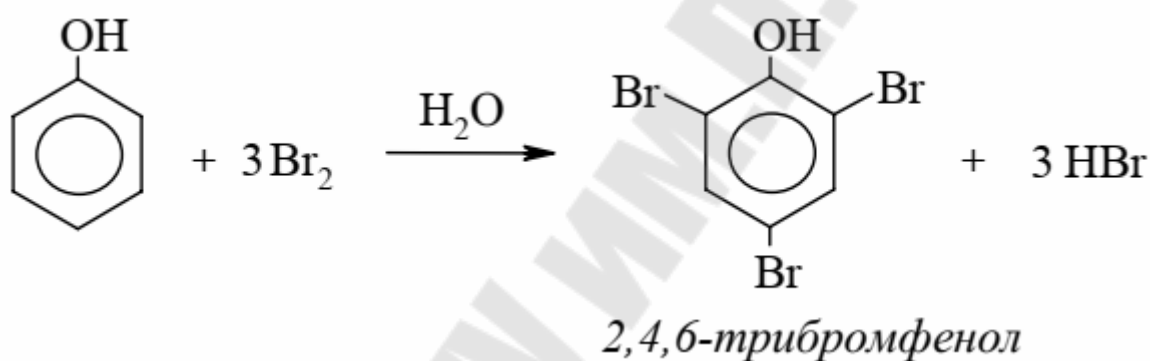


Фенолы реагируют как с активными металлами, так и с их гидроксидами, образуя соли – **феноляты** (феноксиды):

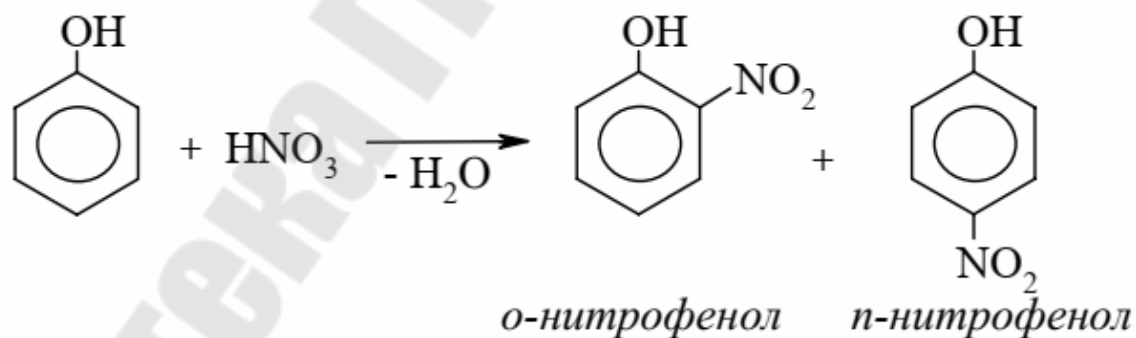


Взаимное влияние атомов в молекуле фенола проявляется не только в особенностях поведения гидроксигруппы, рассмотренных нами ранее, но и в повышенной реакционной способности бензольного ядра при *электрофильном замещении*. Гидроксильная группа (ориентант I рода) увеличивает электронную плотность в бензольном кольце, особенно, в *орто*- и *пара*-положениях.

Поэтому фенол значительно активнее бензола вступает в реакции замещения в ароматическом кольце, образуя 2-, 4-, 2,4-, 2,6- и 2,4,6-производные. Например, фенол при комнатной температуре и без катализатора взаимодействует с бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-трибромфенола (*качественная реакция*):



Другим примером реакции фенола по бензольному кольцу является *нитрование*. Под действием 20% азотной кислоты фенол легко превращается в смесь *орто*- и *пара*-нитрофенолов:



При использовании концентрированной азотной кислоты образуется 2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота).

Фенолы при действии раствора *хлорида железа (III)* образуют комплексы, придающие раствору интенсивную окраску. Цвет растворов зависит от строения фенольного соединения. В реакции с FeCl_3 фенол дает красно-фиолетовую окраску, крезолы – голубую, двухатомные фенолы – зеленую.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучение химических свойств спиртов и фенолов.

Реактивы и оборудование: этиловый спирт, изопропиловый спирт, бутиловый спирт, изоамиловый спирт, глицерин, дист. вода, CuSO_4 (безводный), растворы CuSO_4 (0,2 н), NaOH (2 н), H_2SO_4 (конц.), HCl (конц.), растворы H_2SO_4 (2 н) и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н), фенол, бромная вода, 1%-ный раствор хлорида железа (III), 1%-ный спиртовой раствор фенолфталеина, пипетка, пробирки, универсальная индикаторная бумага, держатель, спиртовка.

Опыт № 1

Растворимость спиртов в воде и отношение к индикаторам

В пять пробирок поместить по 1 мл воды и прибавить по 0,5 мл каждого из спиртов: этиловый спирт, изопропиловый спирт, бутиловый спирт, изоамиловый спирт, глицерин. На полоску индикаторной бумаги нанести по капле полученных растворов, отметить, происходит ли изменение окраски индикатора.

Изучить растворимость различных спиртов в воде, объяснить изменение растворимости на основании анализа свойств гидроксогруппы и углеводородного радикала, сделать вывод. При помощи универсальной индикаторной бумаги определить рН растворов спиртов, по результатам опыта сделать вывод об их кислотности или основности.

Опыт № 2

Обнаружение присутствия воды в спирте

В сухую пробирку поместить немного порошка безводного сульфата меди (на кончике шпателя) и добавить 2 мл этилового спирта, смесь встряхнуть и подогреть. По изменению окраски сульфата меди сделать вывод о наличии воды в спирте. Определить, присутствует ли вода в исследуемом спирте, привести уравнение реакции, на которой основано определение.

Опыт № 3

Образование глицерата меди

Поместить в пробирку по 4 капли растворов сульфата меди и гидроксида натрия, перемешать, к выпавшему осадку добавить 2 капли глицерина и взболтать. Провести реакцию образования глицерата

меди, написать уравнения реакций; сделать вывод о кислотности многоатомных спиртов, сравнить ее с кислотностью одноатомных спиртов.

Опыт № 4

Взаимодействие изоамилового спирта с серной кислотой

Поместить в пробирку 4 капли серной кислоты и осторожно, при встряхивании и охлаждении, добавить 2 капли изоамилового спирта. Полученную однородную жидкость оставить на 2–3 мин, затем 3–4 капли продукта поместить в пробирку с 5–6 каплями холодной воды. Провести реакцию изоамилового спирта с серной кислотой, отметить изменение растворимости в воде продукта реакции по сравнению с исходным спиртом; написать уравнение реакции, сделать выводы.

Опыт № 5

Окисление этилового спирта хромовой смесью

В сухую пробирку поместить 2 капли этилового спирта, добавить 1 каплю серной кислоты и 2 капли дихромата калия. Оранжевый раствор *осторожно* нагревать на пламени спиртовки до начала изменения окраски на синевато-зеленую (*при перегреве может произойти выброс реакционной массы из-за резкого вскипания образующегося низкокипящего ацетальдегида*). Обратить внимание на появление характерного запаха уксусного альдегида (запах прелых или моченых яблок). Написать уравнение реакции, сделать выводы.

Опыт № 6

Растворимость фенола в воде, образование и разложение фенолята натрия

Обратите внимание! При работе с фенолом нельзя допускать его попадания на кожу, он вызывает ожоги. Если это случилось, необходимо промыть пораженное место обильно теплой водой. После выполнения опытов содержимое всех пробирок выливают только в специальный слив. Хорошо промойте пробирки.

В пробирку помещают несколько кристаллов фенола и 2 мл воды. Пробирку закрывают пробкой и энергично встряхивают. Осторожно нагревают содержимое пробирки, а затем снова охлаждают. В пробирку вносят 2–3 капли раствора гидроксида натрия и каплю фенолфталеина. К содержимому пробирки добавляют при встряхивании по каплям раствор фенола до исчезновения окраски. Полученный раствор разделяют на две части и к одной из них (для сравнения) добав-

ляют 2 капли раствора соляной кислоты. Сделайте вывод о зависимости растворимости фенола в воде от температуры. Объясните наблюдаемые явления при добавлении растворов щелочи и соляной кислоты. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 7

Взаимодействие фенола с бромной водой

В пробирку налить 1 мл воды, растворить в ней небольшой кристаллик фенола. К полученному раствору прибавлять по каплям бромную воду до прекращения выпадения белого осадка. Написать уравнение реакции, сделать выводы.

Опыт № 8

Реакции фенолов с хлоридом железа (III)

В пробирку с 0,5 мл раствора фенола добавляют 2–3 капли раствора хлорида железа (III). Отметьте окраску полученного раствора.

Контрольные вопросы

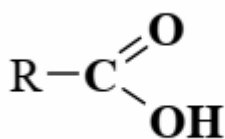
1. Что такое спирты? Какова общая формула спиртов?
2. Что такое атомность спирта? Как классифицируются спирты по атомности?
3. Как изменяются физические свойства в гомологическом ряду алканолов?
4. В каких реакциях происходит замещение атомов водорода гидроксильной группы в молекулах алканолов?
5. Какие вещества образуются в результате дегидратации?
6. Какие продукты могут образоваться в результате окисления спиртов?
7. Какие реакции являются качественными для спиртов?
8. Что такое фенолы? Какова общая формула фенолов?
9. Чем отличаются фенолы от спиртов по свойствам?
10. Какие реакции являются качественными для фенолов?

Лабораторная работа № 5

ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ

Теоретическая часть

Карбоновые кислоты – органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп $-\text{COOH}$, связанных с углеводородным радикалом. Карбоксильная группа состоит из двух функциональных групп: карбонильной $>\text{C}=\text{O}$ и гидроксильной $-\text{OH}$, связанных друг с другом:



Карбоновые кислоты классифицируют по двум структурным признакам.

1. По числу карбоксильных групп кислоты подразделяются на:

– *одноосновные* или *монокарбоновые* $\text{R}-\text{COOH}$, например, муравьиная кислота $\text{H}-\text{COOH}$, уксусная кислота CH_3-COOH ;

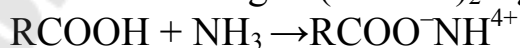
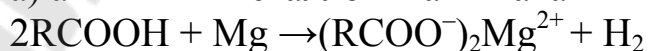
– *многоосновные* (дикарбоновые $\text{R}(\text{COOH})_2$, трикарбоновые $\text{R}(\text{COOH})_3$ и т. д.), например щавелевая кислота $\text{HOOC}-\text{COOH}$, малоновая кислота $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$.

2. По характеру углеводородного радикала различают кислоты: *предельные* (например, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{COOH}$ – бутановая кислота); *непредельные* ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$ – акриловая кислота); *ароматические* ($\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$ – бензойная кислота).

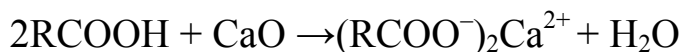
Карбоновые кислоты проявляют высокую реакционную способность. Они вступают в реакции с различными веществами и образуют разнообразные соединения, среди которых большое значение имеют функциональные производные – соединения, полученные в результате реакций по карбоксильной группе.

Соли карбоновых кислот – продукты замещения атома водорода в карбоксильной группе на металл. Образование солей происходит при действии на карбоновые кислоты:

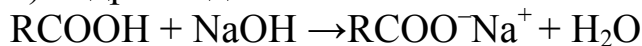
а) активных металлов и аммиака



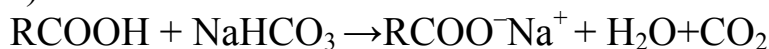
б) основных оксидов



в) гидроксидов металлов

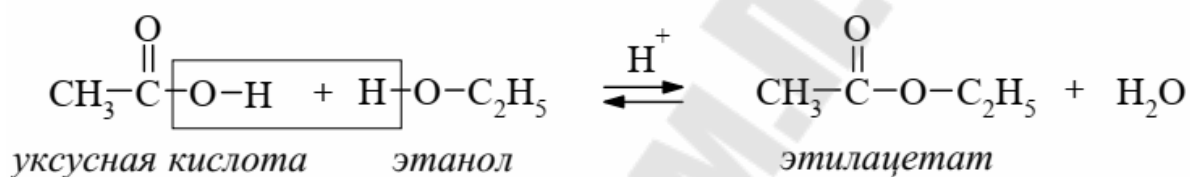


г) солей слабых кислот



Более сильные кислоты способны вытеснять карбоновые кислоты из их солей: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$

Сложные эфиры R–COOR' – производные карбоновых кислот, в которых гидроксильная группа OH карбоксила замещена на группу OR'. Их получают при взаимодействии карбоновой кислоты со спиртом (катализатор – сильная кислота):



Название сложного эфира состоит из названия углеводородного радикала спирта и карбоксилатного остатка кислоты (RCOO).

Образование сложного эфира из кислоты и спирта называется реакцией *этерификации* (от лат. *ether* – эфир). Это обратимый процесс. Обратная реакция – *гидролиз сложного эфира*. Для смещения равновесия реакции в сторону образования эфира используют водоотнимающие средства и/или отгоняют образующийся эфир.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить некоторые физические и химические свойства одно- и многоосновных карбоновых кислот.

Реактивы и оборудование: уксусная, стеариновая, щавелевая, муравьиная, бензойная кислоты, дист. вода, раствор NaOH, раствор Na₂CO₃, Mg (стружки или пыль), растворы H₂SO₄ (разб.) и KMnO₄, изоамиловый спирт, ледяная уксусная кислота, H₂SO₄ (конц.), лучина, универсальная индикаторная бумага, пипетки, пробирки, держатель для пробирок, спиртовка.

Опыт № 1

Растворимость в воде карбоновых кислот и их солей.

Отношение кислот к индикаторам

Несколько капель или кристалликов каждой из кислот (уксусная, стеариновая, щавелевая, бензойная кислоты) смешать с 1–2 мл воды в пробирке. Если кислота не растворяется при обычной температуре,

смесь нагреть. По капле полученных растворов органических кислот нанести на полоску универсальной индикаторной бумаги, определить рН полученных растворов. Нагретые смеси охладить, отметить, выделяются ли снова кристаллы кислоты. В пробирки, содержащие осадок малорастворимой кислоты, добавить по 2–3 капли раствора NaOH, встряхнуть, отметить происходящие изменения. Изучить растворимость в воде различных карбоновых кислот и их солей, определить значения рН растворов кислот; написать уравнения реакций, сделать выводы.

Опыт № 2

Получение солей карбоновых кислот

Качественная реакция на карбоновые кислоты: в три пробирки налить по 2 мл раствора Na_2CO_3 , в первую пробирку добавить несколько капель муравьиной кислоты, во вторую – уксусной кислоты, в третью – несколько кристалликов щавелевой кислоты. Отметить изменения.

В три пробирки поместить небольшое количество магния, в первую пробирку добавить несколько капель муравьиной кислоты, во вторую – уксусной кислоты, в третью – несколько кристалликов щавелевой кислоты и несколько капель воды. К отверстию пробирки поднести тлеющую лучину. Отметить все происходящие изменения.

Написать уравнения реакций образования солей, сделать выводы.

Опыт № 3

Различие в окисляемости карбоновых кислот

Несколько капель или кристалликов кислоты (муравьиная, уксусная, щавелевая кислоты) смешать с 1–2 мл воды в пробирке. К каждому из полученных растворов добавить по 1 мл раствора серной кислоты и несколько капель раствора перманганата калия. Отметить происходящие изменения. Написать уравнения реакций, сделать выводы.

Опыт № 4

Взаимодействие изоамилового спирта с уксусной кислотой

Поместить в пробирку 1–2 капли серной кислоты и добавить 1 мл изоамилового спирта и 1 мл уксусной кислоты. Полученную смесь нагреть в пламени спиртовки до появления фруктового запаха, затем

3–4 капли продукта поместить в пробирку с 5–6 каплями холодной воды. Составить уравнение реакции, написать механизм, сделать вывод.

Контрольные вопросы

1. Что такое карбоновые кислоты?
2. Как классифицируют кислоты?
3. Каковы физические свойства предельных монокарбоновых кислот?
4. В каких реакциях проявляются кислотные свойства предельных одноосновных кислот?
5. Сравните свойства гидроксильной группы в этаноле, уксусной кислоте и феноле.
6. Какие реакции насыщенных монокарбоновых кислот идут с разрывом связи C–O?

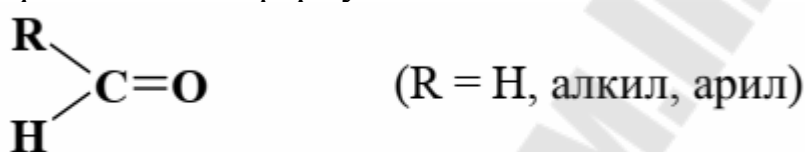
Лабораторная работа № 6

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ

Теоретическая часть

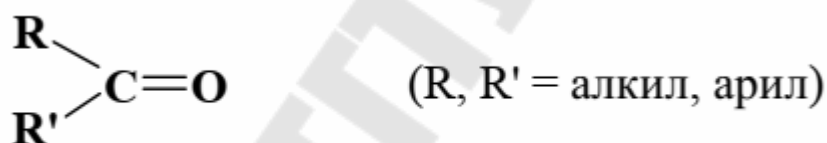
Альдегиды и кетоны – органические соединения, молекулы которых содержат карбонильную группу (оксогруппу) $>C=O$. По наличию этой функциональной группы альдегиды и кетоны относят к **карбонильным** или **оксосоединениям**.

• *Альдегиды* – органические соединения, в молекулах которых атом углерода карбонильной группы (карбонильный углерод) связан с атомом водорода. Общая формула: $R-CH=O$ или



Функциональная группа $-CH=O$ называется альдегидной.

• *Кетоны* – органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, соединенную с двумя углеводородными радикалами. Общие формулы: $R_2C=O$, $R-CO-R'$ или



Свойства альдегидов и кетонов определяются строением карбонильной группы $>C=O$ и взаимным влиянием атомов в молекулах. Атомы углерода и кислорода в карбонильной группе находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.

Физические свойства. В молекулах альдегидов и кетонов отсутствуют атомы водорода, способные к образованию водородных связей. По этой причине их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов. Метаналь (формальдегид) – газ, альдегиды C_2-C_5 и кетоны C_3-C_4 – жидкости, высшие гомологи – твердые вещества. Простейшие карбонильные соединения имеют резкий, часто раздражающий, запах. Высшие альдегиды и кетоны, особенно непредельные и ароматические, отличаются приятным запахом.

Химические свойства альдегидов и кетонов

Для карбонильных соединений характерны реакции различных типов:

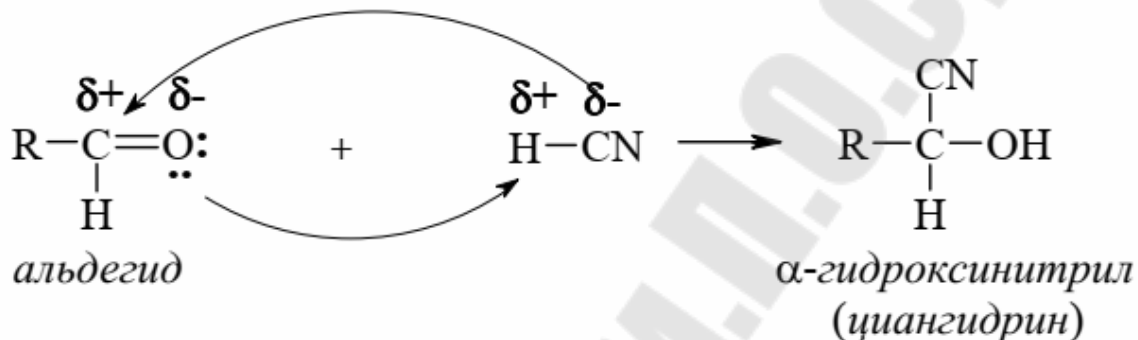
- реакции, по карбонильной группе;
- реакции, протекающие с участием α -водородного атома;

- полимеризация;
- восстановление;
- окисление.

Реакции присоединения по карбонильной группе

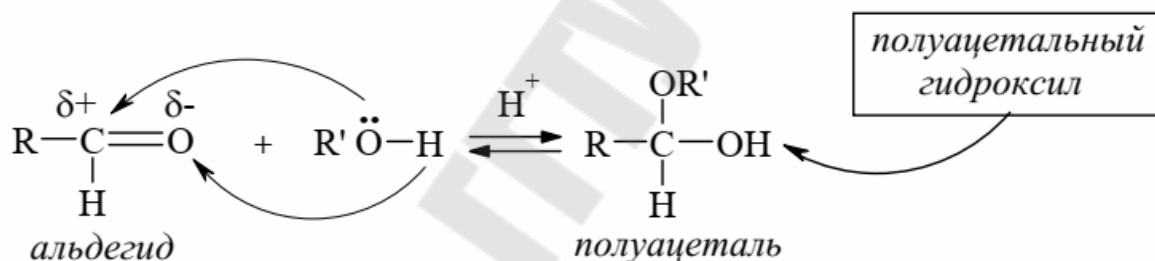
Присоединение большинства реагентов по двойной связи C=O происходит по механизму нуклеофильного присоединения (AdN).

Присоединение циановодородной (синильной) кислоты HCN

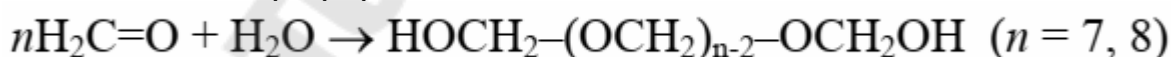


Присоединение спиртов

Реакция между альдегидами и спиртами с образованием *полуацеталей*

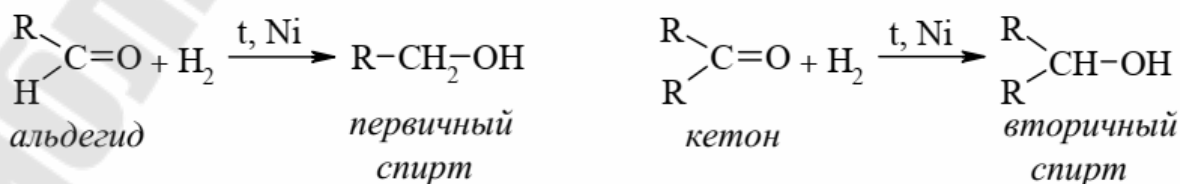


Полимеризация – частный случай реакций присоединения – характерна в основном для альдегидов. Например, при стоянии 40%-ный водного раствора формальдегида (*формалина*), в виде белого осадка образуется полимер формальдегида с невысокой молекулярной массой – *параформ*:



Восстановление

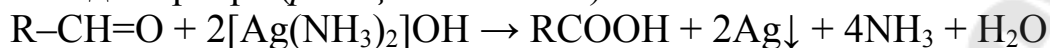
Присоединение водорода по карбонильной группе в присутствии Ni катализатора приводит к восстановлению альдегидов до первичных спиртов, а кетонов – до вторичных:



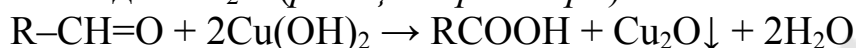
Окисление

Альдегиды легко окисляются в соответствующие карбоновые кислоты под действием таких мягких окислителей, как оксид серебра и гидроксид меди (II):

а) реакция «серебряного зеркала» - окисление аммиачным раствором оксида серебра (*реакция Толленса*):



б) окисление гидроксидом меди (II) с образованием краснокирпичного осадка Cu_2O (*реакция Троммера*):



Эти реакции являются *качественными* на альдегидную группу.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить химические свойства альдегидов и кетон.

Реактивы и оборудование: формалин, бензальдегид; растворы CuSO_4 (0,2 н) и NaOH (2 н), растворы AgNO_3 (1 %), NH_3 водн. (2 %), NaOH (2 н), HNO_3 (разб.), насыщенный раствор гидросульфита натрия, мерный цилиндр, пипетка, пробирка с держателем, водяная баня, спиртовка.

Опыт № 1

Восстановление альдегидами соединений двухвалентной меди (реакция Троммера)

К 1 мл формалина добавить 0,5 мл разбавленного раствора щелочи и затем по каплям раствор сульфата меди до образования осадка. Полученную смесь нагреть до начала кипения. Написать уравнение реакции, сделать выводы.

Опыт № 2

Восстановление альдегидами соединений серебра (реакция «серебряного зеркала», реакция Толленса)

К 1 мл раствора нитрата серебра (1 %) прибавить по каплям раствор аммиака (2 %) до растворения первоначально образующегося осадка оксида серебра, затем добавить 1 мл раствора формальдегида и 2–3 капли раствора щелочи (2 н). Если серебро не выделяется, подогреть пробирку несколько минут на водяной бане до 50–60 °С. Чтобы получить осадок серебра в виде зеркального слоя на стенках пробирки, перед проведением опыта надо тщательно вымыть пробирку горя-

чим раствором щелочи и затем ополоснуть дистиллированной водой. По окончании работы с аммиачным раствором оксида серебра необходимо сразу же вымыть посуду, находившуюся в работе, а образовавшиеся осадки и налеты на ее стенках растворить разбавленной азотной кислотой. Написать уравнение реакции, сделать выводы.

Опыт № 3

Окисление альдегидов гидроксидом меди (II)

В две пробирки помещают по 0,5 мл раствора гидроксида натрия, добавляют по 0,5 мл воды и 2–3 капли раствора сульфата меди (II). В первую пробирку приливают 2 капли раствора формальдегида, во вторую – 2 капли бензальдегида. Верхнюю часть пробирок прогревают в пламени спиртовки и наблюдают изменение окраски раствора в процессе нагрева. Опишите наблюдаемые процессы и составьте соответствующие уравнения реакций.

Опыт № 4

Окисление бензальдегида кислородом воздуха

На предметное стекло наносят каплю бензальдегида и оставляют на воздухе. Через некоторое время появляются кристаллы. Что представляют собой образующиеся кристаллы? Напишите уравнение реакции окисления бензойного альдегида кислородом. Отметьте изменение запаха в процессе окисления.

Опыт № 5

Реакция бензальдегида и ацетона с гидросульфитом натрия

В две пробирки наливают по 0,5 мл насыщенного раствора гидросульфита натрия. В первую добавляют 3 капли бензальдегида, во вторую – 3 капли ацетона. Смеси в пробирках энергично встряхивают и наблюдают выпадение кристаллов соответствующих веществ. К полученным кристаллам добавляют разбавленный раствор соляной (или серной) кислоты. Напишите уравнения синтеза и распада гидросульфитов бензальдегида и ацетона. К какому типу относится данная реакция? Является ли данная реакция качественной на карбонильную группу?

Контрольные вопросы

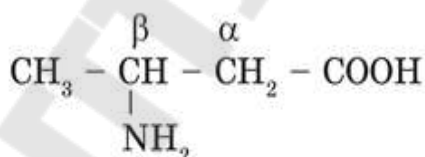
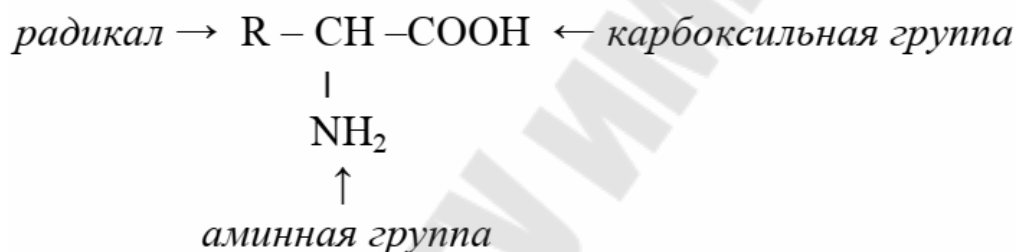
1. Чем отличаются альдегиды от кетонов?
2. Почему низкомолекулярные альдегиды и кетоны хорошо растворяются в воде?
3. Какими лабораторными способами можно получить альдегиды?
4. Какие продукты реакции характерны при окислении альдегидов?
5. Охарактеризуйте способность альдегидов к окислению и объясните ее, исходя из структурных особенностей альдегидной группы. Почему окисление бензальдегида протекает даже на воздухе?
6. Почему кетоны подвергаются окислению в более жестких условиях, чем альдегиды?
7. Какую (какие) реакцию (реакции) можно считать качественными на альдегиды, на кетоны?

Лабораторная работа № 7

СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ И БЕЛКОВ

Теоретическая часть

Аминокислоты – гетерофункциональные соединения, которые обязательно содержат две функциональные группы: аминогруппу – NH_2 и карбоксильную группу – COOH , связанные с углеводородным радикалом. По природе радикала различают алифатические и ароматические аминокислоты. По взаимному расположению функциональных групп выделяют α -, β -, γ - и т.д. аминокислоты. Наибольшее значение среди аминокислот имеют α -аминокислоты, которые широко распространены в природе и, будучи составными частями белков, участвуют в процессах жизнедеятельности организмов.



β -аминомасляная кислота
3-аминобутановая кислота

Из природных объектов выделено около 200 аминокислот, из белков – около двадцати, среди которых незаменимые аминокислоты: лизин, треонин, триптофан, метионин, фенилаланин, лейцин, изолейцин и валин.

Аминокислоты – нелетучие кристаллические вещества с высокими температурами плавления. Они нерастворимы в неполярных органических растворителях и растворимы в воде.

Химические свойства

1) Молекулы аминокислот имеют две функциональные группы, противоположные по характеру, кислую карбоксильную группу и основную аминогруппу, являются амфотерными соединениями. Со щелочами они реагируют как кислоты:

спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами и аминогруппами. Практически все СО– и NH–группы принимают участие в образовании водородных связей. Они слабее пептидных, но, повторяясь многократно, придают данной конфигурации устойчивость и жесткость. На уровне вторичной структуры существуют белки: фиброин (шелк, паутина), кератин (волосы, ногти), коллаген (сухожилия). **Третичная структура** – укладка полипептидных цепей в глобулы, возникающая в результате возникновения химических связей (водородных, ионных, дисульфидных) и установления гидрофобных взаимодействий между радикалами аминокислотных остатков. Основную роль в образовании третичной структуры играют гидрофильно-гидрофобные взаимодействия. По характеру «упаковки» белковой молекулы различают глобулярные, или шаровидные, и фибриллярные, или нитевидные, белки.

Для глобулярных белков более характерна α -спиральная структура, спирали изогнуты, «свернуты». Макромолекула имеет сферическую форму. Они растворяются в воде и солевых растворах с образованием коллоидных систем. Большинство белков животных, растений и микроорганизмов относится к глобулярным белкам.

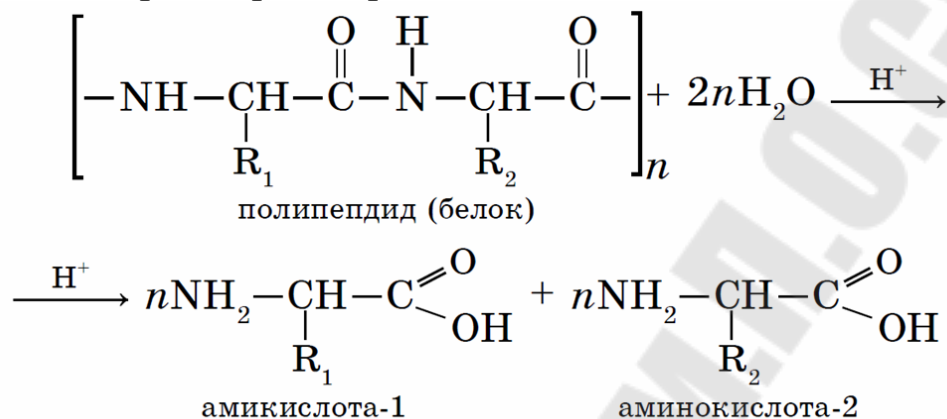
Четвертичная структура характерна для сложных белков, молекулы которых образованы двумя и более глобулами. Субъединицы удерживаются в молекуле благодаря ионным, гидрофобным и электростатическим взаимодействиям. Иногда при образовании четвертичной структуры между субъединицами возникают дисульфидные связи. Наиболее изученным белком, имеющим четвертичную структуру, является гемоглобин.

Белки – амфотерные электролиты. При определенном значении рН среды (оно называется изоэлектрической точкой) число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково. Это одно из основных свойств белка. Белки в этой точке электронейтральны, а их растворимость в воде наименьшая. Способность белков снижать растворимость при достижении электронейтральности их молекул используется для выделения из растворов, например, в технологии получения белковых продуктов.

Денатурация белков. При денатурации под влиянием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия химических агентов и ряда других факторов) происходит изменение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы, т. е. ее нативной пространственной структуры. Первичная струк-

тура, а следовательно, и химический состав белка не меняются. Изменяются физические свойства: снижается растворимость, способность к гидратации, теряется биологическая активность. Меняется форма белковой макромолекулы, происходит агрегирование.

Гидролиз белков – разрушение первичной структуры в кислом или щелочном растворе с образованием аминокислот.



Горение. Белки горят с образованием азота, углекислого газа и воды, а также некоторых других веществ. Горение сопровождается характерным запахом жженных перьев.

Цветные реакции. Для качественного определения белка используют следующие реакции:

1) Биуретовая реакция – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь, при которой происходит взаимодействие слабощелочных растворов белков с раствором сульфата меди (II) с образованием комплексных соединений между ионами Cu^{2+} и полипептидами. Реакция сопровождается появлением фиолетово-синей окраски.

2) Ксантопротеиновая реакция – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина), при которой происходит взаимодействие ароматических и гетероатомных циклов в молекуле белка с концентрированной азотной кислотой, сопровождающееся появлением желтой окраски.

3) Цистеиновая реакция (для белков, содержащих серу) – кипячение раствора белка с ацетатом свинца (II) с появлением черного окрашивания.

Экспериментальная часть

Цель работы: познакомиться с основными химическими свойствами аминокислот. Изучить качественные реакции на белок.

Реактивы и оборудование: 1%-ный раствор глицина; 0,2%-ный раствор метилового красного; оксид меди (II); 0,2 н раствор гидроксида натрия; 2 н раствор соляной кислоты; водный раствор белка; концентрированный раствор гидроксида натрия; азотная кислота ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$); кристаллический и 10%-ный раствор сульфата меди (II); ацетат натрия; 1%-ный раствор хлорида железа (III); 40%-ный раствор формальдегида; этанол; 10%-ный раствор ацетата свинца; белая шерсть; набор пробирок, спиртовка.

Опыт № 1

Амфотерные свойства глицина

В пробирку помещают 0,5 мл раствора глицина и добавляют 1 каплю метилового красного. В пробирку добавляют 2 капли раствора формальдегида. Какой цвет индикатора метилового красного при добавлении его к глицину? Почему? Напишите схему реакции взаимодействия глицина с формальдегидом. Почему изменилась окраска индикатора?

Опыт № 2

Свертывание белков

В четыре пробирки помещают по 0,5 мл раствора яичного белка. Содержимое первой пробирки нагревают до кипения, охлаждают и растворяют в воде. В остальные пробирки добавляют соответственно раствор формальдегида, этанол и уксусную кислоту. Какие изменения происходят в структуре белка при нагревании? Меняется ли его первичная структура? Как называется процесс свертывания белков? Почему свернувшийся белок не растворяется в воде? Что происходит с белком при добавлении формальдегида? Какое действие формальдегида иллюстрирует опыт? Где данная реакция находит применение в быту? Что наблюдаете при добавлении к белку спирта и кислоты?

Опыт № 3

Реакция аминокислот с хлоридом железа (III)

К 1 мл раствора глицина добавляют 2 капли раствора хлорида железа (III). Что доказывает данная реакция? Напишите уравнение реакции.

Опыт № 4

Реакция с солями меди

В пробирку наливают 1 мл раствора глицина и вносят по кристаллику медного купороса и ацетата натрия. Опишите наблюдаемое явление. Объясните возможность протекания данной реакции. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 5

Осаждение белка солями тяжелых металлов

Берут две пробирки и помещают в них по 1 мл раствора яичного белка. В первую пробирку добавляют 1 каплю раствора сульфата меди (II), во вторую – 1 каплю раствора ацетата свинца. Наличие каких функциональных групп обуславливает взаимодействие белка с солями тяжелых металлов? Составьте схемы реакций, лежащих в основе процесса осаждения белка солями тяжелых металлов.

Опыт № 6

Биуретовая реакция на белки

В пробирку помещают 1 мл раствора яичного белка, 1 мл раствора гидроксида натрия и 1–2 капли раствора сульфата меди. Напишите схему реакции биурета с гидроксидом меди (II). Наличие какого структурного фрагмента в молекуле необходимо для положительной биуретовой реакции? Можно ли считать данную реакцию качественной на белок?

Опыт № 7

Ксантопротеиновая реакция

В пробирку вводят 1 мл водного раствора белка и 0,5 мл концентрированной азотной кислоты. Смесь осторожно нагревают. После охлаждения добавляют к реакционной смеси по каплям концентрированный раствор аммиака. Какие аминокислоты можно обнаружить с помощью данной реакции? На примере соответствующей аминокислоты напишите реакцию ее взаимодействия с азотной кислотой. Чем объясняется изменение окраски (какой?) после добавления раствора аммиака? Можно ли считать данную реакцию качественной на белки?

Опыт № 8

Реакция на серу

В пробирку помещают комочек белой шерстяной пряжи, 0,5 мл раствора гидроксида натрия, 3–4 капли раствора ацетата свинца и нагревают содержимое пробирки в пламени спиртовки. Опишите на-

блюдаемое явление. Напишите уравнение реакции. Какие белки дают качественную реакцию на серу?

Контрольные вопросы

1. Что такое аминокислоты?
2. Как можно классифицировать аминокислоты?
3. В чем проявляется двойственность химических функций аминокислот? Как это можно доказать?
4. Что такое пептидная (амидная) связь?
5. Что такое белки?
6. Что называется первичной структурой белков?
7. Что называется третичной структурой белковых молекул и за счет каких связей она поддерживается?
8. Что такое денатурация белка?
9. Какие качественные реакции на белки Вы изучили? Какие структурные фрагменты белков они позволяют обнаружить?
10. Опишите физические и химические свойства белков.

Лабораторная работа № 8

УГЛЕВОДЫ, ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Теоретическая часть

Углеводы – кислородсодержащие органические вещества, в которых водород и кислород находятся, как правило, в соотношении 2:1 (как и в молекуле воды). Общая формула большинства углеводов – $C_n(H_2O)_m$. Углеводы по их способности гидролизироваться делятся на три основных группы: моносахариды, дисахариды и полисахариды. Моносахариды (например, глюкоза) не гидролизуются, молекулы дисахаридов (например, сахарозы) гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов, а молекулы полисахаридов (например, крахмала) гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов.

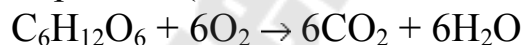
Моносахариды

Если в линейной форме молекулы моносахарида есть альдегидная группа, то такой углевод относится к альдозам, т. е. представляет собой альдегидоспирт (альдозу), если же карбонильная группа в линейной форме молекулы не связана с атомом водорода, то это кетоспирт (кетоза). Физические свойства моносахаридов: бесцветные кристаллические вещества, растворимые в воде, на вкус сладкие.

Химические свойства глюкозы

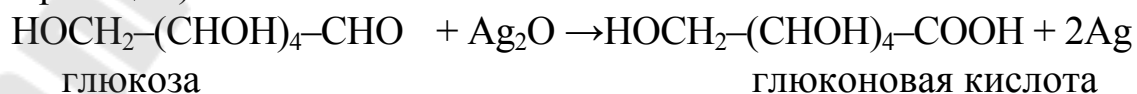
Являясь двуфункциональным соединением, глюкоза проявляет свойства многоатомного спирта и альдегида (в растворе) – качественная реакция.

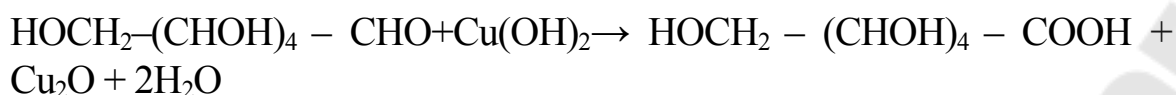
1. Горение (а также полное окисление в живом организме):



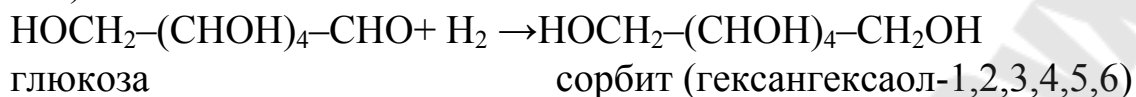
2. Как многоатомный спирт при комнатной температуре реагирует с $Cu(OH)_2$, образуя раствор синего цвета.

3. Как альдегид окисляется аммиачным раствором оксида серебра (реакция серебряного зеркала) или гидроксидом меди(II) (качественные реакции):





4. Как альдегид вступает в реакции присоединения (восстанавливается):

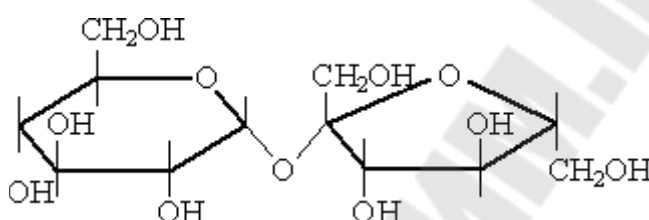


5. Спиртовое брожение: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$

6. Молочнокислородное брожение: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$

Дисахариды

Из дисахаридов наибольшее значение имеет сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$:

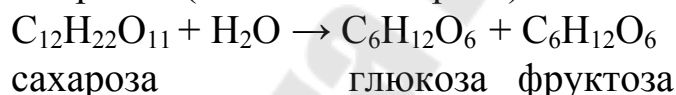


Молекула сахарозы состоит из остатков молекул глюкозы и фруктозы. Физические свойства: бесцветное кристаллическое вещество, очень хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

Химические свойства

В растворе сахарозы не происходит раскрытие циклов, поэтому она не обладает свойствами альдегидов.

1. Гидролиз (в кислотной среде):



2. Являясь многоатомным спиртом, сахароза дает синее окрашивание раствора при реакции с $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Полисахариды

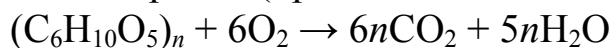
Целлюлоза – полимер $(-\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5-)_n$ с элементарным звеном, представляющим собой остаток β -глюкозы. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение и большую молекулярную массу. Между молекулами – прочные водородные связи. Целлюлоза нерастворима в воде и других растворителях.

Крахмал – полимер такого же состава, что и целлюлоза, но с элементарным звеном, представляющим собой остаток α -глюкозы. Молекулы крахмала свернуты в спираль, большая часть молекул раз-

ветвлена. Молекулярная масса крахмала меньше молекулярной массы целлюлозы. Крахмал – аморфное вещество, нерастворимое в холодной воде, но частично растворимое в горячей.

Химические свойства

1. Горение (практическое значение имеет для целлюлозы):



2. Гидролиз:



При гидролизе крахмала образуется α -глюкоза, а при гидролизе целлюлозы – β -глюкоза.

3. Качественная реакция на крахмал: с йодом возникает синее окрашивание.

4. Термическое разложение целлюлозы без доступа воздуха приводит к образованию метанола, уксусной кислоты, ацетона и др. продуктов.

5. С уксусной и азотной кислотой целлюлоза образует сложные эфиры $[C_6H_7O_2(ONO_2)_3]_n$ и $[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n$.

Экспериментальная часть

Цель работы: доказать строение альдоз и кетоз – провести качественные реакции. Изучить кислотный гидролиз ди- и полисахаридов.

Реактивы и оборудование: 5%-ные растворы глюкозы, фруктозы, лактозы и сахарозы; концентрированные и 2 н растворы соляной и серной кислот; 10%-ный раствор гидроксида натрия; концентрированный раствор аммиака; 0,2 н раствор нитрата серебра; 10%-ные растворы хлорида кальция и сульфата меди (II); 1%-ный раствор крахмала; раствор йода в йодистом калии; вата (или фильтровальная бумага); фарфоровая ступка с пестиком, набор пробирок, 2 стакана (100 мл); асбестовая сетка, спиртовка, плитка.

Опыт № 1

Доказательство наличия гидроксильных групп в моно- и дисахаридах

К 1 мл раствора хлорида кальция добавляют 0,5 мл раствора гидроксида натрия и приливают раствор глюкозы до растворения первоначально образовавшегося осадка. Содержимое пробирки

взбалтывают. В пробирке смешивают 1 мл раствора глюкозы, 1 мл раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфата меди (II). Содержимое пробирки взбалтывают. Аналогичные опыты проводят с раствором фруктозы, сахарозы и лактозы. Полученные растворы сахаратов меди оставляют для следующего опыта. Составьте уравнение образования сахарата кальция. Что наблюдаете при взаимодействии гидроксида меди (II) с сахарами? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Опыт № 2

Окисление моно- и дисахаридов

К полученным в опыте 1 щелочным растворам сахаратов меди добавляют по 0,5 мл воды, встряхивают содержимое пробирок и осторожно нагревают верхнюю часть пробирок не доводя до кипячения. Помещают в чистую обезжиренную пробирку 1 каплю раствора нитрата серебра, добавляют в нее 2 капли раствора гидроксида натрия и по каплям (3–4 капли) раствора аммиака до растворения образующегося осадка оксида серебра (I). В полученный раствор вносят 1 каплю раствора глюкозы и осторожно нагревают пробирку без кипячения до начала побурения раствора. Аналогичные опыты с гидроксидом диамминсеребра (I) проводят и с другими углеводами: фруктозой, сахарозой и лактозой. Что происходит при нагревании сахаратов меди? Напишите уравнения реакций. У каких растворов изменений не наблюдается? Почему? У каких углеводов отсутствует положительная реакция "серебряного зеркала" и почему? Какие из углеводов можно назвать восстанавливающими, а какие невосстанавливающими? Какую функциональную группу определяют данной реакцией?

Опыт № 3

Изучение гидролиза сахарозы

В пробирке смешивают 0,5 мл раствора сахарозы, 2 капли раствора соляной кислоты и 0,5 мл воды. Смесь осторожно нагревают в пламени спиртовки в течение 30 секунд, не допуская выброса раствора из пробирки. Смесь делят на две пробирки. Первую часть раствора нейтрализуют по каплям раствором гидроксида натрия и добавляют 0,5 мл раствора сульфата меди (II). Верхнюю часть пробирки осторожно нагревают до кипения. Ко второй части гидролизата добавляют крупинку резорцина и 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Нагревают до кипения. Для сравнения проводят холостой опыт.

Водный раствор сахарозы кипятят без добавления соляной кислоты и проводят реакцию с гидроксидом меди (II). Что доказывает реакция с гидроксидом меди (II)? Объясните результаты проведения опыта без добавления соляной кислоты.

Опыт № 4

Кислотный гидролиз крахмала

В пробирку наливают 2 мл крахмального клейстера и добавляют 2 мл раствора серной кислоты. Смесь нагревают до кипения и через равные промежутки времени (2 минуты) пипеткой отбирают пробы раствора (по 0,5 мл) в 5–6 пробирок. В охлажденные пробы добавляют по 1–2 капли раствора йода в йодистом калии. Нагревание раствора прекращают, когда проба раствора с йодом становится слабо-желтой (не изменяет цвета). После охлаждения с гидролизатом проводят качественную реакцию на глюкозу. Что образуется при добавлении йода к крахмалу? Составьте схему взаимодействия. По какой схеме гидролизуется крахмал? Изменяют продукты гидролиза окраску раствора йода? Приведите формулу мальтозы и уравнение ее гидролиза. Обладает ли мальтоза восстанавливающими свойствами?

Опыт № 5

Гидролиз целлюлозы

В фарфоровую ступку помещают небольшой кусочек ваты (или фильтровальной бумаги), приливают 0,5 мл концентрированной серной кислоты и растирают вату (бумагу) пестиком до получения густой кашицы. Если необходимо, добавляют еще несколько капель кислоты. В ступку наливают 10–15 мл воды, растворяют в ней кашицу и выливают раствор в стаканчик. Полученный раствор кипятят около 10 минут. Гидролизат проверяют на присутствие глюкозы – реакция с гидроксидом меди (II). Приведите строение целлюлозы и составьте схему гидролиза целлюлозы. Обладает ли целлюлоза восстанавливающими свойствами?

Контрольные вопросы

1. Почему возникло название класса «углеводы»? На какие группы они делятся?
2. Какие функциональные группы входят в состав углеводов? Как это доказать?
3. Что такое моносахариды?
4. Какие физические свойства имеют моносахариды?

5. Какие реакции характерны для моносахаридов?
6. Что такое дисахариды?
7. Что такое восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды? Приведите примеры.
8. Что такое полисахариды?
9. В чем отличие амилозы от амилопектина по химическому строению?
10. Каковы химические свойства крахмала?
11. Какими свойствами отличаются моно-, ди- и полисахариды?
12. Какие продукты обнаруживаются при гидролизе сахарозы, крахмала, целлюлозы? Какой вывод можно сделать о строении данных соединений?

Список литературы

1. Алексеев, А. Д. Органическая химия. пособие по выполнению лабораторных работ / Алексеев А. Д., Антонец И. П., Михалёнок С. Г. – Минск : БГТУ, 2010. – 100 с.
2. Горовых О. Г., Бобрышева С.Н. Органическая химия. Учеб. пособие / О. Г. Горовых, С. Н. Бобрышева, Л. О. Кашлач – Минск : ИВЦ Минфина», 2010, – 190 с.
3. Петров А. А. Органическая химия / А. А. Петров, Х. В. Бальян, А. Т. Трощенко ; под ред. М. Д. Стадничука. – 5-е изд. – СПб. : Иван Федоров, 2002. – 624 с.
4. Потапов, В. М. Органическая химия / В. М. Потапов, С. Н. Татаринчик – М. : Химия, 1989. – 445 с.
5. Травень, В. Ф. Органическая химия : учеб. для вузов / в 2 т. В. Ф. Травень / В. Ф. Травень. – М. : Академкнига, 2005. – Т. 1: Органическая химия. – 728 с.
6. Травень, В. Ф. Органическая химия : учеб. для вузов: в 2 т. / В. Ф. Травень. – М. : Академкнига, 2006. – Т. 2: Органическая химия. – 582 с.

Содержание

Введение.....	3
Лабораторная работа № 1	
Установление качественного состава углеводов.	
Получение метана.....	4
Лабораторная работа № 2	
Химические свойства непредельных углеводов, получение этилена, ацетилен.	11
Лабораторная работа № 3	
Химические свойства ароматических углеводов 19	19
Лабораторная работа № 4	
Химические свойства спиртов и фенолов 25	25
Лабораторная работа № 5	
Физические и химические свойства органических кислот..... 33	33
Лабораторная работа № 6	
Химические свойства альдегидов и кетонов 37	37
Лабораторная работа № 7	
Свойства аминокислот и белков 42	42
Лабораторная работа № 8	
Углеводы, химические свойства 49	49
Список литературы 55	55

**Бобрышева Светлана Николаевна
Давыдова Ольга Владиславовна**

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Практикум
по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности 1-36 07 02
«Производство изделий на основе
трехмерных технологий»
дневной формы обучения**

Подписано к размещению в электронную библиотеку
ГГТУ им. П. О. Сухого в качестве электронного
учебно-методического документа 16.03.21.

Пер. № 4Е.

<http://www.gstu.by>