

Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ КемГУ
Дата и время: 2025-04-23 00:00:00
471086fad29a3b30e244e728abc3661ab35e9d50210dcf0e75e03a5b6fdf6436

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«КЕМЕРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Кузбасский гуманитарно-педагогический институт
Факультет физической культуры, естествознания и природопользования

**Методические рекомендации по выполнению
лабораторных работ по дисциплине**

ОУП.11. Химия

по специальности среднего профессионального образования

43.02.16 Туризм и гостеприимство

Направленность программы

Внутренний и въездной туризм и гостеприимство

Форма обучения

Очная

Новокузнецк, 2025

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Лабораторная работа №1: Инструктаж по технике безопасности.	4
Основные приемы работы в лаборатории	
Лабораторная работа № 2 Классы неорганических соединений.	9
Лабораторная работа № 3 Реакции ионного обмена между растворами Электролитов	15
Лабораторная работа № 4 Гидролиз солей	17
Лабораторная работа № 5 Окислительно-восстановительные реакции	20
Лабораторная работа № 6 Химия элементов	23
Лабораторная работа № 7 Углеводороды	27
Лабораторная работа № 8 Спирты и Фенолы	33
Лабораторная работа № 9 Альдегиды и Кетоны	37
Лабораторная работа № 10 Карбоновые кислоты и их производные	40
Лабораторная работа № 11 Углеводы	46
Лабораторная работа № 12 Аминокислоты	51
Список используемых источников	55

Введение

Методические указания по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине Химия разработаны на основе рабочей программы учебной дисциплины Химия для специальности 19.02.08 Технология мяса и мясных продуктов.

В пособие включены лабораторные работы по всем основным темам 1 курса химии, перечисленных в рабочей программе. В настоящих методических указаниях рассматриваются методики выполнения лабораторных работ.

Построение лабораторного практикума рассчитано на постепенное освоение студентами правил работы с химическими реактивами, работы с мерной посудой, приемов техники химического эксперимента, технически грамотной записи экспериментальных результатов, правил работы и техники безопасности в химической лаборатории.

Лабораторные занятия являются одним из видов химического эксперимента, применяемого при совершенствовании и закреплении знаний. В процессе проведения занятий студенты глубже и полнее вникают в химические явления и законы, овладевают техникой и изучением свойств веществ.

Для познания студентами сущности химических явлений необходимо учить наблюдать, разъясняя цель и необходимость наблюдений, добиваться самостоятельного объяснения наблюдаемых процессов и умения делать выводы из проводимых опытов.

При выполнении лабораторных работ химический эксперимент может использоваться в качестве отправного пункта при постановке проблемы, решение которой создает перспективу в работе и вызывает интерес к теме урока. Необходимо стремиться, чтобы каждый студент работал индивидуально, но по единому плану. При оценке работы студентов следует учитывать не только химическую грамотность, но и те навыки, которые они приобрели в лаборатории.

Успешное освоение практикума возможно при выполнении следующих условий:

- а) изучение теоретического материала данной темы;
- б) запись краткого хода работы в лабораторной тетради, где указываются:
 - 1) тема работы;
 - 2) цель работы;
- 3) краткий ход;
- 4) запись уравнений реакций;
- 5) запись наблюдений и выводов по каждому опыту;
- 6) общий вывод и ответы на вопросы работы.

Лабораторная работа №1: Инструктаж по технике безопасности. Основные приемы работы в лаборатории

Цель: изучить технику безопасности.

Краткие теоретические сведения.

Перед началом лабораторной работы студенты, изучают основные правила безопасной работы в лаборатории.

Соблюдение требований настоящей инструкции обязательно для всех учащихся, работающих в кабинете химии.

1. К работе в лаборатории допускаются только учащиеся, правильно ответившие на вопросы по технике безопасности в кабинете химии.
2. Учащиеся могут находиться в кабинете только в присутствии преподавателя, не допускается нахождение учащихся в кабинете химии во время его проветривания; пребывание учащихся в помещении лаборантской не допускается.
3. Присутствие посторонних лиц в кабинете химии во время лабораторной работы не допускается.
5. Учащимся запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя.
6. Не допускается загромождение проходов портфелями и сумками, они должны помещаться на специальное место.
7. В кабинете химии запрещается принимать пищу и напитки, бегать по кабинету, шуметь и устраивать игры.
8. Во время работы в кабинете химии учащиеся должны быть максимально внимательными, дисциплинированными, строго следовать указаниям преподавателя, соблюдать тишину, поддерживать чистоту и порядок на рабочем месте.
9. Учащиеся, присутствующие на лабораторной или практической работе без халата, непосредственно к проведению эксперимента не допускаются.
10. Перед проведением лабораторной работы каждый учащийся должен надеть халат; учащиеся, имеющие длинные волосы, должны собрать их, чтобы исключить возможность соприкосновения с лабораторным оборудованием, реактивами и тем более с открытым огнем.
11. Прежде чем приступить к выполнению опытов, учащиеся должны изучить и уяснить порядок выполнения предстоящей работы.
12. Приступать к проведению опытов учащиеся могут только с разрешения учителя.
13. Во время демонстрационных опытов учащиеся должны находиться на своих рабочих местах или пересечь по указанию преподавателя на другое, более безопасное место.
14. При выполнении лабораторных работ учащиеся должны неукоснительно соблюдать правила техники безопасности, следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, т.к. многие из них вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
15. Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус! Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя их пары или газы легким движением ладони, нельзя наклоняться к сосуду и вдыхать полной грудью.
16. При выполнении лабораторных работ учащиеся должны точно повторять действия, преподавателя показывающего, как нужно правильно проводить эксперимент.
17. Подготовленный к работе прибор учащиеся должны показать преподавателю.
18. Реактивами необходимо пользоваться следующим образом: сухое вещество брать шпателем, жидкие реактивы - капельницей или наливая раствор из склянки;

держат склянку этикеткой к ладони (чтобы капли раствора не повредили надпись). Избыток взятого вещества нельзя сыпать и сливать обратно в склянку с реактивом, для этой цели служат санитарные склянки. Все работы с вредными веществами проводятся в вытяжном шкафу.

19. По первому требованию преподавателя учащиеся обязаны немедленно прекратить выполнение работы (эксперимента). Возобновление работы возможно только с разрешения учителя.
20. Для нагревания жидкостей разрешается использовать только тонкостенную посуду. Пробирки для нагревания жидкостей запрещается наполнять более чем на одну треть их объема. Отверстие пробирки при нагревании нельзя направлять в сторону учащихся и на себя.
21. Учащимся запрещается самостоятельно проводить любые опыты, не предусмотренные в данной работе.
22. Учащимся запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости.
23. О разлитых и рассыпанных реактивах учащиеся должны немедленно сообщить преподавателя. Учащимся запрещается самостоятельно убирать любые вещества.
24. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.п. учащиеся обязаны сообщить преподавателю. Учащимся запрещается самостоятельно устранять неисправности.
25. При получении травм (порезы, ожоги и т.п.), а также при плохом самочувствии учащиеся должны немедленно сообщить об этом преподавателю.
26. Во время работы учащимся запрещается переходить на другое рабочее место без разрешения учителя.
27. Учащимся запрещается брать вещества и какое-либо оборудование с не задействованных на данный момент рабочих мест.
28. Недопустимо во время работы перебрасывать друг другу какие-либо вещи (учебники, тетради, ручки и др.).
29. Запрещается оставлять без присмотра включенные нагревательные приборы, а также зажигать спиртовки без надобности.
30. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указаниями преподавателя.
31. Учащиеся должны привести в порядок свое рабочее место, сдать преподавателю дополнительные реактивы и оборудование, выданные в лотке.
32. По окончании лабораторной работы учащиеся обязаны вымыть руки с мылом.
33. При возникновении аварийных ситуаций во время занятий в кабинете химии (пожар, появление посторонних запахов) не допускать паники и подчиняться только указаниям учителя.

ЗАЧЁТНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ

1. Что должен предпринять преподаватель, если учащийся неоднократно нарушал инструкцию по охране труда?
 - а) не допускать до занятий;
 - б) написать докладную записку декану
 - в) провести внеплановый инструктаж по технике безопасности с последующим зачетом;
 - г) другие действия.

2. Может ли учащийся находиться в кабинете химии до звонка на урок?
 - а) вход в кабинет разрешен только после звонка;
 - б) может, если там находится преподаватель;
 - в) может, если у него есть на это разрешение;
 - г) другие действия.
3. Куда помещать портфель в кабинете химии?
 - а) под ноги, внутрь лабораторного стола;
 - б) возле своего лабораторного стола;
 - в) на специальное место;
 - г) другие варианты.
4. Почему нельзя принимать пищу и пить напитки в кабинете химии?
 - а) возможно отравление химическими препаратами, попавшими на пищу; б) неэтично;
 - в) мешаешь окружающим;
 - г) другие причины.
5. Обязаны ли учащиеся работать в халате во время лабораторных и практических работ?
 - а) работают по указанию учителя;
 - б) только в том случае, если в работе используют едкие жидкости;
 - в) обязаны;
 - г) не обязаны.
6. Следует ли мыть руки после того, как закончились занятия в кабинете химии?
 - а) не следует;
 - б) обязательно вымыть;
 - в) только по указанию преподавателя;
 - г) другие действия.
7. Почему нельзя брать электроприборы влажными руками?
 - а) они могут выскользнуть из рук;
 - б) на приборе могут остаться трудно смываемые пятна;
 - в) электрическая проводимость кожи повышается, и можно получить удар электрическим током;
 - г) другие причины.
8. Как определить газ по запаху?
 - а) наклониться над сосудом и вдохнуть;
 - б) направить пары газа к себе движением ладони;
 - в) воспользоваться газоотводной трубкой;
 - г) попросить понюхать соседа по парте.
9. Почему нельзя пользоваться плохо вымытой посудой?
 - а) неприятно брать в руки;
 - б) получается неточный результат опыта;
 - в) изменяется цвет осадка;
 - г) другие причины.
10. До какой максимальной высоты можно наполнять пробирки жидкостью перед нагреванием?
 - а) на половину;

- б) на одну треть;
- в) на три четверти;
- г) на всю высоту.

11. Почему нагреваемую пробирку нужно держать отверстием от себя и своих соседей?

- а) чтобы не вдыхать выделяемые пары;
- б) может произойти выброс горячей жидкости;
- в) все, указанное в других пунктах;
- г) так лучше видно, что в ней происходит.

12. Почему пробирку с раствором нельзя нагревать в одном месте?

- а) плохо нагревается раствор;
- б) может выбросить жидкость при кипении, произойдет ожог;
- в) долго не закипит раствор;
- г) другие причины.

13. Почему нельзя греть раствор в толстостенной посуде?

- а) посуда слишком громоздкая;
- б) посуда нетермостойкая;
- в) долго прогревается;
- г) другие причины.

14. Почему нельзя на рабочем месте собирать много реактивов?

- а) можно перепутать реактивы;
- б) создается беспорядок в работе;
- в) пачкается лабораторная тетрадь;
- г) все указанное в других пунктах.

15. Почему избыток раствора (вещества) нельзя сливать (ссыпать) обратно в склянку?

- а) трудно открывать пробки;
- б) загрязняется реактив;
- в) можно перепутать склянки;
- г) запачкаются руки.

16. Что нужно сделать в первую очередь, если во время занятий в кабинете химии что-либо загорится?

- а) действовать по указанию преподавателя;
- б) быстро выбежать из кабинета;
- в) постараться потушить пожар;
- г) другие действия.

17. Что должен сделать учащийся, если почувствует себя плохо во время занятий?

- а) обратиться к преподавателю;
- б) обратиться к врачу, предупредив соседей по кабинету;
- в) дождаться конца занятий и пойти в больницу;
- г) другие действия.

18. Что необходимо сделать, прежде всего, если по какой-либо причине капли едкой жидкости попали учащемуся в глаза или на одежду?

- а) снять верхнюю одежду;

- б) промыть глаза проточной водой;
- в) сообщить преподавателю о случившемся;
- г) другие действия.

19. Какое первое действие надо произвести при попадании на кожу едких жидкостей?

- а) промыть кожу водой;
- б) стряхнуть капли;
- в) обработать нейтрализующим раствором;
- г) другие действия.

20. Что нужно сделать в первую очередь, если на халат учащегося попала едкая жидкость?

- а) сообщить преподавателю или лаборанту;
- б) смыть жидкость чистой водой;
- в) снять халат;
- г) другие действия.

21. Какое первое действие надо произвести, если на человеке воспламенился халат?

- а) применить огнезащитную ткань;
- б) облить человека водой;
- в) сорвать халат;
- г) другие действия.

22. Как должен поступить учащийся, если получит травму?

- а) не поднимать паники, но по окончании занятий обратиться к врачу;
- б) немедленно сообщить преподавателю;
- в) немедленно оказать самому себе помощь, а в конце урока сообщить учителю;
- г) другие действия.

23. Каким образом надо останавливать сильное кровотечение?

- а) зажать рану рукой;
- б) пережать кровеносный сосуд;
- в) забинтовать рану;
- г) другие действия.

Лабораторная работа № 2

Классы неорганических соединений.

Цель: изучить способы получения и свойства основных классов неорганических соединений (оксидов, оснований, кислот, солей).

Краткие теоретические сведения.

Неорганические соединения подразделяются на классы. Наиболее важными классами неорганических соединений являются: оксиды, основания, кислоты, соли.

Оксиды

Оксиды – сложные вещества, состоят из двух элементов, один из которых кислород.

Оксиды делятся на:

1. **Солеобразующие** - способны образовывать соли.

2. **Несолеобразующие**- не образуют солей (CO, N₂O, NO)

Получение оксидов	
1	Соединение простого вещества с кислородом (горение) $C + O_2 = CO_2$,
2	Горение сложных веществ $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$
3	Разложение при нагревании кислородных соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов $CaCO_3 = CaO + CO_2$; $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$

Солеобразующие оксиды делятся на:

I. Основные Оксиды, которым соответствуют основания: Na ₂ O, CaO, FeO – оксиды NaOH, Ca(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ - основания	II. Кислотные Оксиды, которым соответствуют кислоты: CO ₂ , P ₂ O ₅ , SO ₃ – оксиды H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₄ - кислоты	III. Амфотерные В зависимости от условий проявляют кислотные или основные свойства ZnO, Al ₂ O ₃ , CrO ₃
---	--	---

Химические свойства солеобразующих оксидов:

1. Взаимодействие с водой

образуют основания $Na_2O + H_2O = 2NaOH$	образуют кислоты $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$	не взаимодействуют
---	--	--------------------

2. Взаимодействие с кислотами.

образуется соль и вода $FeO + H_2SO_4 = FeSO_4$	не взаимодействуют	образуется соль и вода $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$
---	--------------------	--

3. Взаимодействие с основаниями.

не взаимодействуют	образуется соль и вода $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$	образуется соль и вода
--------------------	---	------------------------

4. Взаимодействие с оксидами металлов I и II А группы.

Образуется соль $CaO + CO_2 = CaCO_3$

Кислоты

Кислоты – вещества, которые в воде диссоциируют на ионы водорода (катионы) и кислотные остатки (анионы). Кислоты делятся на:

1. Кислородсодержащие

HClO₄ – хлорная кислота
HClO₃ – хлорноватая кислота
HClO₂ – хлористая кислота
HClO – хлорноватистая кислота
Получение:

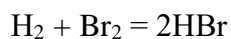
2. Бескислородсодержащие

HF – фтороводородная кислота
HCl – хлороводородная кислота
HBr – бромоводородная кислота
HI – йодоводородная кислота

Взаимодействие оксида неметалла (в высшей степени окисления) с водой



Взаимодействие водорода с неметаллом, с последующим растворением в воде



Взаимодействие соли с кислотой $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$

Свойства кислот

Физические	Химические
<ol style="list-style-type: none"> 1. Кислоты: жидкие, твердые. 2. Многие хорошо растворимы в воде. 3. Растворы кислот - кислый уксус 4. Разъедают растительные и животные ткани 5. Синий лакмус → красный 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода (см. электрохимический ряд напряжений) $2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ 2. Взаимодействие с основными оксидами $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 3. С основаниями $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 4. С солями $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$

Гидроксиды

Гидроксиды в воде диссоциируют на ионы металла (аммония) и гидроксид-ионы (ОН⁻).

Гидроксиды делятся на основания и амфотерные гидроксиды.

Название гидроксидов строится так, гидроксид + название металла (если металл имеет различную степень окисления, то римской цифрой указывается степень окисления)

NaOH – гидроксид натрия Al(OH)₃ – гидроксид алюминия

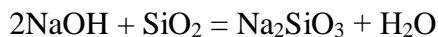
Fe(OH)₂ -гидроксид железа(II) Fe(OH)₃ -гидроксид железа(III)

Химические свойства

1. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)



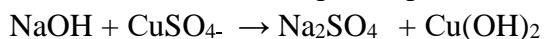
2. Взаимодействие с кислотными оксидами



3. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами



4. Взаимодействие с растворами солей



Соли

Соли в воде диссоциируют на ионы металла (аммония) и ионы кислотных остатков.

п/п	Соли
-----	------

1	Средние. Полное замещение атомов водорода кислоты на катион или группы OH на кислотный остаток (Na ₂ SO ₄): $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
2	Кислые. Неполное замещение атомов H (NaHSO ₄): NaOH + $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3	Основные. Неполное замещение гидроксогрупп (OH) основания на кислотные остатки. (Mg(OH)Cl): $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{Mg(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O}$
4	Двойные. Состоят из ионов разных металлов и кислотного остатка KAl(SO ₄) ₂ ; (NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂
5	Смешанные. Состоят из ионов одного металла и двух кислотных остатков. CaCl(OCl); Ca ₅ (PO ₄) ₃ F
6	Комплексные. В состав входят сложные (комплексные) ионы K ₄ [Fe(CN) ₆]

Свойства солей

Физические	Химические
1. В основном твердые кристаллические вещества 2. По растворимости в воде: - растворимые - малорастворимые - нерастворимые	1. С металлами $\text{Zn} + \text{Hg(NO}_3)_2 = \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{Hg}$ (см. ряд стандартных электродных потенциалов) 2. Со щелочами $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ 3. С кислотами $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{FeSO}_4$ 4. С солями $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{NaCl} + \text{CaCO}_3\downarrow$

1. Кислоты

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, универсальная лакмусовая бумажка.

Растворы: Na₂SO₃, HCl, NaCl, H₂SO₄ (конц.), Na₂SiO₃, Cu, HNO₃ (разб.).

Опыт 1.1 Взаимодействие сульфита натрия с соляной кислотой.

В пробирку поместить несколько кристаллов сульфита натрия и прилейте 5-6 капель соляной кислоты (разб.).

Опыт 1.2 Взаимодействие хлорида натрия с серной кислотой.

В пробирку поместите несколько кристаллов хлорида натрия и добавьте 5-6 капель серной кислоты (конц.). Пробирку нагрейте на спиртовке. К отверстию пробирки поднесите смоченную водой универсальную лакмусовую бумагу. Отметьте свои наблюдения.

Опыт 1.3 Взаимодействия раствора метасиликата натрия с соляной кислотой.

В пробирку налейте 5 мл насыщенного раствора метасиликата натрия и 2-2,5 мл соляной кислоты с молярной концентрацией 6 моль/дм³. Пробирку встряхните,

наблюдайте образование студенистого осадка-геля кремниевой кислоты состав, которого может быть выражен общей формулой $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$.

Опыт 1.4 Взаимодействие кислот с медью.

В три пробирки поместите по кусочку меди и прибавьте по 5-6 капель раствора кислот с молярной концентрацией 2 моль/дм³: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Проведите такой же эксперимент с концентрированными кислотами – соляной, серной, азотной без нагревания и при нагревании в пламени спиртовки (осторожно!). Отметьте свои наблюдения. Чем отличаются действия этих кислот на медь? Почему медь не взаимодействует с соляной кислотой и разбавленной серной? При написании уравнения реакции взаимодействия с разбавленной азотной кислотой считайте, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота (II).

Опыт 1.5 Взаимодействие кислот с цинком.

Эксперимент выполняется аналогично 1.4, только вместо меди надо взять цинк.

2. Основные гидроксиды

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, фарфоровая чашка, фенолфталеин, фильтровальная бумага, спиртовка.

Растворы: H₂O (дист.), Na, MgO, MgCl₂, CuSO₄, NaOH, HCl (разб.), Cr(OH)₃, ZnSO₄.

Опыт 2.1 Взаимодействие металла с водой.

Фарфоровую чашку наполните на 1/3 ее вместимости дистиллированной водой. Внесите в нее пинцетом маленький кусочек металлического натрия или калия (по указанию преподавателя), предварительно осушенного фильтрованной бумагой, и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Отметьте свои наблюдения. Какой газ выделяется? Какое вещество образуется в растворе?

Опыт 2.2 Взаимодействия оксида магния с водой.

В пробирку внесите микрошпателем немного порошка оксида магния и прилейте 1-1,5 мл дистиллированной воды. Содержимое пробирки прокипятите в пламени спиртовки, охладите и добавьте 3-4 капли раствора фенолфталеина. Отметьте свои наблюдения.

Опыт 2.3 Получения и свойства гидроксидов магния и меди (II).

Возьмите две пробирки, в одну из них поместите 3-4 капли раствора хлорида магния, в другую 3-4 капли раствора сульфата меди (II). Прибавьте в каждую по 5-7 капель раствора NaOH. Отметьте образование осадков. Каков их цвет? Осторожно нагрейте содержимое пробирок в пламени спиртовки до кипения. Изменяется ли цвет осадков? Наблюдайте растворение осадков в избытке разбавленной соляной кислоты. Объясните происходящие явления.

3. Амфотерные гидроксиды

Опыт 3.1 Получение и свойства гидроксида хрома (III).

В пробирку поместите 5-6 капель раствора хлорида хрома (III) и добавьте по каплям небольшое количество раствора NaOH до образования зеленовато-серого осадка. Полученный осадок разделите пополам, к одной части добавьте раствор соляной кислоты, к другой – раствор щелочи до растворения остатков. Отметьте цвет полученных растворов и объясните происходящие явления.

Опыт 3.2 Получение и свойства гидроксида цинка.

Эксперимент, аналогичный 3.1, выполните с сульфатом цинка.

4. Соли

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, таблица растворимости, спиртовка, колба (цилиндр).

Растворы: $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, NaCl , MgSO_4 , ZnSO_4 , Na_2S , CuSO_4 , NaOH , NH_4OH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 . **Опыт 4.1** Получение малорастворимых солей свинца (II).

Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора ацетата свинца (II) и добавьте по каплям в одну – раствор хлорида натрия, в другую – сульфата магния. Какие вещества выпали в осадок? По таблице растворимости ознакомьтесь с растворимостью солей свинца (II).

Опыт 4.2 Получение сульфидов цинка.

Возьмите пробирку и поместите в нее 3-4 капли раствора сульфата цинка, добавьте 2-3 капли насыщенного раствора сульфида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Опыт 4.3 Получение и свойства гидрокосульфата меди (II).

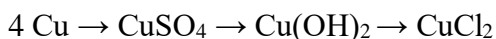
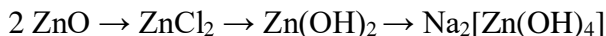
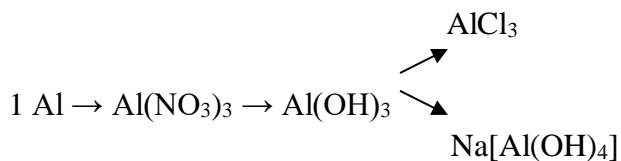
В две пробирки налейте по 5-7 капель раствора сульфата меди (II). В одну добавьте в избытке раствор NaOH , в другую 2-3 капли раствора гидроксида аммония. Наблюдайте образование бирюзового осадка гидрокосульфата меди (II) в отличие от голубого гидроксида меди (II). Содержимое пробирок прокипятите (используя спиртовку), отметьте различное отношение гидроксида меди (II) и ее основной соли к нагреванию. Почему осадок в первой пробирке чернеет?

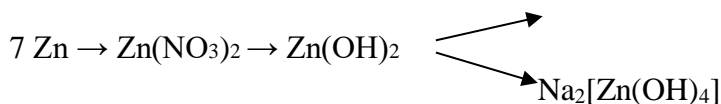
Опыт 4.4 Получение и свойства карбоната и гидрокарбоната кальция.

В колбу вместимостью 25 см³ налейте 10-12 см³ известковой воды и пропустите через нее из аппарата Киппа оксид углерода (IV). Наблюдайте в начале опыта интенсивное образование малорастворимого карбоната кальция, который при дальнейшем пропускании оксида углерода (IV) растворяется с образованием хорошо растворимого гидрокарбоната кальция. К полученному раствору прилейте известковой воды. Объясните происходящие явления.

Вопросы для защиты:

Осуществите превращения:





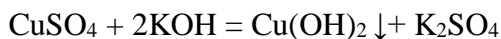
Лабораторная работа № 3 Реакции ионного обмена между растворами Электролитов

Цель работы: изучить реакции обмена между растворами электролитов, идущих до конца.

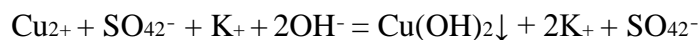
Краткие теоретические сведения.

Реакции обмена в растворах электролитов протекают до конца (т.е. являются практически необратимыми) в тех случаях, если образуются слабые электролиты, малорастворимые и газообразные продукты.

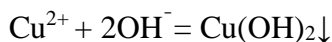
Например, при взаимодействии в растворе сульфата меди (II) и гидроксида калия выпадает осадок гидроксида меди (II):



Написанное уравнение обычно называют уравнением в молекулярной форме. Его можно изобразить в ионной форме (иногда такую форму записи называют ионномолекулярной). Если формулы растворимых сильных электролитов записать в виде тех ионов, на которые они диссоциируют в растворе, а формулы слабых электролитов в виде молекул, то уравнение реакции можно представить в виде:



Исключая из данного уравнения одинаковые ионы в правой и левой частях, получим запись уравнения в сокращенной ионной (ионно-молекулярной) форме:



Такое уравнение показывает, что реакция между сульфатом меди (II) и гидроксидом калия сводится к взаимодействию между медью (II)-ионами и гидроксидионами с образованием гидроксида меди (II).

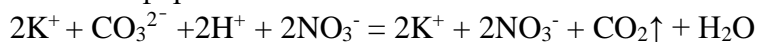
С точки зрения теории электролитической диссоциации ионы SO_4^{2-} и K^+ не принимают участия в реакции. По такому же принципу составим уравнения других реакций обмена в водных растворах электролитов.

Например, реакцию между карбонатом калия и азотной кислотой, приводящую к образованию газообразного продукта, можно записать в виде уравнений:

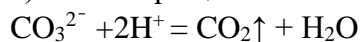
а) в молекулярной форме:



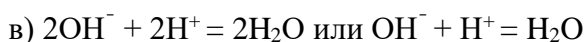
б) в ионной форме:



в) в сокращенной ионной форме

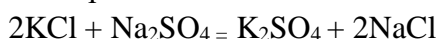


В соответствующих формах уравнения реакций нейтрализации, приводящей к образованию слабого электролита - воды, имеют вид:

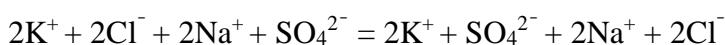


Таким образом, реакция нейтрализации сводится к взаимодействию гидроксидионов с ионами водорода с образованием молекулы воды.

Рассмотрим еще один пример – взаимодействие в растворе хлорида калия и сульфата натрия:



Запишем уравнение реакции в ионной форме:



В левой и правой частях уравнения записаны одни и те же ионы. В соответствии с теорией электролитической диссоциации такие реакции не протекают. Действительно, при сливании растворов KCl и Na₂SO₄ видимых изменений не происходит. Однако, если упарить раствор досуха, то в остатке обнаружатся все четыре соли: KCl, Na₂SO₄, K₂SO₄ и NaCl. Такую реакцию обмена следует отнести к обратимым.

Необратимые реакции	
1	Выпадает осадок: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
2	Образуется малодиссоциированное соединение, например вода: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
3	Выделяется газ: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Опыт 1. Необратимые реакции.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, таблица растворимости.
Растворы: Na₂SO₄, BaCl₂, Na₂CO₃, (CH₃COO)₂Pb, KJ, CuSO₄, FeCl₂, H₂SO₄, HCl, NaOH.

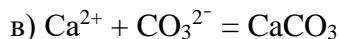
Пользуясь таблицей растворимостей, выберите из имеющихся растворов солей, кислот, щелочей такие растворы, которые при взаимодействии между собой привели бы:

- а) к образованию осадка;
- б) к выделению газообразного вещества;
- в) к образованию мало диссоциирующего вещества.

Напишите уравнения химических реакций в молекулярной, ионной формах и проведите реакции.

Опыт2. Экспериментальные задания.

1. Прodelайте опыты и составьте молекулярные уравнения, выражаемые следующими ионными уравнениями:



2. Слейте растворы следующих солей:

а) нитрата серебра и хлорида бария;

б) карбоната натрия и хлорида бария;

в) нитрата кальция и хлорида бария.

Какие из прodelанных реакций идут до конца?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Форма отчета:

№ п/п	Реактивы	Уравнения реакций	Наблюдаемый эффект	Вывод

Вопросы для защиты:

1. В чём состоит сущность теории электролитической диссоциации?
2. В чём заключается различие процессов диссоциации слабых и сильных электролитов?
3. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: $Cu(OH)_2$, $FeCl_2$, $NaHSO_4$.
4. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: $Ca(OH)_2$, Na_2S , H_2S
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между карбонатом натрия и азотной кислотой.
6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между сульфатом меди (I) и сульфидом натрия.
7. Что такое степень электролитической диссоциации?
8. Что такое pH растворов?

Лабораторная работа № 4 Гидролиз солей

Цель: изучить реакции гидролиза солей.

Краткие теоретические сведения

Гидролиз солей — это взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита, в результате чего меняется pH-среды.

Гидролиз возможен, если:

-соли образованы слабой кислотой и сильным основанием → щелочная реакция раствора (pH > 7);

-соли образованы сильной кислотой и слабым основанием → кислая реакция раствора (pH < 7);

-соли образованы слабой кислотой и слабым основанием → нейтральная реакция раствора (pH = 7); гидролиз солей происходит в тех случаях, когда их ионы, образующиеся в результате электролитической диссоциации, способны образовывать с водой слабые (малодиссоциируемые) электролиты.

Составление уравнений гидролиза солей.

1. Гидролиз солей, образованных слабыми (многоосновными) кислотами и сильными основаниями: Na_2CO_3 (гидролиз протекает по аниону).

I ступень	1. сокращенная ионная форма: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ 2. ионная форма: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$
II ступень	1. сокращенная ионная форма: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ 2. ионная форма: $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$

2. Гидролиз солей, образованных слабыми (многокислотными) основаниями и сильными кислотами: AlCl_3 (гидролиз протекает по катиону).

I ступень	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$
II ступень	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 3. молекулярная форма: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$
III ступень	1. сокращенная ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$ 2. ионная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2^{2+} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}^- + \text{H}^+$ 3. молекулярная форма: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$

3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону).

В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты, например:



Гидролиз солей, образованных двумя слабыми электролитами, часто протекает до конца (выделяется осадок или газ), то есть является необратимым процессом.

4. Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами, гидролизу не подвергаются, так как их ионы не образуют слабых электролитов с водой. Примеры таких солей: NaCl , KNO_3 , BaCl_2 , Na_2SO_4 . Реакция среды в растворах таких солей практически нейтральная (pH = 7).

Опыт 1. Приближённое определение pH растворов солей при помощи лакмусовой бумаги.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, красная и синяя лакмусовые бумажки.

Растворы: Na_2CO_3 , K_2S , CuSO_4 , NH_4Cl или $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaCl , NaNO_3 , FeCl_2 , NaOH , AlCl_3 .

Исследуйте действие растворов различных солей на лакмус, нанеся стеклянной палочкой каплю раствора каждой соли на красную и синюю лакмусовые бумажки. Окраску индикаторной бумажки в растворах солей занесите в таблицу:

Формула соли	Среда раствора			Какими основаниями и кислотами (сильными или слабыми) образована соль
	нейтральная	кислая	щелочная	

Примечание: среду раствора определять знаком «+».

Напишите уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную реакцию. Уравнения реакций запишите в молекулярной или ионной формах. Пользуясь сокращенным ионным уравнением, укажите, какие ионы влияют на изменение окраски индикатора.

Опыт 2. Получение соли карбоната алюминия и её гидролиз.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: AlCl_3 , Na_2CO_3 , H_2O .

К 3-4 каплям раствора соли хлорида алюминия прилейте такое же количество раствора карбоната натрия. Наблюдайте образование белого аморфного осадка и выделение пузырьков CO_2 . Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций: взаимодействия солей алюминия с карбонатом натрия, взаимодействие карбоната алюминия с водой; объедините первое и второе уравнение реакций в итоговое уравнение. Выразите его в ионной форме.

Опыт 3. Щелочной гидролиз раствора сульфата меди. **Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, спиртовка. Растворы: CuSO_4 , NaOH .

К 3-4 каплям сульфата меди прибавьте 6-8 капель раствора гидроксида натрия. Образуется аморфный голубой осадок. Нагрейте пробирку. Наблюдайте почернение осадка.

Повторите опыт, приливая по 3-4 капли раствора сульфата меди, 2 капли раствора гидроксида натрия. Снова нагрейте пробирку. Происходит ли изменение окраски в этом случае? Запишите наблюдения.

Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций: взаимодействие сульфата меди с избытком гидроксидом натрия; разложение гидроксида меди при нагревании; взаимодействия сульфата меди с гидроксидом натрия и водой, приводящее к образованию основного сульфата меди.

Опыт 4. Экспериментальные задания.

1. Изменится ли окраска индикатора фенолфталеина в растворах следующих солей: Na_2S , Na_3PO_4 , Al_2S_3 ? Докажите предположения опытным путем и напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

2. В трех пронумерованных пробирках находятся растворы следующих солей:
нитрата хрома (III), силиката натрия, хлорида калия. Определите с помощью индикатора, где какая соль. Укажите среду раствора соли.

Вопросы для защиты:

1. Что такое гидролиз?
2. Какие типы гидролиза солей существует?
3. Водные растворы, каких солей имеют кислую, щелочную или нейтральную среду?
4. Составьте уравнение гидролиза KCN и укажите pH-среды.
5. Составьте уравнение гидролиза Fe(NO₃)₃ и укажите pH-среды.
6. Составьте уравнение гидролиза CH₃-COONH₄ и укажите pH-среды.
7. Какой гидролиз называется не обратимым?

Лабораторная работа № 5

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: Изучение окислительно-восстановительных свойств некоторых веществ. Установление влияния среды на характер протекания процесса ОВР.

Краткие теоретические сведения.

Окислительно - восстановительные реакции - реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов.

Степенью окисления называется формальный (условный) заряд, который атом или группа атомов приобретает в результате передачи электронов, при условии, что при образовании химической связи электроны полностью переходят от одного атома к другому.

Окисление - процесс отдачи электронов

Восстановление - процесс принятия электронов

Восстановитель - отдает электроны (окисляется) $\text{Э} - n \bar{e} \rightarrow \text{Э}^{+n}$

Окислитель - принимает электроны (восстанавливается) $\text{Э} + n \bar{e} \rightarrow \text{Э}^{-n}$

Электронный баланс – это значит, число отданных электронов должно равняться числу принятых электронов

Классификация окислительно - восстановительных реакций:

Межмолекулярные - окислитель и восстановитель находятся в разных веществах

Внутримолекулярные - окислитель и восстановитель находятся в одном веществе

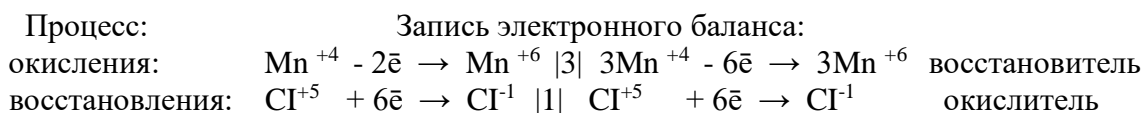
Диспропорционирования - степень окисления одного и того же химического элемента одновременно уменьшается и увеличивается.

2. Метод электронного баланса - метод основан на определении общего числа перемещающихся электронов

Алгоритм расстановки коэффициентов методом электронного баланса

Пример: $\text{Mn}^{+4} \text{O}_2 + \text{KCl}^{+5} \text{O}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2 \text{Mn}^{+6} \text{O}_4 + \text{KCl}^{-1} + \text{H}_2\text{O}$

- 1) Определяем атомы, каких элементов изменили С.О.
- 2) Находим число отданных и принятых электронов
- 3) Число отданных электронов должно равняться числу принятых электронов
- 4) Оба процесса записывают в виде полуреакций:

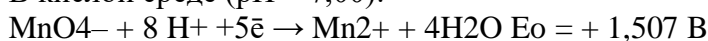


5) Основные коэффициенты при окислении и восстановлении переносим в уравнение реакции: $3\text{Mn}^{+4} \text{O}_2 + \text{K Cl}^{+5} \text{O}_3 + 6 \text{KOH} = 3 \text{K}_2\text{Mn}^{+6} \text{O}_4 + \text{K Cl}^{-1} + 3 \text{H}_2\text{O}$

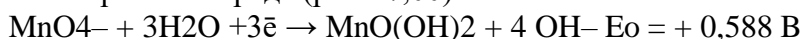
Факторы, влияющие на протекание ОВР

В ряде случаев направление протекания ОВР и характер продуктов реакции зависят от характера среды (кислая, нейтральная или щелочная). Например, перманганат калия KMnO_4 , который проявляет только окислительные свойства, в кислой, нейтральной и щелочной средах образует разные продукты восстановления, а его окислительная способность уменьшается при переходе от кислой к щелочной среде:

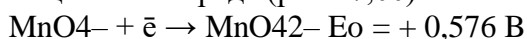
В кислой среде ($\text{pH} < 7,00$):



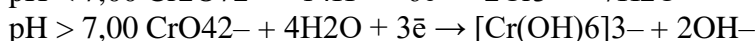
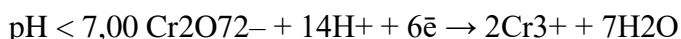
В нейтральной среде ($\text{pH} = 7,00$):



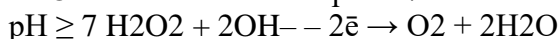
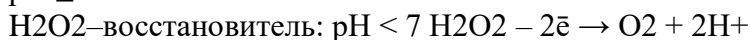
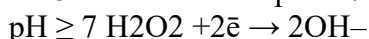
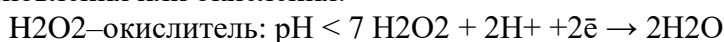
В щелочной среде ($\text{pH} > 7,00$):



Соединения хрома(VI) являются сильными окислителями и восстанавливаются до Cr^{3+} :



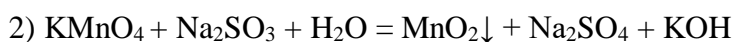
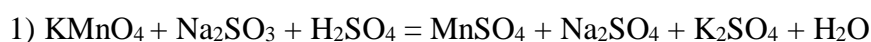
Пероксид водорода H_2O_2 , содержащий кислород в промежуточной степени окисления -1 , проявляет окислительные или восстановительные свойства и, в зависимости от pH раствора, изменяются его электродный потенциал и продукты восстановления или окисления:



Таким образом, для правильного написания ОВР с участием перечисленных выше окислителей следует учитывать реакцию среды, в которой протекает данная реакция.

Опыт 1. Влияние среды на характер восстановления перманганата калия

Ход работы: В три пробирки налить по 3-4 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить 3-4 мл 1М серной кислоты; во вторую – 6-8 мл дистиллированной воды и в третью – такое количество щелочи. Во все пробирки добавить по каплям раствор сульфита натрия до исчезновения фиолетово-малинового окрашивания.

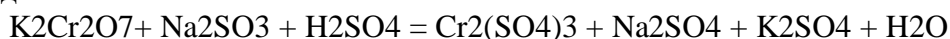


Как изменяется окраска в пробирках? Отметить и объяснить наблюдаемые внешние эффекты. Что происходит с перманганатом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах?

Определите степень окисления всех атомов, методом электронного баланса уравняйте реакцию. Рассчитать молярную массу эквивалентов перманганата калия в каждом случае.

Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия

Ход работы: в пробирку налить по 3-4 мл раствора дихромата калия, добавить 3-4 капли раствора серной кислоты и затем сульфита натрия. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.



Определите степень окисления всех атомов, методом электронного баланса уравнять реакцию. Рассчитать молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

Опыт 3. Окисление меди азотной кислотой

Ход работы: Почистить медную проволоку от защитной пленки, скомкать в небольшой кусочек и поместить в пробирку. Затем прибавить 3-4 мл 2 Н раствора азотной кислоты, так чтобы проволока была покрыта этим раствором.



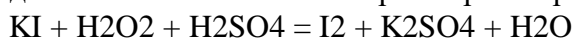
Проделать аналогичную реакцию, с концентрированной кислотой.



Отметить выделение газа, растворение меди и изменение цвета раствора. Определите степень окисления всех атомов, методом электронного баланса уравнять реакцию. Рассчитать молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

Опыт 4. Окислительные свойства пероксида водорода

Ход работы: в пробирку налить 2-3 мл раствора иодида калия, прибавить 3-4 капли 2 Н раствора серной кислоты и затем по каплям прибавить 5-6 капель пероксида водорода. Отметить изменение окраски раствора.



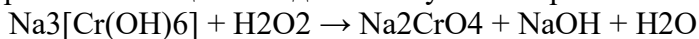
Для обнаружения в растворе йода набрать в пробирку раствор крахмала и добавить туда несколько капель полученного раствора. Что наблюдается?

Задание: Сделать анализ уравнения ОВР с использованием метода электронного баланса, определить окислитель и восстановитель, а также коэффициенты в уравнении ОВР, и рассчитать эквиваленты окислителя и восстановителя.

Опыт 5. Окисление ионов d-элементов до высшей степени окисления

а) Окисление иона Cr^{3+} пероксидом водорода

К 6-8 каплям раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ прибавьте по каплям 2 моль/л раствор NaOH до растворения образующегося осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и затем 3-4 капли 3 % раствора H_2O_2 . Смесь перемешайте и нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1-2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO_4^{2-} .



Вопросы для защиты

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что понимают под степенью окисления?
3. Определите степени окисления элементов в соединениях Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, HNO_3 , Br_2 , NaClO_3 .
4. Что понимается под процессами окисления и восстановления?
5. Какие вещества называются окислителями и восстановителями? Назовите типичные окислители и восстановители.
6. В чем заключается сущность электронно-ионного метода составления окислительно-восстановительных реакций?

Лабораторная работа № 6

Химия элементов

Неметаллы

Цель: изучить химические свойства и соединений серы, азота, галогенов.

Краткие теоретические сведения.

Из 109 известных элементов более 20 относятся к неметаллам. Неметаллы в периодической системе расположены справа от диагонали «бор- астат». Это элементы главных подгрупп 3,4,5,6,7 и 8 групп. К неметаллам относятся: бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, кислород, сера, селен, теллур, водород, фтор, хлор, бром, йод, астат. К неметаллам также относятся благородные газы: гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон.

Среди неметаллов два элемента - водород и гелий - относятся к s-семейству, все остальные принадлежат к p-семейству.

На внешнем электронном слое у атомов неметаллов находится число электронов: у атома водорода - один электрон ($1s^1$), у атома гелия - два электрона ($1s^2$), у атома бора - три электрона ($2s^2 2p^1$). Однако атомы большинства неметаллов, в отличие от атомов металлов, на внешнем электронном слое имеют большое число электронов – от 4 до 8.

Способность присоединять электроны обуславливает окислительные свойства неметаллов.

Окислительные свойства неметаллов определяются их положением в периодической системе. В периодах окислительные свойства увеличиваются с лева направо, в подгруппах - уменьшаются сверху вниз. Это обусловлено тем, что в периодах слева направо увеличиваются электроотрицательность и сродство к электрону, а в главных подгруппах сверху вниз эти характеристики элементов уменьшаются.

Рассматривая изменение свойств элементов-неметаллов в главных подгруппах, следует отметить, что сверху вниз с увеличением радиуса атома электроотрицательность, сродство к e-ну и соответственно окислительные свойства уменьшаются, т.е. уменьшается неметалличность элементов. Физические свойства:

-Элементы-неметаллы образуют простые вещества, которые при обычных условиях существуют в разные агрегатные состояния.

-7 элементов-неметаллов образуют простые вещества, существующие в виде двухатомных молекул Э₂.

Химические свойства:

Неметаллы как окислители $2P^0 + 5S^0 = P_2^{+5}S_5^{-2}$

Неметаллы как восстановители: $S^0 + 6HN^{+5}O_3 = H_2S^{+6}O_4 + 6N^{+4}O_2 + 2H_2O$

Реакция самоокисления - самовосстановление $3Cl_2^0 + 6KOH = 5KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + 3H_2O$

Опыт 1. Получение аммиака.

Приборы и реактивы: спиртовка, штатив с пробирками, держатель для пробирок, лакмусовая бумага. Реактивы: NaOH, NH₄Cl.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора NH₄Cl, прибавьте столько же раствора NaOH.

Отверстие пробирки накрыть влажной лакмусовой бумагой. Бумага не должна касаться внутренних стенок пробирки. Пробирку нагреть осторожно. Отметьте изменение цвета лакмусовой бумажки и запах раствора. Запишите наблюдения. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнение реакции взаимодействия соли аммония с гидроксидом натрия.

Опыт. 2 Окислительно-восстановительные свойства солей азотной кислоты.

Оборудование и реактивы: растворы иодида калия, серной кислоты, нитрита натрия, крахмала, перманганата калия.

2.1 Окислительные свойства. В пробирку налейте 5-7 капель раствора иодида калия, подкислите его 3-4 каплями раствора серной кислоты и добавьте несколько капель нитрита натрия. Выделение йода определяют при добавлении раствора крахмала.

2.2 Восстановительные свойства. В пробирку налейте 5-7 капель раствора перманганата калия, подкислите его 3-4 каплями раствора серной кислоты и добавьте несколько капель нитрита натрия.

Напишите уравнения реакций. Коэффициенты расставьте при помощи метода электронного баланса.

Опыт 3. Обнаружение аниона Cl^-

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, реактивы: NaCl , AgNO_3 , NH_4OH .

К 4-5 каплям раствора хлорида натрия прибавить 2-3 капли раствора нитрата серебра. Наблюдайте появление мути хлорида серебра. К осадку добавьте раствор NH_4OH . Запишите наблюдения. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Обнаружение аниона SO_4^{2-}

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы: Na_2SO_4 , BaCl_2 .

Из 4-5 каплям раствора Na_2SO_4 прибавьте 2-3 капли BaCl_2 . Убедитесь, что осадок BaSO_4 не растворяется в кислотах. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 5. Восстановительные свойства сульфит-иона

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы перманганата калия, хлороводородной кислоты, кристаллы сульфита натрия.

В пробирку налейте 5-7 капель раствора перманганата калия и 3-4 капли раствора хлороводородной кислоты, затем несколько кристаллов сульфита натрия. Напишите уравнение реакции. Коэффициенты расставьте при помощи метода электронного баланса.

Опыт 6: Обнаружение аниона CO_3^{2-}

Оборудование и реактивы: склянка, пробирка с пипеткой, растворы: Na_2CO_3 , HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

В склянку налейте 5-6 капель раствора карбоната и такой же объем соляной кислоты. Быстро закройте склянку пробиркой с пипеткой, содержащей 2-3 капли свежеприготовленной и совершенно прозрачной известковой воды. Постукивайте по склянке, наблюдайте помутнение известковой воды.

Металлы.

Цель: изучить качественные реакции на ионы Fe^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Ag^+ .

Краткие теоретические сведения:

Типичными неметаллами являются S-элементы (щелочные и щелочноземельные), которые характеризуются небольшим (1-2) числом e на внешнем уровне их атомов и легкостью потери e , что отражает низкие значения их электроотрицательности.

Al, Cz, Be, Ge, Sn, Pb, Sb как p-элементы проявляют уже амфотерные (т.е. металлические и неметаллические) свойства. Подобное поведение характерно и для большинства d-элементов (элементов B-групп периодической системы).

По физическим свойствам все металлы твердые вещества (кроме Hg, которая при обычных условиях жидкая), они отличаются от неметаллов особым видом связи (металлическая связь). Валентные электроны слабо связаны с конкретным атомом и внутри каждого метала, существует так называемый электронный газ. Поэтому, все металлы обладают высокой электропроводностью.

Отличительным свойством многих металлов является их пластичность (ковкость), вследствие чего они могут быть прокатаны в тонкие листы (фольгу) и вытянуты в проволоку (олово, алюминий и др.), однако встречаются и достаточно хрупкие металлы (Zn, Sb, Pt).

В промышленности часть используют не чистые металлы, а их смеси, называемые сплавами. В сплаве свойства одного компонента обычно удачно дополняют свойства другого. Так, медь обладает не высокой твердостью и малопривлекательна для изготовления деталей машин, сплавы же меди с цинком, называются латуной. Являются достаточно твердыми и широко используются в машиностроении.

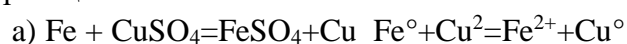
Алюминий обладает хорошей пластичностью и достаточной легкостью (малой плотностью), но слишком мягок. На его основе готовят сплав дюралюмин (дюраль), содержащий медь, магний и марганец.

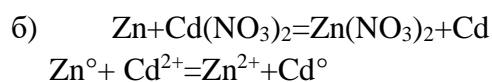
Славы железа с углеродом (и добавки других металлов)- это известные чугун и сталь. По химическим свойствам Me являются восстановителям, однако реакционная способность некоторых металлов невелика из-за того, что они покрыты поверхностной оксидной пленкой, очень прочный и устойчивый к действию таких химических реактивов, как вода, растворы кислот и щелочей. Например, свинец всегда покрывает оксидной пленкой и для ее перевода в p-p требуется не только воздействие реактива (например, разб. HNO₃), но и нагревание. Оксидная пленка на алюминии препятствуют его реакции с водой, но под действием кислот и щелочей разрушается. Рыхлая оксидная пленка, образующаяся на поверхности железа во влажном воздухе - ржавчина, не мешает окислению железа.

Под действием конц. Кислот - окислителей на некоторых металлах образуется устойчивая оксидная пленка. Это явление является пассивацией. Так, в конц. H₂SO₄ пассивирует (и не реагирует с ней) такие металлы, как Be, Bi, Co, Fe, Mg и Nb, а в конц. HNO₃ - металлы Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th и V.

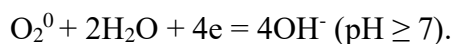
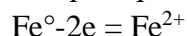
Восстановленная активность Me в кислом растворе передается эл. рядом напряжений. Чем левее расположен Me в этом ряду, тем большими восстановительными свойствами он обладает, т.е. легче окисляется и переходит в виде катиона в раствор, но зато труднее восстанавливается из катиона в свободное состояние.

Так, в водном растворе протекают следующие реакции:

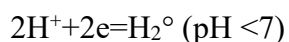




Нежелательным химическим свойством Me является их электрохимическая коррозия. Например, коррозия железных изделий в воде:



Коррозия Fe в кислотной среде:



Опыт 1. Реакции на катион Fe^{+3}

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы: FeCl_3 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, KSCN .

1.1 К 1-2 каплям раствора соли хлорида железа(III) прибавьте 2-3 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Обратите внимание на окраску берлинской лазури. Напишите в молекулярной и ионной формах соответствующие уравнения реакций.

1.2 К раствору соли хлорида железа(III) прибавьте родонит калия. Обратите внимание на окраску образовавшегося раствора. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Окислительные свойства соединений железа (III)

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы хлорида железа(III), в пробирку внесите 4-5 капель раствора, хлорида железа(III) и 2 капли иодида калия.

По окраске определите образующие соединения. Напишите уравнение реакции. Коэффициенты расставьте при помощи метода электронного баланса.

Опыт 3. Гидролиз хлорида железа (III)

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, универсальная индикаторная бумага, растворы хлорида железа(III), карбонат натрия.

В 2 пробирки поместите несколько кристаллов хлорида железа (III) и 4-5 капель воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH полученных растворов. Одну из пробирок нагрейте, а в другую добавьте по каплям раствор карбоната натрия.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Реакция катиона бария Ba^{2+} .

Приборы и реактивы: штатив с пробиркой, растворы BaCl_2 , H_2SO_4

К 2-3 каплям раствора соли Ba^{2+} прибавьте столько же серной кислоты.

Убедитесь, что Ba_2SO_4 не растворим в кислотах.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 5. Переход хроматов в дихроматы и обратно

Приборы и реактивы: штатив с пробиркой, растворы хромата калия, серной кислоты, гидроксида калия

К раствору хромата калия прибавьте по каплям разбавленный раствор серной кислоты. Отметьте окраску полученного раствора. К полученному раствору

прибавьте разбавленный раствор гидроксида калия. до изменения окраски. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 6. Получение меди.

Приборы и реактивы: штатив с пробиркой, растворы сульфата меди(II) Железную пластинку(скрепку) опустите в раствор сульфата меди (II). Через 30 минут выньте пластинку. Что наблюдается? Напишите уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции.

Вопросы для защиты:

Составьте уравнение окислительно-восстановительных реакций и гидролиза солей.

1. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
3. $\text{KI} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$
4. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$

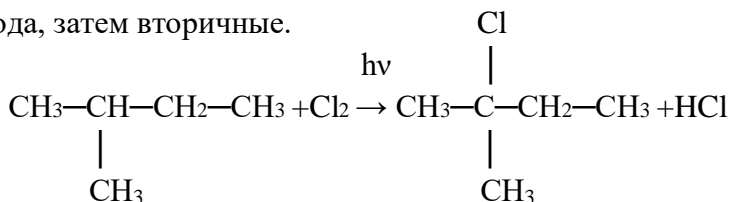
Лабораторная работа № 7 Углеводороды

Цель: сравнение свойств углеводородов. Получение и изучение свойств метана, этилена, ацетилен: взаимодействие с бромной водой, раствором перманганата калия, горение.

Теоретические положения.

Углеводороды – простейшие органические соединения, в состав которых входят атомы углерода и водорода. Различают предельные и непредельные углеводороды.

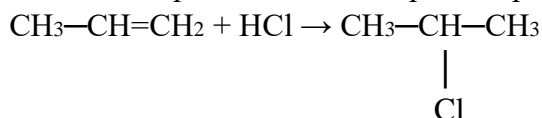
Предельные углеводороды (алканы) содержат в молекуле обычные (σ связи). При обычных условиях алканы химически неактивны, в жестких условиях протекают реакции замещения, окисления, расщепления. Механизм замещения – радикальный (S_R), наиболее легко замещаются третичные атомы водорода, затем вторичные.



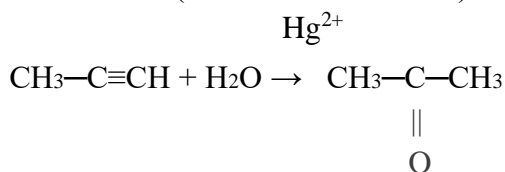
Непредельные углеводороды (алкены и алкины) содержат в молекуле кроме σ -связей, кратные π -связи (двойные или тройные).

Алкены (этиленовые углеводороды) содержат одну двойную связь (σ - и π -связи), π – связь менее прочная, поэтому для алкенов характерны реакции электрофильного присоединения (A_E), а в присутствии перекисных соединений – радикального присоединения (A_R).

В реакциях A_E электрофил присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода при двойной связи (правило Марковникова), при радикальном присоединении против правила Марковникова.



В молекулах алкинов (ацетиленовых углеводородов) имеется тройная связь (σ - и две π -связи). Алкины вступают в реакции A_E , A_N , окисления и замещения водорода при тройной связи (кислотные свойства).



Реактивы и оборудование:

Смесь для получения метана: безводный ацетат натрия и прокалённая натронная известь (смесь NaOH и Ca(OH)_2 в соотношении 1:2), бромная вода (насыщенный раствор), карбид кальция (кусочки), этанол, серная кислота концентрированная, водные растворы с масс. долей: перманганат калия (2%), карбонат натрия (10%), нитрат серебра (1%), аммиак (5%), дистиллированная вода, пробирки, газоотводная трубка, кипелки (кусочки фарфора, кварцевый песок), держатель пробирок, спиртовка, штатив для пробирок, газоотводная трубка.

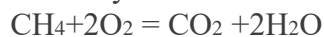
Опыт 1. Алканы

1.1. Получение метана и его горение. В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, помещают смесь из обезвоженного уксуснокислого натрия и натронной извести (примерно 1:2) (высота слоя 6—10 мм). Затем укрепляют пробирку горизонтально и нагревают смесь в пламени горелки. Химизм процесса:



Поджигают выделяющийся газообразный метан у конца газоотводной трубки.

Метан горит голубоватым несветящимся пламенем. Химизм процесса:



При нагревании натриевой соли уксусной кислоты с натронной известью происходит расщепление соли с образованием метана.

Нагревание натриевых солей карбоновых кислот с натронной известью является общим лабораторным способом получения предельных углеводородов.

1.2. Отношение метана к бромной воде и перманганату калия. В пробирку помещают 5 капель раствора перманганата калия и в пробирку 3—5 капель бромной воды. Не прекращая нагревания смеси в пробирке,

Вводят поочередно конец газоотводной трубки в пробирки. Обесцвечивания растворов перманганата калия и бромной воды не происходит. В обычных условиях

алканы устойчивы к действию окислителей. Реакции замещения у них идут в довольно жестких условиях, к реакциям присоединения алканы не способны.

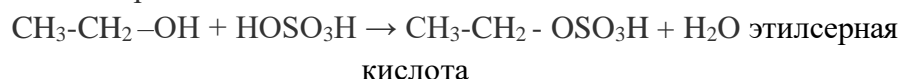
1.3 Окисление предельных углеводородов.

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

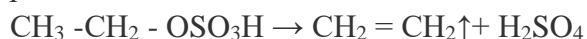
Опыт 2. Алкены

2.1 Получение этилена и его горение.

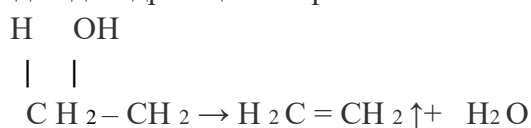
В сухую пробирку помещают несколько крупинок песка, 6 капель этилового спирта и 8 капель концентрированной серной кислоты. Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагревают смесь на пламени горелки. Выделяющийся газ поджигают у конца газоотводной трубки - он горит светящимся пламенем. Химизм процесса:



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



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



Выделяющийся этилен горит светящимся пламенем: Н



Концентрированная серная кислота является окислителем. При нагревании смеси спирта с концентрированной серной кислотой образуется кроме этилена и следов диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ряд продуктов окисления органических соединений, например, CO_2 , уголь С (обычно смесь в пробирке чернеет). Серная кислота при этом восстанавливается углеродом до диоксида серы:



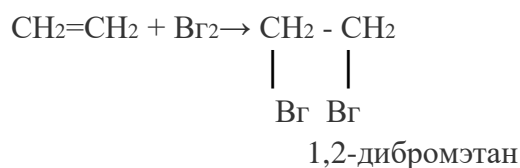
Диоксид серы также может обесцвечивать растворы брома и перманганата калия подобно этилену. Поэтому обычно образующийся этилен промывают раствором щелочи для очистки от SO_2 . Если реакцию вести в присутствии песка, сульфата алюминия (катализаторы, ускоряющие дегидратацию спирта), почернения смеси не происходит, следовательно, диоксид серы не образуется.

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. опыт 1), опускают конец газоотводной трубки в пробирку с 5 каплями бромной воды.

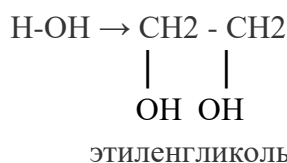
Бромная вода быстро обесцвечивается вследствие присоединения атомов брома по месту двойной связи.



Для алкенов характерны реакции присоединения по месту двойной связи. Реакция обесцвечивания водного раствора брома служит качественной реакцией на двойную связь.

3.3. Отношение этилена к окислителям.

Не прекращая нагревания, пробирка со смесью спирта и серной кислоты (см. опыт 1), опускают конец газоотводной трубки в пробирку с 1 каплей раствора перманганата калия и 4 каплями воды. Раствор перманганата калия быстро обесцвечивается. При этом алкен окисляется в двухатомный спирт. $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + [\text{O}] +$



Эта реакция является качественной реакцией на двойную связь

Опыт 3 Алкины

3.1. 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 помещают маленький кусочек карбида кальция CaC_2 , добавляют 2 капли воды и закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. В пробирке бурно выделяется газообразный ацетилен.



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

Реакция взаимодействия карбида кальция с водой экзотермична. Ацетилен, полученный из карбида кальция, содержит незначительные количества NH_3 , PH_3 , AsH_3 и других соединений, поэтому имеет характерный запах. Примеси можно удалить промыванием ацетилена водным раствором дихромата калия, подкисленного серной кислотой.

3.2. Присоединение к ацетилену брома.

Добавляют в пробирку с карбидом кальция (см. опыт 1) еще 2 капли воды и закрывают ее пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опускают в пробирку с 5 каплями бромной воды. Бромная вода обесцвечивается вследствие присоединения атомов брома по месту тройной связи. Химизм процесса:



3. 3. Отношение ацетилена к окислителям.

В пробирку помещают 1 каплю перманганата калия и 4 капли воды. В пробирку с кусочками карбида кальция добавляют еще 2 капли воды и закрывают пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опускают в приготовленный раствор перманганата калия.

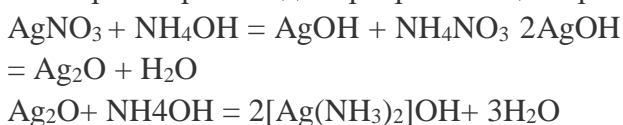
Розовый раствор быстро обесцвечивается: происходит окисление ацетилена по месту разрыва тройной связи с образованием промежуточного продукта окисления щавелевой кислоты, которая окисляется дальше до диоксида углерода:



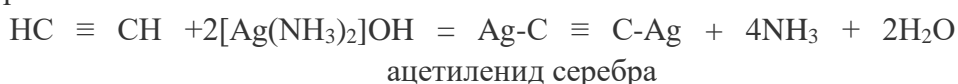
Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия доказывает неопределенность ацетилена.

3.4. Образование ацетиленида серебра.

В пробирку вносят 2 капли раствора нитрата серебра и прибавляют 1 каплю раствора аммиака - образуется осадок гидроксида серебра. При добавлении 1-2 капель раствора аммиака осадок AgOH легко растворяется с образованием аммиачного раствора оксида серебра. Реакция протекает по следующим уравнениям:

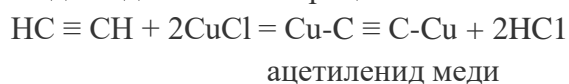


Через аммиачный раствор оксида серебра пропускают ацетилен (см. опыт I). В пробирке образуется светло-желтый осадок ацетиленида серебра, который затем становится серым.



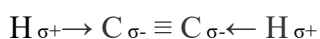
3. 5. Образование ацетиленида меди.

В сухую пробирку помещают 1 -2 кусочка карбида кальция и добавляют 2 капли воды. В отверстие пробирки вводят полоску фильтровальной бумаги смоченной аммиачным раствором хлорида меди, содержащим комплексный аммиакат состава $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Появляется красно-бурое окрашивание вследствие образования ацетиленида меди. Химизм процесса:



В водных растворах ацетилениды серебра и меди устойчивы. В сухом состоянии при нагревании или при ударе они взрываются с большой силой.

Водородные атомы групп $\equiv\text{CH}$ могут быть замещены металлами. Это объясняется тем, что атом углерода, при тройной связи, повышенной электроотрицательностью и электронное облако связи $\text{C}-\text{H}$ сдвинуто в сторону атома углерода. Атом водорода становится более положительным и легче отрывается в виде протона:



Ароматические углеводороды.

Опыт 1. Проба на ароматическую структуру.

В пробирку приливают 5 капель ароматического углеводорода, 4 капли хлороформа и вносят на кончике микролопатки безводный хлорид алюминия. Содержимое пробирки тщательно взбалтывают. Постепенно появляется окраска самых разнообразных оттенков, при стоянии переходящая в коричневое окрашивание.

Этот опыт можно проделать как пробу на ароматическую структуру с любым ароматическим соединением.

Опыт 2. Свойства бензола.

2.1. Растворимость бензола в различных растворителях.

В три пробирки помещают по одной капле бензола. В одну пробирку добавляют 3 капли воды, в другую- 3 капли спирта, в третью - 3 капли эфира. Содержимое пробирок тщательно взбалтывают. В пробирке с водой образуется 2 слоя, в пробирках со спиртом и эфиром получается однородный раствор.

Следовательно, бензол в воде практически нерастворим и хорошо растворяется в органических растворителях.

2.2. Горение бензола. (Опыт проводят в вытяжном шкафу).

В фарфоровую чашечку помещают одну каплю бензола и поджигают. Бензол горит ярким коптящим пламенем.

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

2.4. Действие перманганата калия. В пробирку помещают 3 капли воды, каплю раствора перманганата калия и кашпо раствора серной кислоты. К полученному раствору добавляют каплю бензола и встряхивают содержимое пробирки. Розовый раствор при этом не обесцвечивается. Для этого опыта бензол предварительно очищают от примесей, охлаждая его до +5°C, при этом бензол затвердевает, а примеси остаются жидкими и легко отделяются.

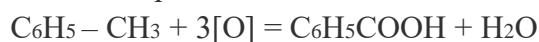
Перекристаллизацию бензола делают два-три раза.

Одним из важнейших свойств бензола является его устойчивость к действию окислителей. Наиболее резкое отличие ароматических углеводородов от ненасыщенных углеводородов жирного ряда — отношение к окислителям.

Опыт 3. Окисление гомологов бензола.

В пробирку помещают 3 капли воды, каплю раствора перманганата калия и 1 каплю раствор, а серной кислоты. Затем добавляют каплю толуола и энергично встряхивают в течение 1-2 мин. Розовая окраска постепенно исчезает, и раствор обесцвечивается.

Химизм процесса:



Гомологи бензола окисляются значительно легче бензола. Но у них ароматическое ядро более устойчиво к действию окислителей, чем

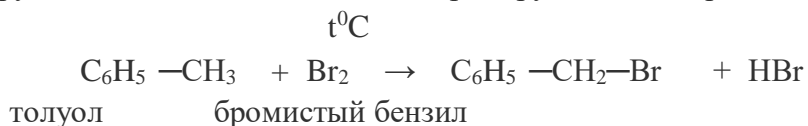
соединенные с ядром углеводородные радикалы. Как бы ни была сложна боковая цепь, она при действии сильных окислителей разрушается, за исключением атома углерода, ближайшего к ядру. Атом углерода, соединенный с ароматическим ядром, окисляется в карбоксильную группу. По основности полученных кислот судят о структуре гомологов бензола.

Опыт 4. Бронирование ароматических углеводородов. (Опыт проводят в вытяжном шкафу!)

Для проведения опыта берут 2 сухие пробирки. В одну пробирку помещают 2 капли бензола, в другую - 2 капли толуола. В обе пробирки приливают по капле раствора брома и встряхивают 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. Толуол в этих условиях бронируется медленно, но вполне отчетливо.

Содержимое обеих пробирок нагревают до кипения. Толуол при этом бронируется очень легко, а бензол не бронируется даже при кипячении.



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

Вопросы к защите.

1. Какие типы и механизмы реакций характерны для алканов, алкенов и алкинов?
2. Приведите реакции с бромной водой для 2-метил-1-бутена и 1-бутина.
3. С помощью, каких реакций можно различить:
а) бутан и 1-бутен; б), 1-бутин и 2-бутин?
4. Напишите реакции окисления в жестких условиях 2-метил-1-бутена и 2бутина.
5. Получите 2-метил-1-бутен из соответствующего спирта.
6. Получите 2-метилбутан сплавлением соли соответствующей кислоты со щелочью.
7. Напишите реакции хлорирования толуола:
а) в присутствии хлористого алюминия;
б) в присутствии кванта света.

Лабораторная работа № 8 Спирты и Фенолы

Цель работы: исследование свойств спиртов.

Теоретические положения.

Спирты – органические соединения, в молекуле которых содержится одна или несколько гидроксильных групп (ОН).

Основные представители

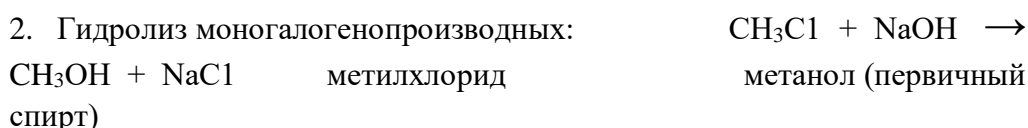
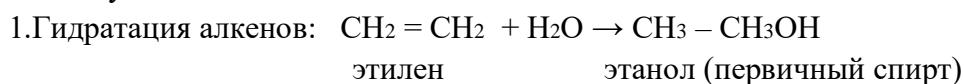
CH₃OH –метанол,
C₂H₅OH – этанол,
HOCH₂ – CH₂OH - этиленгликоль,
HOCH₂-CH(OH)-CH₂OH – глицерин.

Классификация спиртов

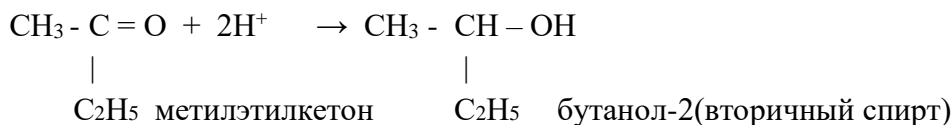
1. По **количеству** гидроксильных групп различают: **одноатомные** (с одной группой OH) – CH₃OH; **многоатомные** (с несколькими группами OH) - HOCH₂ –CH₂OH и т.д.

2. По **характеру** расположения группы OH (в одноатомных спиртах) различают: **первичные** – группа OH расположена у первичного атома углерода CH₃OH; **вторичные** – группа OH расположена у вторичного атома углерода CH₃-CH(OH)-CH₃;

третичные – группа OH расположена у третичного атома углерода (CH₃)₃C-OH
Способы получения:

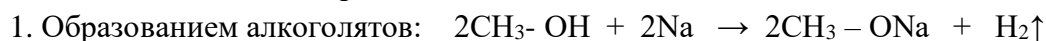


3. Восстановление альдегидов и кетонов:

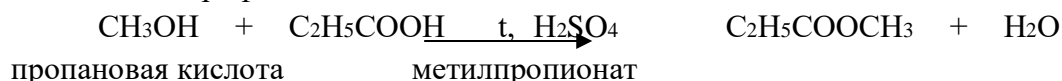


Химические свойства

Химические свойства спиртов обусловлены наличием в молекуле группы OH. Кислород в гидроксильной группе имеет две неподеленных электронных пары, являясь более электроотрицательным, смещает электронную плотность от водорода и углерода на себя. Вследствие смещения электронной плотности по связи O-H в сторону кислорода, водород способен отщепляться в виде протона, что указывает на кислотные свойства спиртов.

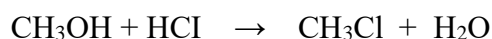


2. Реакция этерификации:

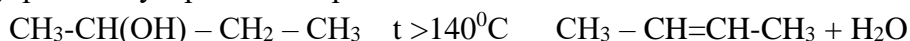


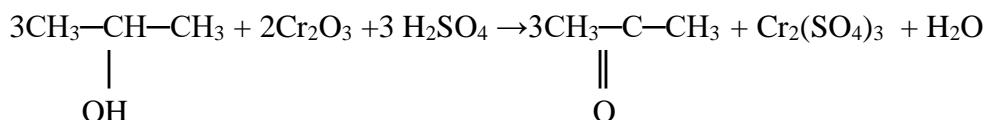
Кислород в группе O-H за счет неподеленных электронных пар, может присоединять протон водорода. В результате чего, спирты проявляют основные свойства. Основность спиртов обратно пропорциональна кислотности.

3. Взаимодействие с галогеноводородами.



4. Внутримолекулярная дегидратация.

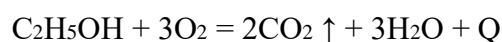




Изопропиловый
ацетон спирт

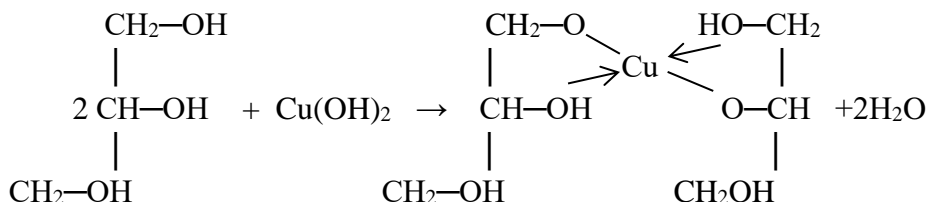
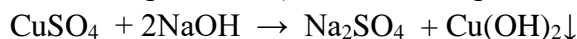
Опыт № 5. Горение спиртов.

В фарфоровые чашечки капните по две-три капли этилового спирта, в другую – бутилового спирта и поднесите горящую спичку. Этанол горит синеватым пламенем, а бутанол светящимся пламенем и после горения в чашке, где был бутанол, остаётся более чёрный налёт. Составляем уравнение реакций:



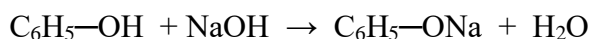
Опыт № 6. Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди(II).

В две пробирки наливают 10 капель сульфата меди (II) и добавляют 10 капель гидроксида натрия, образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди(II). Затем в одну пробирку добавляем 5 капель этилового спирта, а в другую глицерин. В первой пробирке изменений нет, а во второй осадок растворяется и образуется тёмносиний глицерат меди (качественная реакция).



Опыт № 7. Получение фенолята натрия.

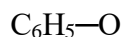
К 0.1г. фенола приливают 2мл, гидроксида натрия, происходит растворения фенола с образованием прозрачного раствора фенолята железа. При добавлении к феноляту 3-5 капель серной кислоты раствор мутнеет, т.к. снова выделяется нерастворимый в воде фенол.

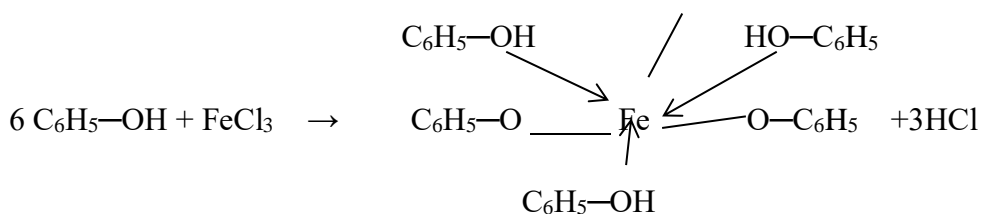


Опыт № 8. Реакция фенола с хлоридом железом(III).

В одну пробирку наливают 5 капель раствора фенола, в другую 5 капель этилового спирта. Затем в каждую пробирку приливают 1-2 капли хлорида железа (III). Как изменится цвет растворов?

Протекает качественная реакция на фенол с образованием фенолята железа.





фенолят железа.

Вопросы для защиты.

1. Какие спирты относятся к первичным, вторичным, третичным?
2. Почему спирты проявляют амфотерные свойства?
3. Какие типы реакций характерны для спиртов?
4. В ходе, каких реакций спирты образуют простые и сложные эфиры?
5. Как изменяется реакционная способность спиртов в реакции этерификации?
6. Напишите формулы одноатомного, двухатомного и трёхатомного спиртов.
7. Напишите реакции получения изопропилового спирта.

Лабораторная работа № 9 Альдегиды и Кетоны.

Цель работы: изучить способы получения и физико-химические свойства алифатических и ароматических карбонильных соединений.

Теоретические положения.

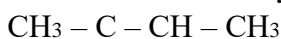
Альдегиды и кетоны — органические соединения, содержащие в молекуле карбонильную группу (C = O)

$$\begin{array}{l} \text{R} - \text{C} = \text{O} \quad \text{альдегид} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{H} \end{array} \qquad \begin{array}{l} \text{R} - \text{C} = \text{O} \quad \text{кетон} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{R} \end{array}$$

Номенклатура: CH_3



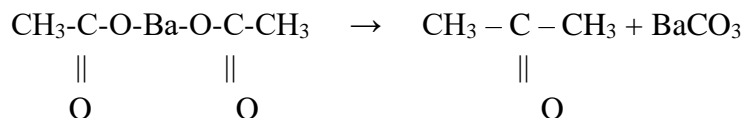
3-метилбутаналь (изовалерьяновый альдегид)



3-метилбутанон-2 (метилизобутилкетон)

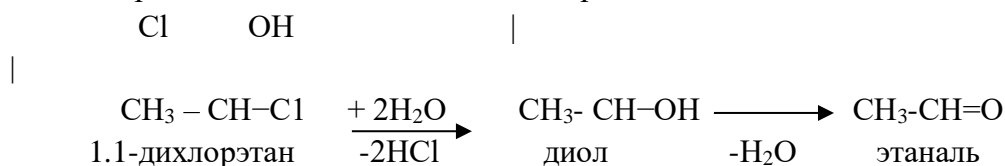
Способы получения:

1. Пиролиз солей карбоновых кислот, реакция протекает при нагревании:

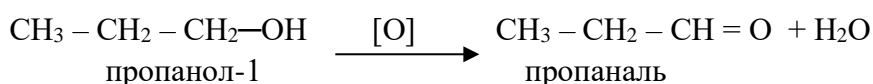


бариевая соль уксусной кислоты пропанон-2

2. Гидролиз геминальных дигалогенопроизводных:



3. Окисление спиртов.



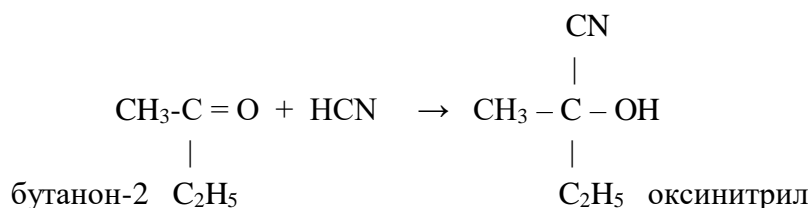
Химические свойства

Двойная связь C=O в карбонильной группе состоит из σ и π -связей. Вследствие большей электроотрицательности атом кислорода смещает электронную плотность на себя, т.е. на кислороде образуется избыток электронной плотности, на углероде – недостаток.

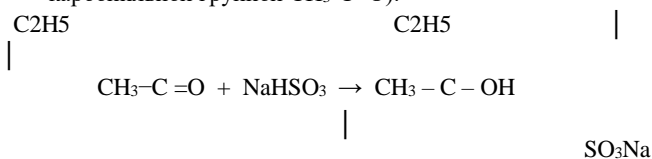


Поэтому атом углерода приобретает электрофильные свойства и активно реагирует с нуклеофилами. Введение в углеводородный радикал акцептора увеличивает положительный заряд на углероде карбонильной группы, т.е. облегчает присоединение нуклеофила и наоборот, донор в радикале – затрудняет присоединение нуклеофила. Чем ближе акцептор к карбонильной группе, тем сильнее его влияние, тем легче протекают реакции нуклеофильного присоединения. Чем ближе донор к карбонильной группе - тем слабее протекают данные реакции.

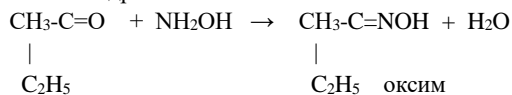
1. Реакция с синильной кислотой:



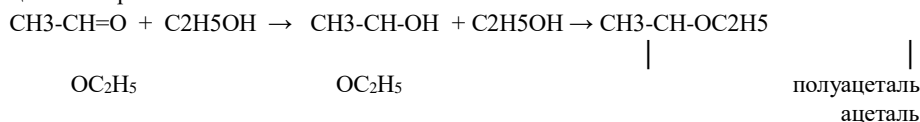
2. Реакция с бисульфитом натрия. В данную реакцию вступают все альдегиды и метилкетоны (кетоны, у которых метильная группа непосредственно связана с карбонильной группой CH₃-C=O).



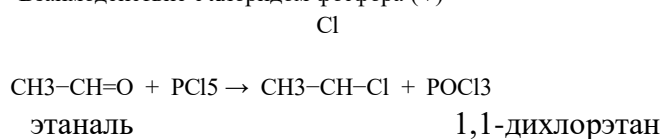
3. Взаимодействие с гидроксиламином.



4. Реакция со спиртами.

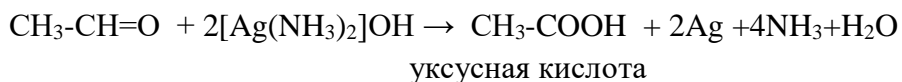


5. Взаимодействие с хлоридом фосфора (V)



6. Реакции окисления. В качестве окислителей используют: реактив Толленса (аммиачный раствор гидроксида серебра) и реактив Фелинга (комплексную соль

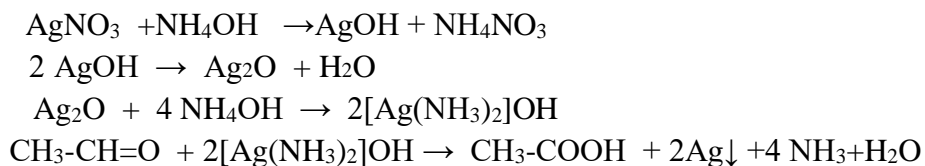
меди и натрий калиевой соли винной кислоты). Эти реакции являются качественными на альдегиды.



Оборудование и реактивы: Пробирки, пробка с газоотводной трубкой, стакан, спиртовка, пробиркодержатель, предметное стекло, водяная баня. Этиловый спирт, ацетон; бензальдегид; циклогексанон; ацетат натрия; солянокислый гидроксилламин; растворы: серной кислоты; соляной кислоты, аммиака, гидроксид натрия (10%); сульфат меди (II); нитрат серебра; гидросульфит натрия; формальдегид (40%); фуксинсернистая кислота; иод в иодистом калии; индикаторы: метиловый оранжевый, фенолфталеин.

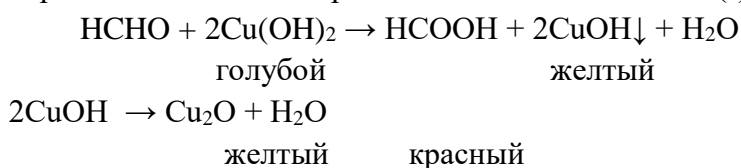
Опыт 1. Реакция «серебряного зеркала» - качественная реакция окисления альдегидов.

В две чистые пробирки внесите по 2 капли раствора нитрата серебра и по 3–4 капли раствора аммиака (до полного растворения осадка оксида серебра). После этого добавьте по 2 капли в первую пробирку – раствора формалина (водный раствор формальдегида), во вторую – ацетона. Пробирки несколько минут нагрейте до начала побурения (до кипения не доводить!).



Опыт 2. Проба Троммера (окисление формальдегида гидроксидом меди (II)) качественная реакция окисления альдегидов

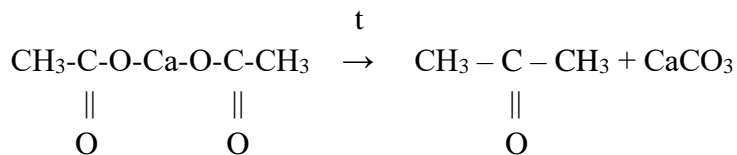
В пробирку налейте 1 мл формальдегида и 1 мл раствора гидроксида натрия, затем при встряхивании добавьте по каплям раствор сульфата меди (II) до появления не исчезающей окраски взвеси гидроксида меди (II): Верхнюю часть смеси нагрейте до кипения. Наблюдайте появление желтого осадка гидроксида меди (I), переходящего затем в красный осадок оксида меди (I):



Гидроксид меди (II) может восстанавливаться формальдегидом до металлической меди – образование «медного зеркала». Другие алифатические альдегиды образуют красный осадок Cu_2O .

Опыт 3. Получение ацетона пиролизом ацетата натрия (ацетата кальция). В сухую пробирку насыпьте безводный ацетат натрия (высота слоя 3–4 см) и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в пробирку с 1,5–2 мл воды и нагрейте на пламени спиртовки. Сначала наблюдается плавление ацетата кальция, затем вспучивание соли и выделение паров ацетона, который концентрируется в

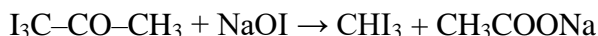
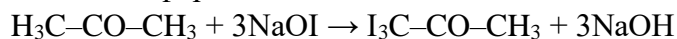
пробирке с водой. Через несколько секунд реакция прекращается. В пробирке ощущается характерный запах ацетона. После того как пробирка с ацетатом кальция остынет, добавьте 1 каплю концентрированной соляной кислоты. Отметьте наблюдаемое явление. Полученный водный раствор ацетона используйте в опыте 4.



Опыт 4. Проба Либена (йодоформная реакция ацетона) – качественная реакция. В пробирку поместите 1 каплю раствора иода в иодистом калии и 5 капель 2 М раствора гидроксида натрия.



К обесцвеченному раствору добавьте 1–2 капли раствора ацетона (полученного в предыдущем опыте). Немедленно без нагревания выпадает осадок с характерным запахом йодоформа.



Опыт 5. Каталитическое окисление этанола кислородом воздуха («блуждающие огоньки»).

В фарфоровую чашку горкой насыпьте оксид хрома (III), полученный в результате разложения бихромата аммония. Смочите оксид хрома несколькими каплями спирта. Подожгите спирт, а затем погасите пламя, например, накрыв его большим стаканом. Оксид хрома начинает раскаляться, по поверхности "горки" бегают огоньки. Если провести рукой над поверхностью катализатора, то мерцание огоньков усиливается. Ощущается запах уксусного альдегида. Особенно эффектно опыт выглядит в темной комнате.

Вопросы для защиты:

1. Какие типы реакций характерны для альдегидов и кетонов?
2. Почему альдегиды более реакционноспособны в реакциях A_N , чем кетоны?
3. С помощью, каких реакций можно отличить альдегид от кетона?
4. Почему для оксоединений возможны реакции по α -углеродному атому?
5. Какие классы соединений образуются в результате альдольно-кетоновой конденсации?
6. Напишите реакции ацетона с гидразином, хлоридом фосфором (V).
7. С помощью, каких реакций можно различить ацетон от пропанола.

Лабораторная работа № 10 Карбоновые кислоты и их производные

Цель работы: закрепить знания способов получения и свойств основных кислот, их качественных реакций; умения собрать прибор для выполнения этих

реакций; решить экспериментальную задачу; показать генетическую связь органических соединений.

Теоретические положения.

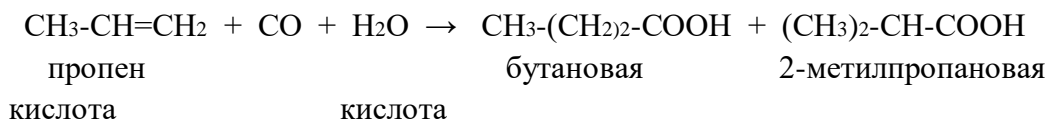
Карбоновые кислоты – органические соединения, имеющие в своем составе карбоксильную группу COOH .

Основные представители:

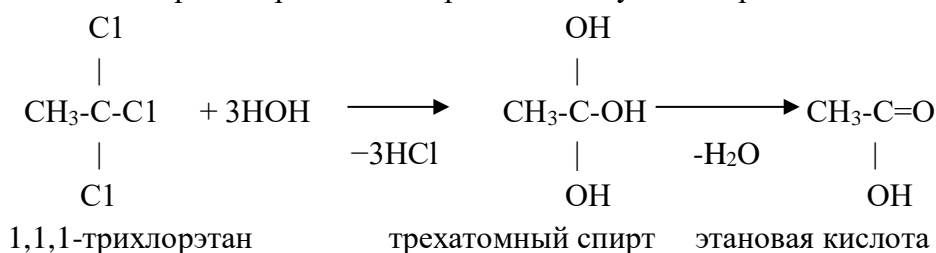
HCOOH	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
муравьиная кислота	уксусная кислота	масляная кислота

Способы получения:

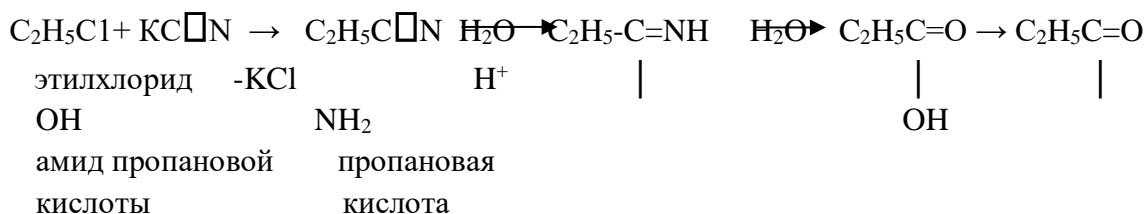
1. Оксосинтез.



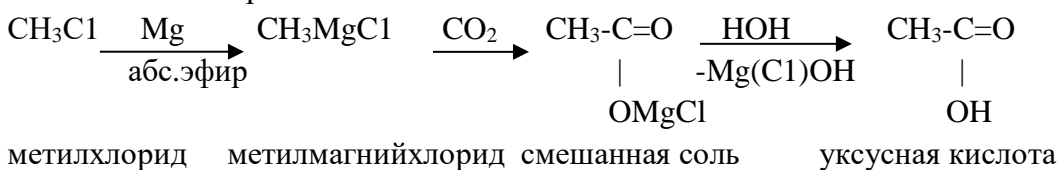
2. Гидролиз тригалогенопроизводных углеводов.



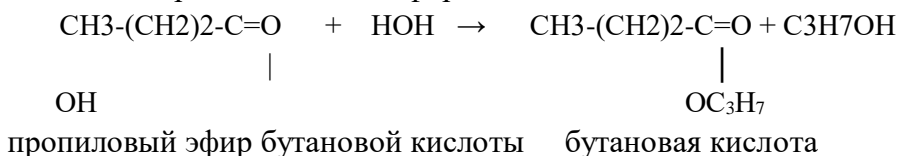
3. Гидролиз нитрилов.



4. Магнийорганический синтез.



5. Гидролиз сложных эфиров.

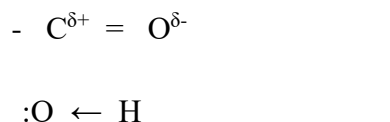


Химические свойства карбоновых кислот

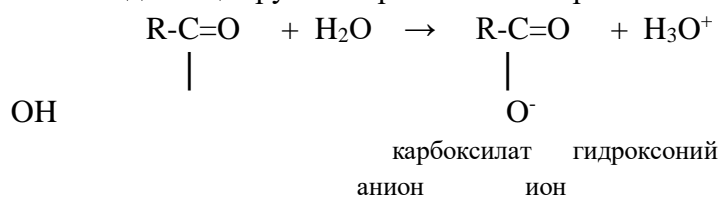
Карбоксильная группа COOH состоит из карбонильной группы C=O и гидроксильной группы OH . В карбонильной группе кислород наиболее электроотрицательный элемент по сравнению с углеродом, поэтому электронная плотность в группе смещена в сторону кислорода. $-\text{C}^{\delta+} = \text{O}^{\delta-}$. В результате чего, на

кислороде создается избыток электронной плотности δ^- , на углероде – недостаток электронной плотности δ^+ .

Вследствие этого атом углерода притягивает неподеленные электронные пары атома кислорода группы OH:



Электронная плотность в группе OH смещена в сторону кислорода, водород приобретает подвижность и способен отщеплению. Отщепление протона водорода указывает на кислотные свойства карбоновых кислот. В водном растворе карбоновая кислота диссоциирует с образованием карбоксилат аниона и иона гидроксония:

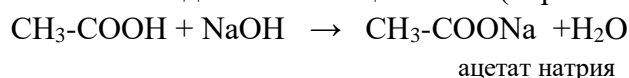


Факторы, влияющие на кислотные свойства карбоновых кислот:

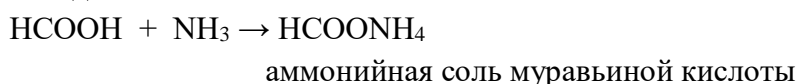
1. Наличие в молекуле донора снижает силу кислоты, чем ближе акцептор к карбоксильной группе, тем сильнее кислота.
2. Наличие в молекуле акцептора повышает силу кислоты, чем ближе донор к карбоксильной группе, тем слабее кислота.

Это объясняется усилением или ослаблением взаимного влияния радикала и карбоксильной группы.

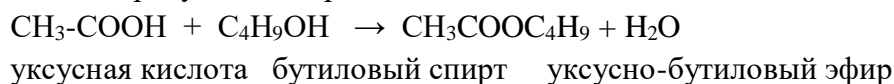
1. Взаимодействие со щелочами (образование солей).



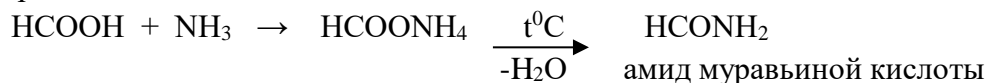
2. Взаимодействие с аммиаком.



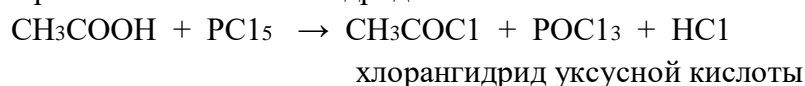
3. Взаимодействие со спиртами (реакция этерификации), реакция протекает при нагревании в присутствии серной кислоты.



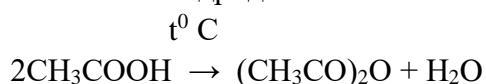
4. Образование амидов



5. Образование галогенангидридов.



6. Образование ангидридов.



Оборудование и реактивы: кислоты: уксусная, бензойная, олеиновая, щавелевая, молочная, лимонная, концентрированная серная; ацетат натрия кристаллический; хлорид железа, 0,1 н раствор; фенол, водный раствор; магний (порошок или стружка); карбонат натрия; известковая вода; метиловый оранжевый, лакмус, фенолфталеин, 1% спиртовой раствор; фуксинсернистая кислота; гидроксид калия, 0,1н раствор; бромная вода.

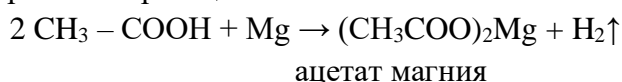
Опыт 1. Кислотные свойства карбоновых кислот.

1.1. В три пробирки помещают по 1 капле раствора уксусной кислоты. В первую добавляют 1 каплю метилового оранжевого, во вторую – 1 каплю лакмуса и в треть – 1 каплю фенолфталеина.

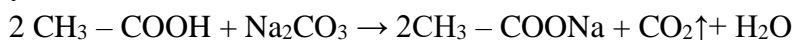
В пробирке с метиловым оранжевым появляется красное окрашивание, с лакмусом – розовое, фенолфталеин остается бесцветным.

1.2. В пробирку помещают две капли раствора уксусной кислоты и добавляют немного магния. К отверстию пробирки подносят горящую лучинку. При этом наблюдается вспышка, сопровождающаяся резким звуком, характерным для вспышки смеси водорода и воздуха.

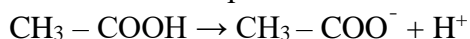
Уравнение реакции:



1.3. В пробирку наливают 2-3 капли раствора уксусной кислоты и добавляют несколько крупинок карбоната натрия. К отверстию пробирки подносят горящую лучинку, она гаснет.



Протон гидроксида в карбоксильной группе отщепляется легче, чем в спиртах, поэтому в водном растворе кислоты диссоциируют с образованием карбоксилатаниона и протона:

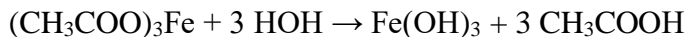
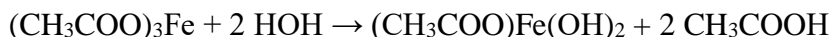
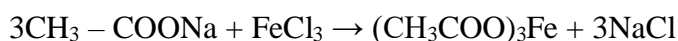


Образование карбоксилат-аниона является причиной увеличения кислотности карбоновых кислот по сравнению со спиртами. На легкость отщепления протона влияет также радикал, связанный с карбоксилком. Поэтому кислоты дают характерное окрашивание с индикаторами, проводят электрический ток, т. е. являются электролитами. Карбоновые кислоты проявляют более слабые кислотные свойства по сравнению с неорганическими кислотами.

Опыт 2. Получение уксусной кислоты путем получения комплексной железной соли с последующим разложением её при нагревании.

В пробирку помещают несколько крупинок ацетата натрия, добавляют три капли воды и две капли раствора хлорида железа. Появляется желто-красное окрашивание от образующейся железной соли уксусной кислоты (ацетат железа).

Раствор подогревают до кипения, при этом происходит гидролиз ацетата железа и выделяется красно-бурый осадок нерастворимого в воде основного ацетата железа и гидроксида железа. Получающийся над ним раствор, не содержащий ионов железа, становится бесцветным.

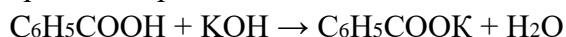


Уксусная кислота, как и большинство органических кислот – слабая кислота.

Опыт 3. Получение бензойнокислого калия.

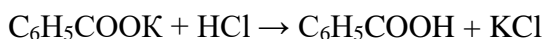
К нескольким кристаллам бензойной кислоты прибавляют 3 капли раствора гидроксида калия. Встряхивают содержимое пробирки. Кристаллы растворяются.

Уравнение реакции:



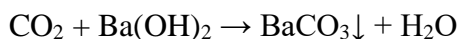
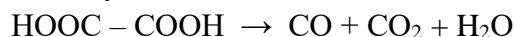
Бензойная кислота с основаниями образует соли. Её соли со щелочными металлами хорошо растворимы в воде, поэтому бензойная кислота растворима в щелочах.

К полученному прозрачному раствору добавляют 2-3 капли соляной кислоты. Снова выпадает бензойная кислота:



Опыт 4. Разложение щавелевой кислоты при нагревании с концентрированной серной кислотой.

В пробирку помещают несколько кристаллов щавелевой кислоты и добавляют две капли серной кислоты. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой и нагревают на пламени горелки. Поджигают выделяющийся газ – он горит голубоватыми вспышками. После этого конец газоотводной трубки помещают в баритовую воду. Вода мутнеет. H_2SO_4



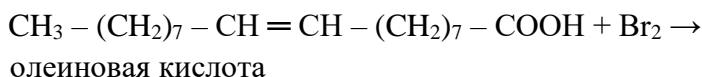
Под действием концентрированной серной кислоты щавелевая кислота в отличие от других двухосновных кислот разлагается.

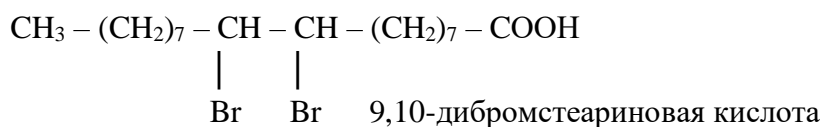
Опыт 5. Свойства олеиновой кислоты.

5.1. Растворимость в воде. 3 капли олеиновой кислоты встряхивают в пробирке с 5 каплями воды. Пробирку ставят в штатив. Через несколько секунд наблюдается расслоение содержимого пробирки.

5.2. Присоединение брома к олеиновой кислоте.

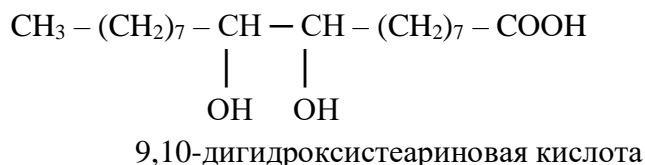
В пробирку вносят 1 каплю бромной воды и 1 каплю олеиновой кислоты, встряхивают. Бромная вода обесцвечивается.





5.3 Окисление олеиновой кислоты.

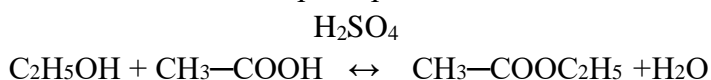
В пробирку помещают по две капли олеиновой кислоты, раствора карбоната натрия и перманганата калия. При встряхивании смеси розовая окраска исчезает.



Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия указывает на наличие кратной связи в молекуле олеиновой кислоты.

Опыт 6. Получение сложных эфиров.

В две сухие пробирки наливают по 1мл. спиртов: в одну – этиловый, в другую – изоамиловый. В каждую пробирку добавляют по 0,5 мл. уксусной кислоты и по 1 капле концентрированной серной кислоты. Пробирки нагревают на водяной бане в течение 510 минут. После охлаждения содержимое пробирки выливают в стакан с водой. Обратите внимание на характерные запахи.



Вопросы для защиты:

1. Получите кислоту из изомаляного альдегида и напишите для нее реакции с: NaOH, Na₂CO₃, Al(OH)₃, C₂H₅OH(H⁺).
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия пропионата магния с разб. серной кислотой, к полученному соединению прибавьте:
 - а) пропанол;
 - б) аммиак.
3. Получите изомаляную кислоту окислением соответствующего спирта. Для нее напишите уравнения реакций этерификации и галогенирования. Сравните кислотные свойства изомаляной и α- бромизомаляной кислот.
4. Получите бутиловый эфир пропионовой кислоты известными способами. Напишите реакцию гидролиза эфира в щелочной среде.
5. Получите пропионовую кислоту из бромэтана. Приведите реакции получения функциональных производных этой кислоты: эфира, амида, ангидрида, галогенангидрида, нитрила.
6. Исходя из этилбензола получите бензойную кислоту, п – бромбензойную кислоту, этиловый эфир п - бромбензойной кислоты.

7. Установите строение вещества состава $C_3H_4O_4$, если известно, что оно является кристаллическим веществом, может реагировать с 1 и 2 моль гидроксида натрия, образует сложные эфиры, а при нагревании происходит декарбоксилирование. Приведите структурную формулу и реакции.

8. Сравните свойства акриловой и пропионовой кислот. Приведите уравнения реакций.

9. Получите 2 - метилпропановую кислоту окислением алкена, нитрильным синтезом. Для нее запишите уравнения реакции получения функциональных производных.

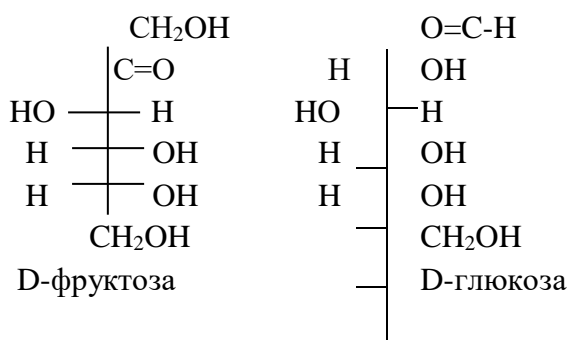
Лабораторная работа № 11 Углеводы.

Цель работы: закрепить знания об углеводах; качественных реакциях на функциональные группы углеводов.

Краткие теоретические сведения.

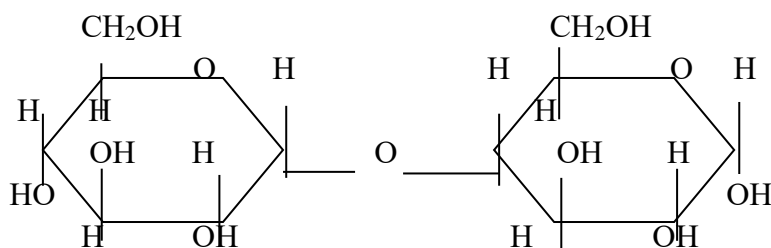
Углеводы – биоорганические соединения, образующиеся в объектах растительного и животного происхождения. Углеводы разделяют на моносахариды, олигосахариды и полисахариды.

Моносахариды – представители углеводов, которые не способны гидролизаться с образованием более простых углеводов.



Олигосахариды - при моносахаридов.

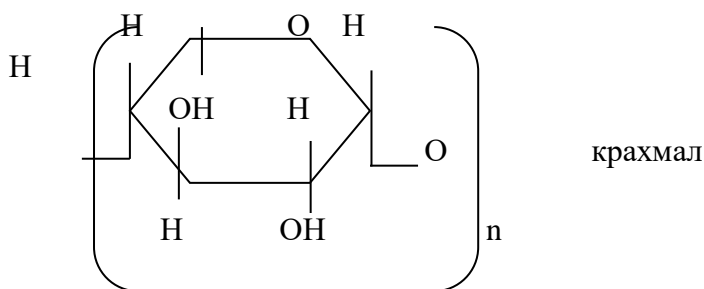
гидролизе образуют от двух до десяти



Мальтоза

Полисахариды представляют собой природные полимеры, состоящие из сотен до нескольких тысяч моносахаридов.





Реактивы: сахара: глюкоза, мальтоза, сахароза; крахмал; сульфат меди, 0,2 М раствор; - нафтол, 10 % спиртовой раствор; серная кислота, концентрированная; аммиачный раствор оксида серебра; реактив Фелинга; реактив Селиванова; соляная кислота, 2 М раствор, α – нафтол (10 %-ный раствор), гидроксиды натрия и калия.

Опыт 1. Общая реакция на углеводы с α - нафтолом.

При действии серной кислоты на самые различные углеводы (кроме моносахаридов) вначале идет гидролиз. Образующийся моносахарид конденсируется в фурфурол или 5-окси-метилфурфурол, который конденсируется с двумя молекулами α – нафтола в хиноидную структуру, подвергающуюся сульфированию. Образуется ярко-окрашенное красно-фиолетовое соединение хиноидного типа.

В 1 мл воды вносят около 0,01 г углевода и 2 капли свежеприготовленного 10% раствора α – нафтола. Смесь слегка мутнеет вследствие выделения плохо растворимого в воде

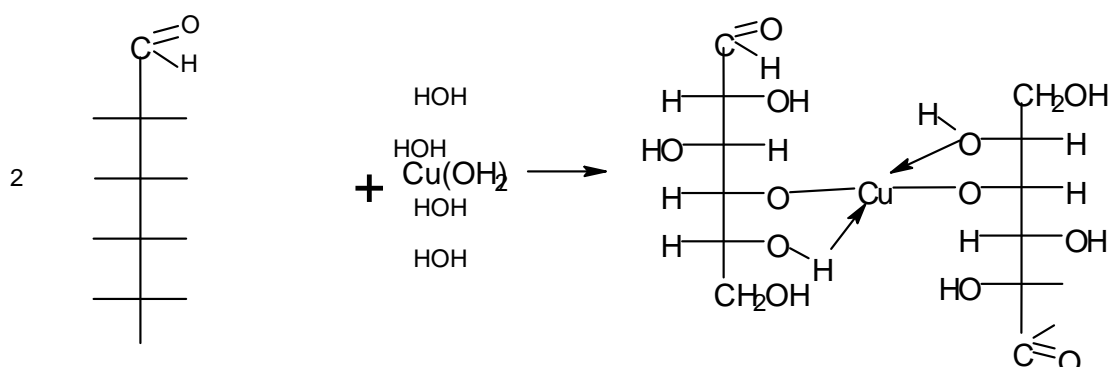
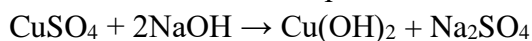
α – нафтола. Наклонив пробирку, осторожно приливают по стенке 1 мл концентрированной серной кислоты так, чтобы она опустилась на дно, не смешиваясь с водным слоем.

При наличии углеводов на границе слоев появляется красно-фиолетовое кольцо. При взбалтывании смесь разогревается и окрашивается по всему объему, а при разбавлении её водой выделяются окрашенные хлопья. Цветную реакцию с α – нафтолом (реакцию Молиша) дают все углеводы.

Опыт 2. Доказательство наличия гидроксильных групп в глюкозе.

В пробирку наливают, 1 мл раствора глюкозы и добавляют 5-10 капель раствора гидроксида натрия. К полученной смеси по каплям приливают сульфат меди. Образующийся голубоватый осадок меди растворяется, раствор окрашивается в интенсивно синий цвет.

Образующийся в начале голубоватый осадок гидроксида меди (II) мгновенно растворяется, получается прозрачный раствор сахарата меди. Протекает качественная реакция на многоатомные спирты.

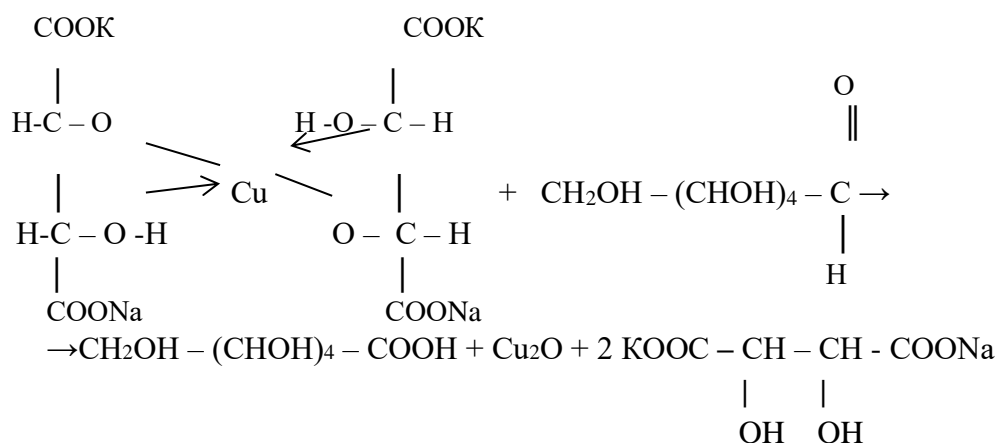


3. Взаимодействие сахаров с реактивом Фелинга.

Опыт проводят одновременно с растворами всех сахаров.

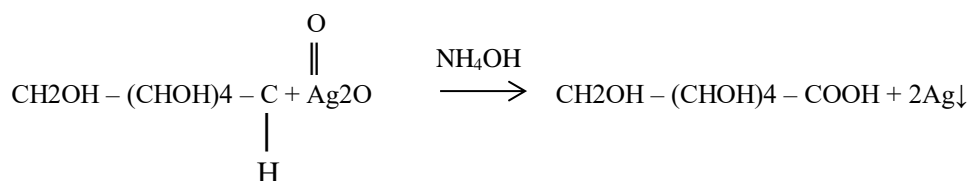
По 1 мл раствора сахаров нагревают с таким же количеством реактива Фелинга. При этом в пробирках с глюкозой и мальтозой появляется красно-бурый осадок, в пробирке с сахарозой изменений нет.

Восстанавливать соединения меди способны сахара, имеющие в молекуле свободную карбонильную группу. Сахароза восстанавливающих свойств не проявляет. Протекает качественная реакция по альдегидной (оксо) группе.



Опыт 4. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра.

В чистых пробирках смешивают по 1 мл раствора глюкозы и 1 мл аммиачного раствора оксида серебра, нагревают. В пробирке осаждается серебро в виде зеркального налета (слоя).



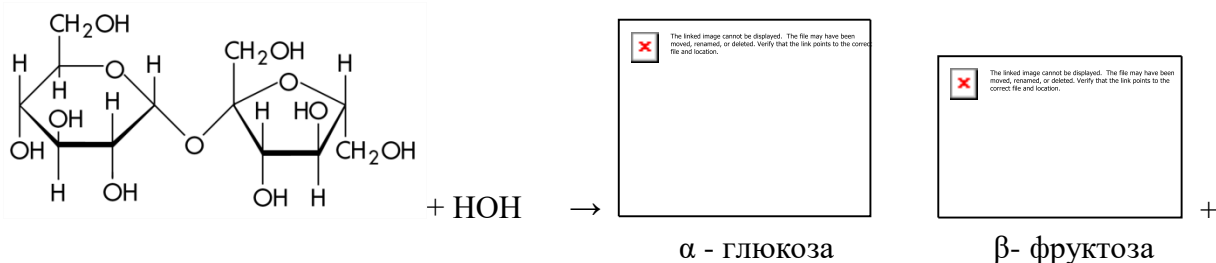
Опыт 5. Реакция

Селиванова на кетозы.

Смешивают 1 мл 3 % раствора фруктозы с 1 мл реактива Селиванова (0,05г резорцина в 100 мл соляной кислоты (1:1)) и нагревают 2-3 минуты. Появление яркокрасного окрашивания указывает присутствие кетозы.

Опыт 6. Кислотный гидролиз сахарозы.

Около 2 мл раствора сахарозы нагревают до кипения в присутствии соляной кислоты, прокипятили в течение 3-5 минут. Затем разделяют содержимое пробирки на 2 части. К одной добавили реактив Селиванова и нагревают до кипения, ко второй - реактив Фелинга после предварительной нейтрализации карбонатом натрия и тоже нагревают до кипения. В первой пробирке появилось красное окрашивание – показывает присутствие фруктозы, во второй – красно-бурый осадок, показывающий наличие глюкозы.



Опыт 7. Реакция крахмала с йодом.

К 1 мл крахмального клейстера добавляют 1 каплю йода. Раствор окрашивается в синий цвет. При нагревании окраска раствора исчезает, при охлаждении восстанавливается.

Опыт 8. Кислотный гидролиз крахмала.

Около 10 мл крахмального клейстера кипятят в присутствии 3 мл серной кислоты. Через каждые 30 секунд отбирают пипеткой пробы, которые обнаруживают постепенное изменение окраски при реакции с йодом: от синей через фиолетовую, красную до желтой.

Затем раствор нейтрализуют карбонатом натрия до щелочной реакции, добавляют реактив Фелинга и нагревают. Появление красно-бурого осадка доказывает, что конечным продуктом гидролиза крахмала является глюкоза. Гидролиз крахмала идет ступенчато, постепенно с образованием все более простых углеводов. $(C_6H_{10}O_5)_x \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_y \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_n \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow C_6H_{12}O_6$ крахмал растворимый декстрины мальтоза глюкоза крахмал

Опыт 9. Ферментативный гидролиз крахмала.

В пробирку помещают 5 капель крахмального клейстера, столько же слюны и перемешивают стеклянной палочкой в течение 2 минут. Затем проверяют полноту гидролиза пробой с йодом, добавляют сульфат меди, щелочь по 2-3 капли и нагревают; раствор окрашивается в желтоватый цвет.

Гидролиз крахмала проходит очень быстро за счет фермента слюны (амилазы). В отличие от кислотного, ферментативный гидролиз крахмала идет до мальтозы. Ферменты пищеварительного тракта при температуре около 37°C гидролизуют крахмал до глюкозы.

Опыт 10 Экспериментальные задачи.

1. Определите при помощи характерных реакций каждое из трех предложенных веществ:

1.1. крахмал, тростниковый сахар, глюкоза;

- 1.2. сахарозу, мальтозу, трегалозу.
2. Выданы пробирки с растворами: глицерина, альдегида, глюкозы. При помощи одних и тех же реактивов определите каждое вещество.
- 2.1 в двух пробирках находится: глюкоза, сахароза. Определите опытным путем, в какой пробирке какое вещество находится.
- 2.2 в двух пробирках находятся: сахароза, хлористый натрий. Определите, в какой пробирке находится органическое вещество.
3. Докажите опытным путем наличия глюкозы и фруктозы в меде.

Вопросы для защиты:

1. Каково строение полисахаридов: крахмала, клетчатки, гликогена? Охарактеризуйте типы химических связей, особенности структуры. Приведите примеры реакций: гидролиза в кислой среде, ацилирования.
2. Напишите схему кислотного гидролиза мальтозы и сахарозы. Будут ли реагировать с реактивом Фелинга исходные и конечные продукты этих реакций?
3. Брожение. Виды брожения. Значение для пищевых производств.
4. Какие из соединений будут давать реакцию серебряного зеркала: сахароза, мальтоза, целлобиоза? Будет ли идти эта реакция после гидролиза указанных соединений? Ответ подтвердите реакциями
5. Приведите уравнения реакций, характеризующие фруктозу как кетон и многоатомный спирт.
6. Приведите уравнения реакций, характеризующие глюкозу как альдегид и многоатомный спирт.
7. Приведите уравнения реакций, при помощи которых можно различить глюкозу и фруктозу.
8. Приведите все таутомерные формы D- глюкозы. Напишите уравнения реакций взаимодействия D- глюкозы с гидроксидом меди при н.у и при нагревании.
9. Из крахмала получите глюконат кальция, сорбит. Где используются эти продукты?

Лабораторная работа № 12

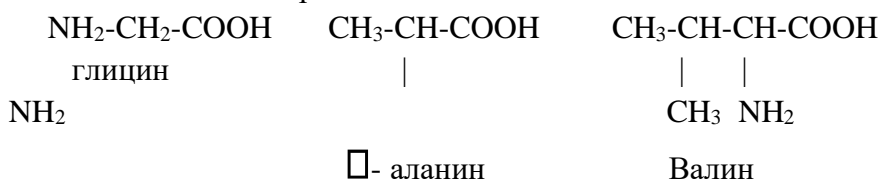
Аминокислоты

Цель работы: изучить свойства аминокислот и качественные реакции.

Краткие теоретические сведения.

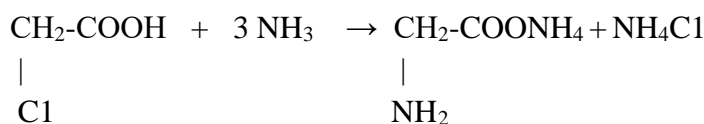
Аминокислоты – органические соединения, содержащие в молекуле карбоксильную (COOH) и аминогруппы (NH₂).

Основные представители:

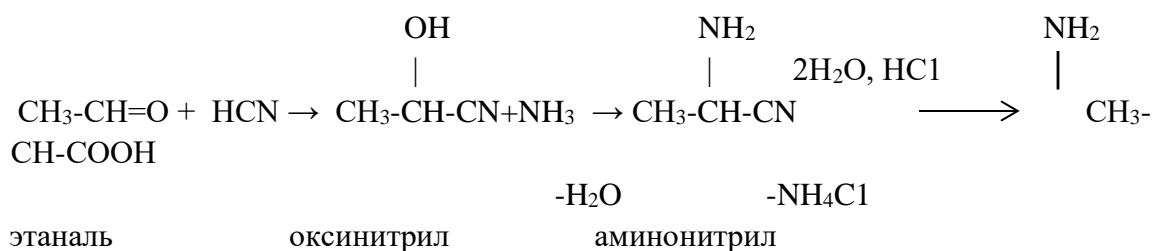


Способы получения:

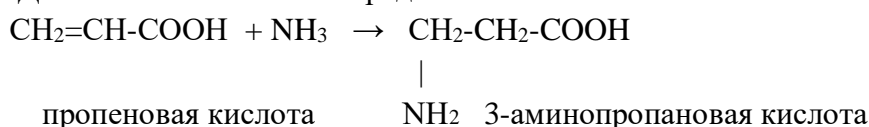
1. Действие аммиака на □-галоензамещенные кислоты.



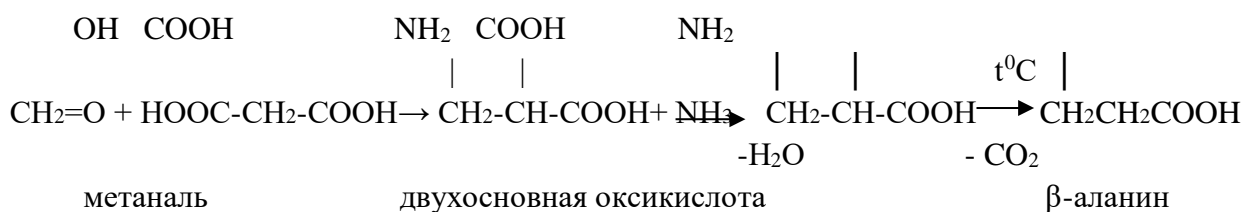
2. Реакция Штрекера (аминонитрильный синтез).



3. Действие аммиака на непредельные кислоты.

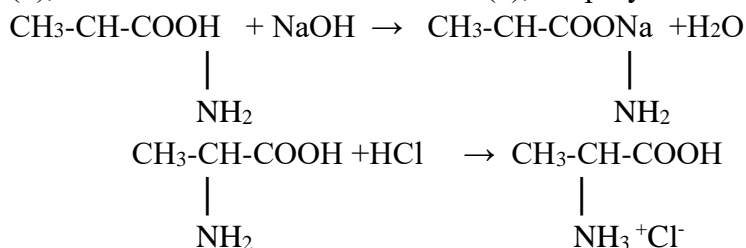


4. Способ Родионова (конденсация альдегидов и кетонов с малоновой кислотой).

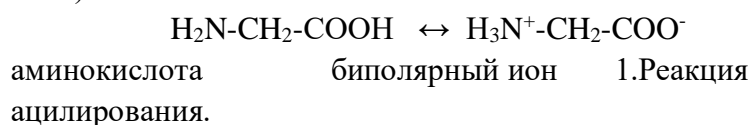


Химические свойства

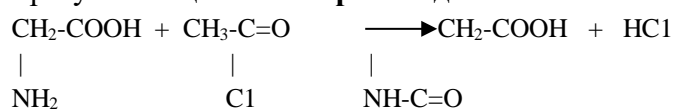
Наличие двух функциональных групп: амино- и карбоксильной определяет амфотерный характер аминокислот. Аминогруппа проявляет основные свойства (присоединяет протон водорода), карбоксильная – кислотные свойства (отщепляет протон водорода). В кислых растворах аминокислота проявляет основные свойства (1), в щелочных – кислотные (2), образуя соответствующие группы солей.



Особенностью аминокислот является образование биполярного иона (внутренней соли).



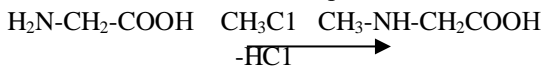
1. При взаимодействии аминокислот с ангидридами или галогенангидридами образуются **ацильные производные** аминокислот.



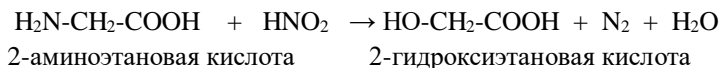
CH₃

N-ацетиламиноуксусная кислота

2. Реакция алкилирования.



3. Реакция с азотистой кислотой.

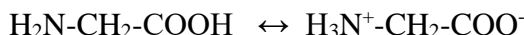


Оборудование и реактивы: пробирки, штатив, спиртовка, универсальная индикаторная бумага, индикаторы (метиловый оранжевый, фенолфталеин), глицин (аминоуксусная кислота), порошок оксид меди (II), нитрит натрия (10%), соляная кислота(10%), гидроксид натрия (10%).

Опыт 1. Отношение аминокислот к индикаторам.

В две пробирки наливают по 10 капель раствора глицина и добавляют по две капли растворов индикаторов: в одну пробирку метилового оранжевого, в другую фенолфталеин. Как изменилась индикаторов? Затем наносим одну каплю на универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдается?

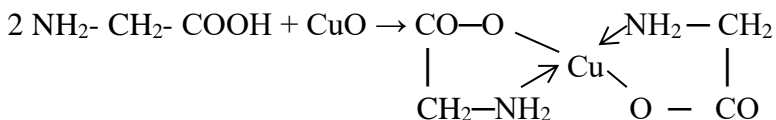
Аминокислоты обладают амфотерными свойствами, поэтому водные растворы одноосновных моноаминокислот нейтральны по отношению к индикаторам.



Опыт 2. Образование медной соли аминокислотной кислоты.

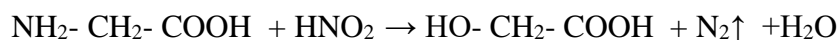
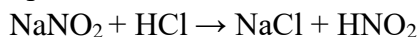
В пробирку насыпают немного порошка оксида меди (II) и наливают 6-8 капель раствора глицина, смесь нагревают при встряхивании в течение 2-3 минуты, затем пробирку ставят в штатив, чтобы осел избыток порошка оксида меди. После отстаивания к раствору добавляют 2 капли гидроксида натрия.

Для α-аминокислот характерно образование медных солей, (внутренние комплексные соли) окрашенных в синий цвет



Опыт 3. Действие азотистой кислоты на аминокислоты. В пробирку наливают 1 мл. раствора глицина, 1мл. нитрита натрия и 1мл. хлороводородной кислоты (соляной). Пробирку встряхивают, обильно выделяется газ.

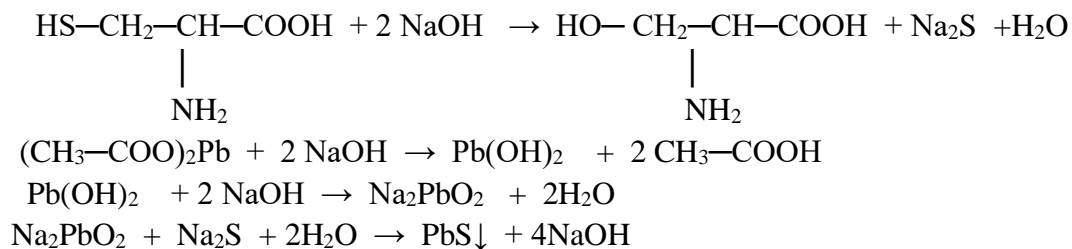
На этой реакции основано количественное определение аминогрупп в аминокислотах.



Опыт 4. Сульфгидрильная реакция.

Это качественная реакция на серосодержащие аминокислотные радикалы (цистин, цистеин). Черное окрашивание обусловлено образованием осадка PbS: В пробирку

прилейте 1 мл раствора яичного белка и добавьте 1,5 мл 30 %-го гидроксида натрия (NaOH). Кипятите, щелочной раствор 2–3 мин. К горячему раствору добавьте по 0,5 мл ацетата свинца ((CH₃COO)₂Pb) и вновь нагрейте до образования черного осадка.



Опыт 5. Ксантопротеиновая реакция.

Ксантопротеиновая реакция является качественной на аминокислотные радикалы, содержащие ароматические фрагменты (тирозин, триптофан, фенилаланин) – желтое окрашивание обусловлено образованием полинитросоединений:

В пробирку прилить 1 мл раствора яичного белка и добавить по 4–5 капель концентрированной азотной кислоты (HNO₃). Пробирку нагреть на пламени спиртовки в течение 2–3 мин. Наблюдается изменением окраски.



Вопросы для защиты:

1. Какие виды изомерии характерны для аминокислот?
2. В чем проявляется амфотерный характер аминокислот?
3. Что такое биполярный ион и как он образуется?
4. С помощью, какой реакции можно различить аминокислоты?
5. Какие реакции протекают только по аминогруппе?
6. Какие реакции протекают только по карбоксильной группе?
7. Какие реакции протекают с α-аланином при изменении pH-среды?

Критерии оценки практических работ:

Оценка «5» ставится: практическая работа выполнена в полном объеме, в соответствии с заданием, с соблюдением последовательности выполнения, выполнена без ошибок; оформлена аккуратно. Оценка «4» ставится: практическая работа выполнена в полном объеме, в соответствии с заданием, с соблюдением последовательности выполнения, частично с помощью преподавателя, присутствуют незначительные ошибки; работа оформлена аккуратно.

Оценка «3» ставится: практическая работа выполнена в полном объеме, в соответствии с заданием, частично с помощью преподавателя, присутствуют ошибки; по оформлению работы имеются замечания.

Оценка «2» ставится: обучающийся не подготовился к практической работе, допустил грубые ошибки, по оформлению работы имеются множественные замечания.