

Департамент внутренней и кадровой политики Белгородской области
Областное государственное автономное
профессиональное образовательное учреждение
«Белгородский индустриальный колледж»

Рассмотрено
цикловой комиссией
Протокол заседания № 1 .
от «31» августа 2020 г.
Председатель цикловой
комиссии _____ Горлова Е. В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
по выполнению лабораторных работ
по дисциплине
ОУД.11 «ХИМИЯ»

по специальности
19.02.10 Технология продукции общественного питания
Квалификация техник-технолог

	Разработчик: Преподаватель Белгородский индустриальный колледж Коновалова Ю. Б.
--	---

Белгород 2020 г.

Содержание

	Стр.
1. Пояснительная записка	3
1.1. Краткая характеристика дисциплины, ее цели и задачи. Место лабораторных работ в курсе дисциплины	3
1.2. Организация и порядок проведения лабораторных работ	3
1.3. Общие указания по выполнению лабораторных работ	4
1.4. Критерии оценки результатов выполнения лабораторных работ	5
2. Тематическое планирование лабораторных работ	7
3. Содержание лабораторных работ	7
Тема 1.9. Получение ацетилена, изучение его свойств	8
Лабораторная работа № 1. Получение ацетилена, изучение его свойств	8
Тема 1.13. Химические свойства спиртов и фенолов	12
Лабораторная работа № 2. Химические свойства спиртов и фенолов	12
Тема 1.18. Химические свойства карбоновых кислот	17
Лабораторная работа № 3. Химические свойства карбоновых кислот.	17
Тема 2.13. Реакции ионного обмена	20
Лабораторная работа № 1. Реакции ионного обмена.	20
Лабораторная работа № 2. Испытание растворов солей индикаторами. Гидролиз солей	
Тема 2.18. Свойства оксидов и гидроксидов.	22
Лабораторная работа № 3. Свойства оксидов и гидроксидов.	22
Лабораторная работа № 4. Свойства хроматов и дихроматов. Качественные реакции на ионы железа	
Тема 2.20. Качественные реакции на анионы	24
Лабораторная работа № 5 Качественные реакции на анионы.	24
Тема 2.21. Решение экспериментальных задач	
Лабораторная работа № 6 Решение экспериментальных задач.	26
4. Информационное обеспечение обучения	28

1. Пояснительная записка.

1.1. Краткая характеристика дисциплины, ее цели и задачи. Место лабораторных работ в курсе дисциплины.

Дисциплина ОУД.11 «Химия» является частью рабочей основной образовательной программы в соответствии с ФГОС по специальности СПО Технология продукции общественного питания.

Дисциплина изучается в I - II семестрах. В целом рабочей программой предусмотрено 14 часов на выполнение лабораторных работ, что составляет 18 % от обязательной аудиторной нагрузки, которая составляет 78 часов, при этом максимальная нагрузка составляет 162 часа, из них 25 часов приходится на самостоятельную работу обучающихся.

Цель настоящих методических рекомендаций: оказание помощи обучающимся в выполнении лабораторных работ по дисциплине ОУД.11 «Химия», качественное выполнение которых поможет обучающимся освоить обязательный минимум содержания дисциплины и подготовиться к промежуточной аттестации в форме дифференцированного зачета.

1.2. Организация и порядок проведения лабораторных работ.

Лабораторные работы проводятся после изучения теоретического материала. Введение лабораторных работ в учебный процесс служит связующим звеном между теорией и практикой. Они необходимы для закрепления теоретических знаний, а также для получения практических навыков и умений. При проведении лабораторных работ задания, выполняются студентом самостоятельно, с применением знаний и умений, усвоенных на предыдущих занятиях, а также с использованием необходимых пояснений, полученных от преподавателя. Обучающиеся должны иметь методические рекомендации по выполнению лабораторных работ, конспекты лекций, измерительные и чертежные инструменты, средство для вычислений.

1.3. Общие указания по выполнению лабораторных работ.

Курс лабораторных работ по дисциплине ОУД.11 «Химия» предусматривает проведение 10 работ, посвященных изучению:

- реакций ионного обмена;
- испытания растворов солей индикаторами. Гидролизу солей;
- химических свойств металлов, оксидов и гидроксидов;
- свойств хроматов и дихроматов. Качественных реакций на катионы железа;
- качественных реакций на анионы;
- решению экспериментальных задач по теме «Неметаллы»;
- получения этилена и ацетилена, изучение их свойств;
- химических свойств спиртов и фенолов;
- химических свойств карбоновых кислот;
- химических свойств глюкозы, сахарозы, крахмала.

При подготовке к проведению лабораторной работы необходимо:

- внимательно изучить содержание и порядок проведения лабораторной работы, а также безопасные приёмы её выполнения;
- подготовить к работе рабочее место, убрать посторонние предметы;
- приборы и оборудование разместить так, чтобы исключить их падение и опрокидывание;

- точно выполнять все указания преподавателя, без его разрешения не приступайте к началу эксперимента;
- при работе со спиртовкой беречь одежду и волосы от воспламенения, не зажигать одну спиртовку от другой, не извлекать горелку с фитилём, не задувать пламя спиртовки ртом, а гасите его, накрывая специальным колпачком;
- при нагревании жидкости в пробирке используйте специальные держатели (штативы), отверстие пробирки не направлять на себя и на своих товарищей;
- во избежание ожогов, жидкость и другие физические тела нагревайте не выше 60-70 °С. Не брать их незащищенными руками;
- соблюдать осторожность при обращении с приборами из стекла и лабораторной посудой, не бросать, не ронять и не ударять их;
- следить за исправностью всех креплений в приборах и приспособлениях, не прикасаться и не наклоняться близко к вращающимся и движущимся частям механизмов;
- не оставлять без надзора не выключенные электрические устройства и приборы;
- при обнаружении неисправности в работе электрических устройств, находящихся под напряжением, повышенном их нагревании, появлении запаха горелой изоляции, искрения и т.д. немедленно отключите источник электропитания и сообщите об этом преподавателю;
- в случае, если разбились приборы из стекла, не собирать их осколки незащищенными руками, а использовать для этой цели щетку и совок;
- при разливе легковоспламеняющейся жидкости и ее загорании немедленно сообщить об этом преподавателю и по его указанию покинуть помещение;
- при получении травмы сообщить об этом преподавателю, который окажет первую помощь, при необходимости отправит в ближайшее лечебное учреждение;
- разборку установки для нагревания жидкости производите после её остывания;
- привести в порядок рабочее место, сдать преподавателю приборы, оборудование, материалы и тщательно вымыть руки с мылом.

Порядок выполнения лабораторных работ:

1. Уяснить цель выполнения работы. Составить план действий, необходимых для достижения поставленной цели.
2. Проверить свою подготовленность к выполнению работы, в случае затруднений обратиться к теоретическому материалу учебника.
3. Проверить наличие на лабораторном столе необходимого оборудования и материалов.
4. Ознакомиться с описанием лабораторной работы. Если возникли сомнения, проконсультироваться у преподавателя или лаборанта. Если вопросов нет, приступить к работе.
5. Вначале записать в тетрадь дату, номер работы, тему, цель и перечень применяемого оборудования.
6. Кратко описать ход эксперимента, в случае необходимости рассчитать цену деления шкалы измерительного прибора, нарисовать схему. Обдумать работу, затем приступить к её выполнению.
7. В процессе выполнения эксперимента заполнить таблицу результатов измерений и вычислений.
8. Используя расчётную формулу, выполнить необходимые расчёты, определить относительную погрешность, записать все вычисления в тетрадь.
9. Сформулировать выводы на основании полученных результатов, записать их в тетради. При затруднении можно использовать следующие формулировки:

- получил навыки исследования;
- познакомился с приборами к данной лабораторной работе, приобрел навыки работы с ними;
- научился получать рабочую формулу для расчета определяемой величины;
- научился вычислять среднее значение экспериментальных данных;
- научился, сравнивая полученное экспериментальное значение физической величины с табличными данными, определять материал, из которого сделаны исследуемые тела.

10. В конце занятия привести в порядок стол и сдать рабочее место преподавателю или лаборанту.

11. Лабораторные работы выполняются в соответствии с расписанием, защищаются в начале следующего занятия.

12. Содержание отчета проходит по следующей схеме:

- тема;
- цель работы;
- краткое описание эксперимента;
- результаты опыта;
- теоретическое обоснование;
- вывод.

1.4. Критерии оценки результатов выполнения лабораторных работ.

Критериями оценки результатов работы обучающихся являются:

- уровень усвоения обучающимся учебного материала;
- умение обучающегося использовать теоретические знания при выполнении практических задач;

Освоение содержания учебной дисциплины «Химия», обеспечивает достижение студентами следующих результатов:

Л1 чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;

Л2 готовность к продолжению образования и повышению квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;

Л3 умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности.

М1 использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

М2 использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

П1 сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

П2 владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

П3 владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

П4 сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

П5 владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

П6 сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

- обоснованность и четкость изложения материала;
- уровень оформления работы.
- анализ результатов.

Критерии оценивания лабораторной работы

Оценка	Критерии оценивания
5	Работа выполнена в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения, содержит результаты и выводы, все записи, таблицы, рисунки, чертежи, графики выполнены аккуратно. Обучающийся владеет теоретическим материалом, формулирует собственные, самостоятельные, обоснованные, представляет полные и развернутые ответы на дополнительные вопросы.
4	Работа выполнена в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения, содержит результаты и выводы, все записи, таблицы, рисунки, чертежи, графики выполнены аккуратно. Обучающийся владеет теоретическим материалом, допуская незначительные ошибки на дополнительные вопросы.
3	Работа выполнена в полном объеме, содержит результаты и выводы, все записи, таблицы, рисунки, чертежи, графики выполнены аккуратно. Обучающийся владеет теоретическим материалом на минимально допустимом уровне, допуская ошибки на дополнительные вопросы.
2	Работа выполнена не полностью. Студент практически не владеет теоретическим материалом, допускает ошибки при ответе на дополнительные вопросы.

2. Тематическое планирование лабораторных работ.

	Наименование тем	Вид и название работы студента	Количество часов на выполнение работы
Раздел 1	Общая и неорганическая химия		6
1.5	Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация	Лабораторная работа №1 «Реакции ионного обмена».	1
		Лабораторная работа №2 «Испытание растворов солей индикаторами. Гидролиз солей».	1
1.7	Металлы	Лабораторная работа №3 «Химические свойства металлов, оксидов и гидроксидов».	1
		Лабораторная работа №4 «Свойства хроматов и дихроматов. Качественные реакции на катионы железа».	1
1.8	Неметаллы	Лабораторная работа №5 «Качественные реакции на анионы».	1
		Лабораторная работа №6 «Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»».	1
Раздел 2	Органическая химия		8
2.2.2.	Непредельные углеводороды	Лабораторная работа №1 «Получение этилена и ацетилен, изучение их свойств».	2
2.3.1.	Спирты и фенолы	Лабораторная работа №2 «Химические свойства спиртов и фенолов».	2
2.3.3.	Карбоновые кислоты	Лабораторная работа №3 «Химические свойства карбоновых кислот».	2
2.3.5.	Углеводы	Лабораторная работа №4 «Химические свойства глюкозы, сахарозы, крахмала».	2
Итого:			14

3. Содержание лабораторных работ.

Тема 1.9. Реакции ионного обмена.

Лабораторная работа №1.

«Реакции ионного обмена».

Цель: ознакомиться на практике с реакциями ионного обмена различных типов и условиями их протекания.

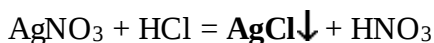
Оборудование: Штатив с 4 пробирками, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

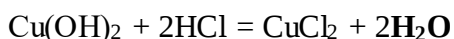
Реакциями ионного обмена называют реакции между растворами электролитов, в результате которых они обмениваются своими ионами.

Реакции ионного обмена протекают до конца (являются практически необратимыми) в тех случаях, если образуются слабый электролит, осадок (нерастворимое или малорастворимое вещество), газ.

Примеры:



Реакция протекает до конца, так как выпадает осадок хлорида серебра



Реакция идет до конца, так как образуется слабый электролит вода



Реакция протекает до конца, так как образуется углекислый газ

Правила написания уравнений реакций в ионном виде:

1. Записывают формулы веществ, вступивших в реакцию, ставят знак «равно» и записывают формулы образовавшихся веществ. Расставляют коэффициенты.

2. Пользуясь таблицей растворимости, записывают в ионном виде формулы веществ (солей, кислот, оснований), обозначенных в таблице растворимости буквой «Р» (хорошо растворимые в воде), исключение – гидроксид кальция, который, хотя и обозначен буквой «М», все же в водном растворе хорошо диссоциирует на ионы.

3. Нужно помнить, что на ионы не разлагаются металлы, оксиды металлов и неметаллов, вода, газообразные вещества, нерастворимые в воде соединения, обозначенные в таблице растворимости буквой «Н». Формулы этих веществ записывают в молекулярном виде. Получают полное ионное уравнение.

4. Сокращают одинаковые ионы до знака «равно» и после него в уравнении. Получают сокращенное ионное уравнение.

Алгоритм составления реакций ионного обмена (РИО)

в молекулярном, полном и кратком ионном виде:

1) Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие сульфата меди (II) и гидроксида натрия: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
2) Используя таблицу растворимости указываем растворимость веществ	Р Р Р Н

воде: - Если продукт является М или Н – оно выпадает в осадок, справа от химической формулы ставим знак ↓ - Если продукт является газом, справа от химической формулы ставим знак ↑	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ Молекулярный вид
3) Записываем уравнение РИО в полном ионном виде. Какие вещества диссоциируют см. в таблице.	$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ Полный ионный вид
4) Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции. <i>Помните! РИО необратима и практически осуществима, если в продуктах образуются:</i> <u>газ, вода, осадок</u>	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ:

ОПЫТ № 1. В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

ОПЫТ № 2. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

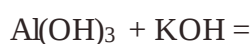
ОПЫТ № 3. Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

ОПЫТ № 4. Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

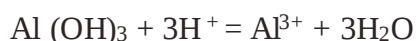
По итогам проведенных опытов сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.

Контрольные вопросы:

1. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций образования малодиссоциирующих соединений или газов:



2. Напишите в молекулярной форме уравнения реакций, соответствующие следующим ионным уравнениям:



Лабораторная работа № 2

Испытание растворов солей индикаторами. Гидролиз солей.

Цель: изучить свойства сложных неорганических веществ.

Оборудование: пробирки, штативы, растворы: HCl , NaOH , K_2CO_3 , неорганические вещества: ZnCl_2 , Na_2S , MgCO_3 , NaNO_3 , универсальные индикаторы.

Краткое теоретическое обоснование:

Гидролиз – это процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита. Все соли можно разделить на 4 группы:

1. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой (K_2SO_4 , NaNO_3 ,) – гидролиз не идет, среда нейтральная $\text{pH} = 7$.

2. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой (MgCO_3 , Al_2S_3 , $\text{Zn(NO}_2)_2$) - гидролиз протекает практически в нейтральной среде pH ближе к 7, гидролиз идет по катиону и аниону.

3. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (например: Na_2CO_3 , K_2S , $\text{Ba(NO}_2)_2$, CH_3COOLi) - гидролиз протекает в щелочной среде $\text{pH} > 7$, гидролиз идет по аниону.

4. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой (MgSO_4 , AlCl_3 , $\text{Zn(NO}_3)_2$) - гидролиз протекает в кислой среде $\text{pH} < 7$, гидролиз идет по катиону.

Глубина гидролиза зависит от температуры (чаще всего ее приходится повышать) и концентрации раствора (при разбавлении раствора гидролиз усиливается). Если продукты гидролиза летучи, или нерастворимы, то он необратим.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1. В одну пробирку налейте 3-4 мл соляной кислоты, во вторую – столько же раствора гидроксида натрия, в третью – карбоната калия.

При помощи универсального индикатора определите состав каждой пробирки.

1 пробирка _____

Цвет индикатора _____

2 пробирка _____

Цвет индикатора _____

3 пробирка _____

Цвет индикатора _____

Опыт № 2. Гидролиз соли по катиону. В пробирку насыпать 1 г хлорида цинка, растворить в воде и опустить в полученный раствор полоску универсального индикатора.

Наблюдения _____

Запишите уравнение гидролиза соли.

Опыт № 3. Гидролиз соли по аниону. В пробирку насыпать 1 г сульфида натрия, растворить в воде и опустить в полученный раствор полоску универсального индикатора.

Наблюдения _____

Запишите уравнение гидролиза соли.

Опыт № 4. Гидролиз соли по катиону и аниону. В пробирку насыпать 1 г карбоната магния, растворить в воде и опустить в полученный раствор полоску универсального индикатора.

Наблюдения _____

Запишите уравнение гидролиза соли.

Опыт № 5. Гидролиз соли не идет. В пробирку насыпать 1 г нитрата натрия, растворить в воде и опустить в полученный раствор полоску универсального индикатора.

Наблюдения _____

Запишите уравнение гидролиза соли.

Сделайте общий вывод.

Контрольные вопросы:

1. Произведение растворимости.
2. Растворимость и ее связь с произведением растворимости.
3. Условия образования и растворения осадков.
4. Ионно-обменные реакции.
5. Направление протекания ионно-обменных реакций.
6. Реакции нейтрализации.

Тема 1.7. Металлы.

Лабораторная работа №3.

Химические свойства металлов, оксидов и гидроксидов.

Цель работы: изучить химические свойства металлов научиться составлять уравнения реакций взаимодействия металлов с водой, кислотами, щелочами.

Оборудование: спиртовка, штатив с бюреткой, держатель для пробирок, пинцет, шпатели, фильтровальная бумага, пробирки, пипетки, стеклянная трубочка, фарфоровая чашка, индикаторы: фенолфталеин и метиловый оранжевый, дистиллированная вода, порошкообразные CuO, MgO, CaO, ZnO, металлические натрий, 0,5н. растворы CuSO₄, Al₂(SO₄)₃, 2н. растворы NaOH, H₂SO₄, HNO₃, HCl, 30% раствор NaOH, фенолфталеин, железо, цинк, медь, алюминий.

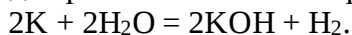
ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Металлы, имея низкие потенциалы ионизации, легко отдают валентные электроны и образуют положительно заряженные ионы.

Поэтому металлы в химических реакциях являются восстановителями и способны взаимодействовать с различными веществами – окислителями.

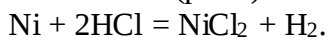
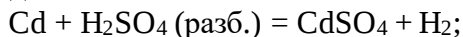
Рассмотрим некоторые типичные случаи такого взаимодействия.

1. Металлы высокой химической активности могут разлагать воду с вытеснением водорода при комнатных температурах:

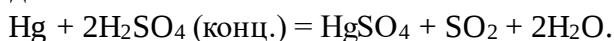


2. С кислотами металлы реагируют различно в зависимости от активности самого металла и окислительных свойств кислоты:

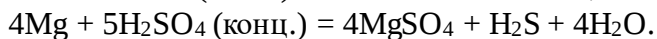
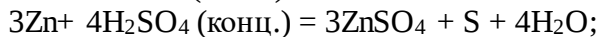
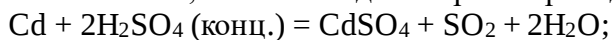
А) В разбавленной серной кислоте и в растворах галогеноводородов окислителем является ион H⁺, поэтому в них растворяются металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода:



Б) Концентрированная серная кислота является окислителем за счет S⁺⁶ и может при нагревании окислять металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода. Продукты ее восстановления могут быть различными в зависимости от активности металла. При взаимодействии с малоактивными металлами кислота восстанавливается до SO₂:

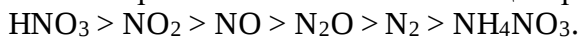


При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как SO₂, так и свободная сера и сероводород:

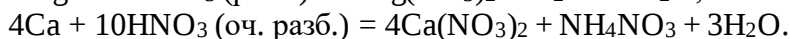
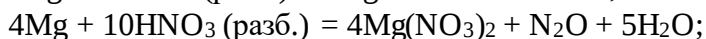
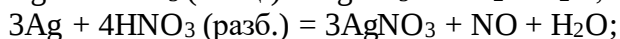
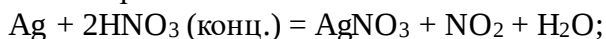


В этих реакциях часть молекул серной кислоты играют роль среды.

В) Азотная кислота является сильнейшим окислителем за счет N⁺⁵. Продукты восстановления различны и зависят от концентрации кислоты и активности металла:

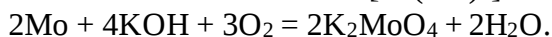
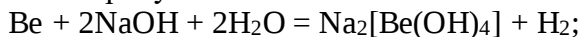


При реакциях с концентрированной кислотой чаще всего выделяется NO₂. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами выделяется NO. В случае более активных металлов выделяется N₂O. Сильно разбавленная азотная кислота взаимодействует с активными металлами с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония.



Al, Fe, Cr с концентрированной азотной кислотой пассивируются.

3. Со щелочами реагируют металлы, дающие амфотерные гидроксиды (бериллий, цинк, алюминий, олово, свинец), а также металлы, обладающие высокими степенями окисления в присутствии сильных окислителей:



Выполнение работы:

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой.

В пробирку с водой добавить несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек натрия (или кальция) из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Ножом отрезать небольшую часть (размером со спичечную головку) и пинцетом перенести в пробирку с водой. Что наблюдается?

Письменно ответить:

1. Составить уравнение реакции взаимодействия натрия с водой.
2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с водой.

Опыт 2. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.

· В три пробирки налить по 2-3 мл разбавленной серной кислоты и опустить в одну из них кусочек железа, в другую - цинка, в третью - меди. Какие металлы реагируют с кислотами?

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной серной кислоты. В одну из них опустить кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Обе пробирки слегка нагреть. Наблюдать выделение серы и по запаху определить выделяющийся газ в первой пробирке. Какой газ выделяется во второй пробирке?

Письменно ответить:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленной серной кислотой.
2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с разбавленной серной и соляной кислотами.
3. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной серной кислотой.
4. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой.

Опыт 3. Действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы.

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл разбавленной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Слегка нагреть обе пробирки. Наблюдать выделение газа.

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Какой газ выделяется?

Письменно ответить:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с разбавленной азотной кислотой.
2. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной азотной кислотой.
3. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной и разбавленной HNO_3 .

Опыт 4. Действие щелочи на металлы.

В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. В одну из них насыпать небольшое количество цинковых опилок, в другую - алюминиевого

порошка. Если реакция не идет, слегка нагреть. Когда начнется интенсивное выделение газа, поднести к отверстиям пробирок зажженную лучинку. Что наблюдается?

Письменно ответить:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и алюминия с раствором щелочи.

2. Сделать вывод, какие металлы реагируют со щелочами.

Опыт 5. Получение оксидов разложением гидроксидов.

В пробирку налить 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавить раствор щелочи до образования осадка. Содержимое пробирки нагреть до изменения цвета осадка.

Письменно ответить:

1. Написать уравнения происходящих реакций.

2. Объяснить наблюдаемые изменения.

Опыт 6. Отношение оксидов к воде.

Небольшое количество оксида кальция (на кончике шпателя) поместить в пробирку и прилить дистиллированную воду до растворения оксида. Прибавить две капли спиртового раствора фенолфталеина. Отметить окраску раствора, объяснить наблюдения и написать уравнение реакции.

Аналогичный опыт проделать с оксидом магния, для его растворения в воде содержимое пробирки нагреть до кипения.

Проделать то же самое с небольшим количеством оксида меди (II).

Письменно ответить:

1. Объяснить наблюдения.

2. Написать уравнение реакции.

3. Объяснить различное отношение оксидов кальция, магния и меди к воде.

Опыт 7. Взаимодействие оксидов с основаниями и кислотами.

В две пробирки поместить небольшое количество оксидов меди (II) и цинка. В каждую пробирку прилить по 3 – 4 мл 30% раствора щелочи. Пробирки нагреть.

В пробирку поместить небольшое количество оксида меди (II), добавить 3 – 4 мл раствора серной кислоты, содержимое пробирки нагреть.

Письменно ответить:

1. Объяснить различное отношение оксидов меди и цинка к щелочи.

2. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 8. Получение растворимого основания.

В фарфоровую чашку налить до половины дистиллированной воды, прибавить две капли спиртового раствора фенолфталеина. Из склянки с реактивом извлечь пинцетом кусочек натрия величиной размером со спичечную головку, освободить его фильтровальной бумагой от керосина и опустить в чашку с водой. Наблюдать за ходом реакции.

Письменно ответить:

1. Объяснить изменение окраски раствора.

2. Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Получение нерастворимого основания.

В пробирку к 2 мл раствора сульфата алюминия добавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия.

Письменно ответить:

1. Написать уравнение реакции.

2. Объяснить образование осадка.

Лабораторная работа № 4.

Свойства хроматов и дихроматов. Качественные реакции на катионы железа.

Цель: доказать свойства веществ, образованных ионами металлов.

Реактивы и оборудование: дистиллированная вода; 2 н. раствор серной кислоты H_2SO_4 ; 6 н. раствор гидроксида калия KOH ; кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 ; 1 н. раствор хромата калия K_2CrO_4 ; 2 н. раствор гидроксида калия KOH ; 8 н. раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; штатив с пробирками; стеклянная палочка, растворы: соль Fe^{2+} , соль Fe^{3+} , красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; жёлтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, стеклянные трубочки, предметное стекло.

Теоритическая часть:

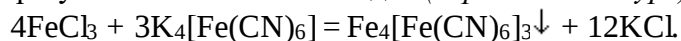
Железо образует два ряда оксидов и гидроксидов:

- FeO — оксид железа(II), черный; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа(II), белый; проявляют основные свойства;
- Fe_2O_3 — оксид железа(III), красно-бурый; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа(III), бурый; проявляют амфотерные свойства.

Соединения железа и их свойства

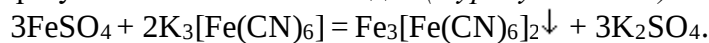
Химические свойства соединений железа	
Fe^{2+}	Fe^{3+}
1. Растворимые соли ионов железа Fe^{2+} и Fe^{3+} реагируют с растворами щелочей при комнатной температуре:	
$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (белый, зеленеет)	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ (бурый)
2. Гидроксид и оксид железа(II) вступают в реакцию с кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	2. Гидроксид железа(III) амфотерен, т.е. вступает в реакции с кислотами и концентрированными растворами щелочей: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$. Оксид железа(III) реагирует с кислотами и с основными оксидами: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{FeO}_2)_2$ (феррит кальция)
3. Гидроксиды железа (II) и (III) разлагаются при нагревании:	
$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4. Катионы железа(II) легко окисляются кислородом воздуха или другими окислителями до катионов железа(III). Поэтому белый осадок гидроксида железа(II) на воздухе сначала приобретает зеленую окраску, а затем становится бурым, превращаясь в гидроксид железа(III):	
$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ (зеленый) (бурый)	

1) При добавлении к раствору хлорида железа (III) раствора *желтой кровяной соли* образуется темно-синий осадок (*берлинская лазурь*).



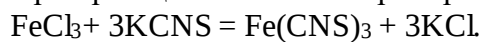
Это качественная реакция на ионы Fe^{3+} .

2) При взаимодействии раствора сульфата железа (II) с раствором *красной кровяной соли* образуется темно-синий осадок (*турбулева синь*):



Это качественная реакция на ионы Fe^{2+} .

3) Для обнаружения ионов Fe^{3+} используется также реакция с роданидом калия, при которой реакционная смесь приобретает красный цвет:



Выполнение работы:

Опыт 1. Переход хроматов в дихроматы и обратно.

В пробирку налейте 3-5 капель раствора хромата калия K_2CrO_4 . Затем добавьте в пробирку 3-5 капель раствора серной кислоты. К содержимому пробирки прибавьте 3-5 капель 2 н. раствора гидроксида калия KOH. Как изменится цвет раствора?

Письменно ответить:

1. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Окислительные свойства дихромата калия.

В пробирку налейте 3-5 капель дихромата калия. Добавьте в пробирку 3-5 капель серной кислоты. Затем прибавьте еще несколько крупинок сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдаются ли изменения цвета раствора в пробирке?

Письменно ответить:

1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции методом полуреакций.

Опыт № 4. Качественное определение Fe^{2+} в растворах.

На предметное стекло нанести 1 каплю раствора соли Fe^{2+} . Добавить 1 каплю $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте характерный признак реакции.

Письменно ответить:

1. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Сделайте выводы.

Опыт № 5. Качественное определение Fe^{3+} в растворах.

На предметное стекло нанести 1 каплю раствора соли Fe^{3+} . Добавить 1 каплю $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте характерный признак реакции.

Письменно ответить:

1. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Сделайте выводы.

Тема 1.8. Неметаллы.

Лабораторная работа № 5.

Качественные реакции на анионы.

Цель работы: изучить качественные реакции на анионы.

Оборудование и реактивы: пробирки, нитрат серебра, хлорид натрия, серная кислота, сульфат натрия, сульфат меди, хлорида бария, фосфат натрия, карбонат кальция (порошок), соляная кислота.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Анионы классифицируют по растворимости солей, либо по окислительно-восстановительным свойствам. Так многие анионы (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , F^- , PO_4^{3-} , CrO_4^{2-} и др.) имеют групповой реагент BaCl_2 в нейтральной или слабокислой среде, т.к. соли бария и этих анионов мало растворимы в воде. Групповым реагентом на ионы Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , CN^- , S^{2-} и др. служит AgNO_3 .

Для анионов S^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, играющих роль восстановителей, групповым реагентом будет перманганат калия KMnO_4 в кислой среде. Групповым признаком является обесцвечивание раствора.

Отдельные ионы могут быть обнаружены с помощью тех или иных специфических реакций. Например, при действии на анионы CO_3^{2-} сильной кислоты протекает реакция с выделением пузырьков диоксида углерода CO_2 . Сульфид-ион при действии сильных кислот переходит в сероводородную кислоту, которая выделяется из раствора в виде газообразного сероводорода H_2S .

Выполнение работы:

Опыт 1. Реакция на ион Cl^-

Налить в пробирку 1-2 мл раствора хлорида натрия и добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдается?

Опыт 2. Реакция на ион SO_4^{2-}

Налить в три пробирки по 1-2 мл растворов: в одну – серной кислоты, в другую – сульфата натрия, в третью – сульфата меди. В каждую пробирку добавить 1-2 мл раствора хлорида бария BaCl_2 . Что наблюдается?

Опыт 3. Реакция на ион PO_4^{3-}

Налить в пробирку 1-2 мл раствора фосфата натрия и добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Отметить цвет образующегося осадка.

Опыт 4. Реакция на ион CO_3^{2-}

Поместить в пробирку небольшое количество порошкообразного карбоната кальция и добавить соляной кислоты. Что наблюдается?

Контрольные вопросы:

1. Как подразделяются анионы на группы?
2. Дайте характеристику каждой группы анионов.
3. Чем анализ анионов отличается от анализа катионов?

Лабораторная работа № 6.

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы».

Цель работы: закрепление знаний по теме «Неметаллы», закрепление умений практически осуществлять последовательные превращения веществ.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия, сульфата аммония, сульфата натрия, хлорида бария, карбоната натрия, фосфата натрия, нитрата серебра, лакмуса, фенолфталеина.

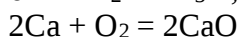
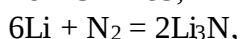
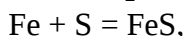
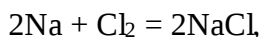
ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Химические элементы-неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие.

Атомы самого электроотрицательного элемента – фтора – не способны отдавать электроны, он всегда проявляет только окислительные свойства, другие элементы могут проявлять и восстановительные свойства, хотя намного в меньшей степени, чем металлы. Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород и хлор, преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера, йод.

Взаимодействие с простыми веществами

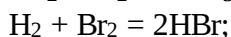
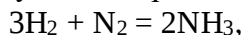
Взаимодействие с металлами:



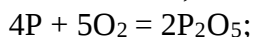
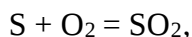
в этих случаях неметаллы проявляют окислительные свойства, они принимают электроны, образуя отрицательно заряженные частицы.

Взаимодействие с другими неметаллами:

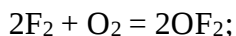
взаимодействуя с **водородом**, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения – ковалентные гидриды:



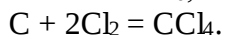
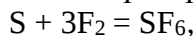
взаимодействуя с **кислородом**, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



при взаимодействии с **фтором** фтор является окислителем, а кислород – восстановителем:

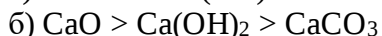
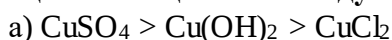


неметаллы взаимодействуют **между собой**, более электроотрицательный металл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя:



Выполнение работы:

Опыт 1. Используя имеющиеся реактивы, практически осуществить превращения веществ по следующей схеме:



Опыт 2. В трех пробирках находятся растворы:

а) карбонат натрия, силикат натрия, хлорид натрия;

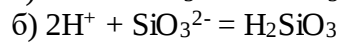
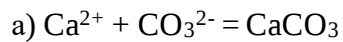
б) сульфат натрия, фосфат натрия, хлорид аммония;

Используя необходимые реактивы, распознайте каждый из растворов.

Опыт № 3.

- а) Проведите качественную реакцию на фосфат-ион.
- б) Проведите качественную реакцию на сульфат-ион.

Опыт № 4. Используя необходимые реактивы, осуществите реакции по схемам:



Контрольные вопросы:

1. Рассчитайте молярную массу $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
2. Определите массовую долю кислорода в $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
3. Определите массу, объём и количество молекул 0,2 моль CO_2 .
4. Определите количество вещества, массу и количество молекул 5,6 л H_2S .

Тема 2.2.2. Непредельные углеводороды.

Лабораторная работа №1.

Получение ацетилена и изучение его свойств

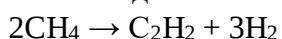
Цель: экспериментальное получение и изучение свойств ацетиленовых углеводородов.

Оборудование: реактивы, пробирки, карбид кальция CaC_2 (в кусочках).
Оборудование: газоотводная трубка с оттянутым концом, бромная вода, перманганат калия.

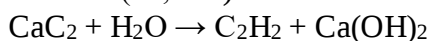
ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Ацетилен (или по международной номенклатуре - этин) - это непредельный углеводород, принадлежащий к классу алкинов. Химическая формула ацетилена - C_2H_2 . Атомы углерода в молекуле соединены тройной связью. Он является первым в своем гомологическом ряду. Представляет собой бесцветный газ. Очень огнеопасен.

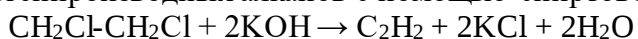
Получение: все методы промышленного получения ацетилена сходятся к двум типам: гидролиз карбида кальция и пиролиз различных углеводородов. Последний требует меньших энергозатрат, но чистота продукта довольно низкая. У карбидного метода - наоборот. Суть пиролиза заключается в том, что метан, этан или другой легкий углеводород при нагреве до высоких температур (от 1000°C) превращается в ацетилен с выделением водорода. Нагрев может осуществляться электрическим разрядом, плазмой или сжиганием части сырья. Но проблема состоит в том, что в результате реакции пиролиза может образовываться не только ацетилен, но и еще множество разных продуктов, от которых необходимо впоследствии избавляться.



Карбидный метод основан на реакции взаимодействия карбида кальция с водой. Карбид кальция получают из его оксида, сплавляя с коксом в электропечах. Отсюда и такой высокий расход энергии. Зато чистота ацетилена, получаемого таким способом, крайне высока (99,9 %).



В лаборатории ацетилен также можно получить дегидрогалогенированием дигалогенпроизводных алканов с помощью спиртового раствора щелочи.



Выполнение работы:

Опыт 1. Получение ацетилена из карбида кальция.

В пробирку наливаем 2-3 мл воды, опускаем кусочек карбида кальция и закрываем пробкой с газоотводной трубкой. После окончания опыта добавляем 1 каплю фенолфталеина. Наблюдаем бурное выделение газа, после добавления ф/ф раствор окрашивается в малиновый цвет.

Опыт 2. Горение ацетилена

Поджигаем выделяющийся ацетилен по газоотводной трубке. Ацетилен горит коптящим пламенем. Реакция используется при сварке, резке металла.

Опыт 3. Взаимодействие ацетилена с бромом.

Опускаем выделяемый ацетилен через бромную воду. Бромная вода обесцвечивается, с образованием - 1,1,2,2 - тетрабромэтан. Ацетилен легко присоединяет бром из бромной воды, реакция является качественной на непредельные углеводороды.

Опыт 4. Окисление ацетилена.

Пропускаем выделяющийся ацетилен через розовый раствор. Ацетилен легко окисляется раствором - KMnO_4 - эта реакция является качественной на непредельные углеводороды.



Контрольные вопросы:

1. Как получают ацетилен в промышленности?
2. Применение ацетилена?

Тема 2.3.1. Спирты и фенолы.

Лабораторная работа № 2.

Химические свойства спиртов.

Цель работы: экспериментально подтвердить химические свойства спиртов.

Оборудование: пробирки, реактивы, горелка.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

По причине своего строения спирты проявляют амфотерные свойства: основные и кислотные, далее детально на них остановимся:

- Кислотные свойства спиртов проявляются в способности отщепления протона гидроксигруппы. По мере роста длины углеродной цепи, объема ее радикала, а также степени разветвления и наличия в молекуле доноров, кислотность уменьшается.

- Основные свойства спиртов являются обратными к их кислотным свойствам, так как они выражаются в их способности, наоборот, присоединить протон.

Алкоголи и гликоли имеют особенность вступать в химические реакции замещения, отщепления и окисления. Опишем их детальнее:

- Реакции замещения протекают с образованием солей (алкоголятов и гликолятов металлов), а также сложных эфиров и галогенопроизводных.

- Во время реакций окисления спиртов образуются оксосоединения (альдегиды и кетоны).

Выполнение работы:

Опыт 1. Получение этилата натрия и его гидролиз.

Получение этилата натрия. В сухую пробирку поместите 3 капли этанола и внесите кусочек металлического натрия размером с рисовое зернышко, предварительно отжатого от керосина на фильтровальной бумаге. Соберите выделяющийся водород, прикрыв пробирку пробкой. Затем уберите пробку и быстро поднесите пробирку отверстием к пламени горелки. Смесь водорода с воздухом сгорает с характерным «лающим» звуком.

Гидролиз этилата натрия. Образовавшийся в пробирке белый осадок этилата натрия растворите добавлением 2-4 капель этанола и внесите в полученный раствор 1 каплю спиртового раствора фенолфталеина. После этого добавьте 1-2 капли воды. Отметьте появление малиновой окраски.

Опыт 2. Окисление этанола.

В пробирку поместите 2 капли этанола, 2 капли 5% раствора дихромата калия и 1 каплю раствора серной кислоты. Полученный оранжевый раствор слегка нагрейте над пламенем горелки до начала изменения цвета. Обычно уже через несколько секунд появляется зеленоватая окраска, характерная для солей хрома. Одновременно ощущается запах от ацетальдегида (запах антоновских яблок).

Вопросы:

1. Напишите схему реакции окисления этанола.
2. Какой окислитель использован в данном опыте? По какому признаку можно судить о протекающей восстановительной реакции этого реагента?

Опыт 3. «Получение фенолята натрия».

В пробирку поместите 5 капель воды и 1 каплю жидкого фенола. К полученной эмульсии добавьте 3 капли 10% раствора гидроксида натрия. Фенол растворяется в гидроксиде натрия. Содержимое пробирки сохраните для следующего опыта.

Вопросы:

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия фенола с гидроксидом

натрия. Какое свойство фенола проявляется в этой реакции?

2. Почему фенол в отличие от этанола способен взаимодействовать со щелочами?

Опыт 4. «Взаимодействие фенолята натрия с кислотами».

К раствору, полученному в опыте 3, добавьте несколько капель 10% раствора HCl. Раствор в пробирке мутнеет вследствие выделения свободного фенола, который мало растворим в воде.

Вопросы:

1. Напишите схему реакции взаимодействия фенолята натрия с HCl.
2. На основе проделанного опыта дайте сравнительную оценку кислотных свойств фенола, воды и HCl.

Опыт 5. «Бромирование фенола».

В пробирку поместите 2-3 капли 3% водного раствора фенола и 4-5 капель бромной воды. Пробирку встряхните. Образуется хлопьевидный белый осадок трибромфенола, обладающего характерным запахом.

Вопросы:

1. Напишите схему реакции взаимодействия фенола с бромом.
2. Почему бромирование фенола происходит без катализатора, тогда как бензол бромруется только в присутствии солей алюминия или железа?

Опыт 6. «Получение диэтилового эфира».

В пробирку поместите несколько капель этанола, добавьте 1 каплю раствора серной кислоты и подогрейте над пламенем горелки. Отметьте появление запаха. Напишите уравнение реакции.

Тема 2.3.3. Карбоновые кислоты.

Лабораторная работа № 3.

Химические свойства карбоновых кислот.

Цель: экспериментально подтвердить свойства карбоновых кислот.

Оборудование: пробирки, реактивы, горелка.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Карбоновые кислоты - органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп. Карбоксильная группа (сокращенно —COOH) - функциональная группа карбоновых кислот - состоит из карбонильной группы и связанной с ней гидроксильной группы. По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и т.д. Общая формула одноосновных карбоновых кислот $R-COOH$. Пример двухосновной кислоты - щавелевая кислота $HOOC-COOH$.

Выполнение работы:

Опыт 1. Диссоциация карбоновых кислот.

В первую пробирку поместите каплю уксусной кислоты. Во вторую - несколько кристалликов бензойной кислоты. В каждую пробирку добавьте по 3 - 5 капель воды. Вторую пробирку слегка нагрейте для ускорения растворения бензойной кислоты. По одной капле полученных растворов поместите на синюю лакмусовую бумагу, отметьте изменения окраски.

Опыт 2. Образование солей. Взаимодействие уксусной кислоты с оксидом меди (II).

В пробирку поместите немного порошка оксида меди (II) и добавьте 5 капель раствора уксусной кислоты. Пробирку слегка подогрейте. Отметьте изменения окраски, напишите схему реакции.

Опыт 3. Взаимодействие стеариновой и олеиновой кислот со щелочами.

В одну пробирку поместите немного стеариновой кислоты, а в другую 4-5 капель олеиновой кислоты. В обе пробирки добавьте по 2-3 мл дистиллированной воды и встряхните, а затем в обе пробирки добавьте по 1- 2 мл 20% раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения реакции.

Немного полученных растворов поместите в две пробирки, добавьте по 2-3 мл дистиллированной воды и встряхните. К образовавшемуся пенистому раствору добавьте по 1-2 мл известковой воды, встряхните, отметьте образование осадков. Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Отношение олеиновой кислоты к действию бромной воды и раствору перманганата калия.

В две пробирки налейте по 1 мл олеиновой кислоты. В одну добавьте 1 мл бромной воды, а в другую - столько же разбавленного раствора перманганата калия. Обе пробирки встряхните. Отметьте изменения окраски растворов. Какие свойства олеиновой кислоты доказывают эти реакции?

Контрольные вопросы:

1. Назовите лабораторный способ получения уксусной кислоты. Напишите уравнение реакции.
2. Какие свойства уксусной кислоты проявляются при взаимодействии её с магнием. Напишите уравнение реакции.
3. Какую реакцию применяют для удаления ионов $Fe(III)$ из раствора. Напишите уравнение реакции.

4. Какие особенности в строении имеет муравьиная кислота? Напишите уравнение реакций серебряного зеркала, окисление перманганатом калия и разложения муравьиной кислоты.

5. Сравните кислотные свойства щавелевой кислоты и уксусной. Какая кислота сильнее?

Тема 2.3.5. Углеводы.

Лабораторная работа № 4

Химические свойства глюкозы, сахарозы, крахмала.

Цель: изучить свойства глюкозы, сахарозы и крахмала.

Оборудование: штативы, пробирки, пробиркодержатель, спиртовки, глицерин, гидроксид натрия, раствор сульфата меди (II), подсолнечное масло, твердый животный жир, бромная вода, глюкоза, крахмальный клейстер.

ТЕОРИТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Углеводы - кислородсодержащие органические вещества, в которых водород и кислород находятся, как правило, в соотношении 2:1 (как и в молекуле воды). Общая формула большинства углеводов - $C_n(H_2O)_m$. Но этой общей формуле отвечают и некоторые другие соединения, не являющиеся углеводами, например: $C(H_2O)$ то есть $HCNO$ или $C_2(H_2O)_2$ то есть CN_2COOH . В линейных формах молекул углеводов всегда присутствует карбонильная группа (как таковая, или в составе альдегидной группы). И в линейной, и в циклической формах молекул углеводов присутствуют несколько гидроксильных групп. Поэтому углеводы относят к двуфункциональным соединениям. Углеводы по их способности гидролизоваться делятся на три основных группы: моносахариды, дисахариды и полисахариды. Моносахариды (например, глюкоза) не гидролизуются, молекулы дисахаридов (например, сахарозы) гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов, а молекулы полисахаридов (например, крахмала) гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов.

Моносахариды: Если в линейной форме молекулы моносахарида есть альдегидная группа, то такой углевод относится к альдозам, т. е. представляет собой альдегидоспирт (альдозу), если же карбонильная группа в линейной форме молекулы не связана с атомом водорода, то это кетоноспирт (кетоза). По числу атомов углерода в молекуле моносахариды делятся на триозы ($n = 3$), тетразы ($n = 4$), пентозы ($n = 5$), гексозы ($n = 6$) и т.д. В природе чаще всего встречаются пентозы и гексозы. Если в линейной форме молекулы гексозы есть альдегидная группа, то такой углевод относится к альдогексозам (например, глюкоза), а если только карбонильная, то - к кетогексозам (например, фруктоза).

Дисахариды: к дисахаридам относят сахарозу (тростниковый или свекловичный сахар), лактозу (молочный сахар). Молекулы дисахаридов гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов. Сахароза представляет собой дисахарид, образованный глюкозой и фруктозой.

Молекулярная формула сахарозы – $C_{12}H_{22}O_{11}$. Образование сахарозы происходит в клетках растений под действием ферментов. В 1953 году французским химиком Р. Лемье впервые в лабораторных условиях был осуществлён синтез сахарозы, который современники назвали «покорением Эвереста органической химии».

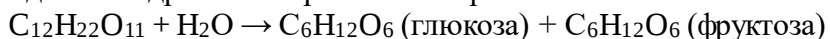
В промышленности сахарозу получают из сока сахарного тростника, сахарной свёклы и некоторых других растений.

Сахароза представляет собой хорошо растворимое в воде белое кристаллическое вещество и имеет сладкий вкус.

Химические свойства сахарозы

Сахароза не даёт реакции «серебряного зеркала». У сахарозы сохраняются свойства многоатомных спиртов, она образует растворимые в воде сахараты с гидроксидами металлов, в частности с гидроксидом кальция. Эта реакция используется для выделения и очистки сахарозы на сахарных заводах.

При нагревании водного раствора сахарозы в присутствии сильных кислот происходит её гидролиз с образованием равных количеств глюкозы и фруктозы.



Полученная смесь называется инвертным сахаром и используется для производства карамели, подслащивания пищевых продуктов, получения искусственного мёда, производства многоатомных спиртов.

Выполнение работы:

1. Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II).

Налейте в пробирку 1 см³ глицерина, добавьте столько же воды и встряхните. Затем добавьте в 2-3 раза больше воды. Перемешайте содержимое пробирки.

В пробирку налейте 1-2 см³ раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора сульфата меди (II).

К образовавшемуся осадку добавьте немного глицерина и перемешайте смесь стеклянной палочкой.

Сделайте вывод о растворимости глицерина в воде. Напишите молекулярное и краткое ионно-молекулярное уравнения этой реакции. Отметьте, какие изменения произошли. Сделайте соответствующий вывод о свойствах глицерина.

2. Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот.

Разбавьте уксусную кислоту наполовину водой и разлейте в четыре пробирки. В первую пробирку внесите 1-2 капли раствора лакмуса (отметьте цвет индикатора), затем нейтрализуйте кислоту раствором щелочи. Во вторую пробирку добавьте немного порошка магния, в третью — оксида меди (II), а в четвертую — карбоната натрия.

Отметьте цвет индикатора в 1-ой пробирке. Составьте полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций.

Сделайте вывод о свойствах уксусной кислоты.

3. Доказательства неопределённого характера жидкого жира.

В одну пробирку налейте 1-2 см³ подсолнечного масла, во вторую поместите кусочек твердого животного жира и нагрейте ее до расплавления жира. К содержимому каждой пробирки добавьте немного бромной воды и встряхните смеси.

Отметьте, в какой из пробирок бромная вода обесцветилась. О чем это свидетельствует? Составьте уравнение реакции.

4. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II).

Налейте в пробирку 2 см³ раствора гидроксида натрия и прибавьте не более трех капель раствора сульфата меди (II). К свежеприготовленному гидроксиду меди (II) добавьте 1 см³ раствора глюкозы. Встряхните смесь.

Нагрейте содержимое пробирки.

Что вы наблюдаете? Что доказывает данный опыт? Какие соединения вступают в аналогичную реакцию? Какие изменения вы наблюдаете? О чем они свидетельствуют? Какие вещества при нагревании с гидроксидом меди (II) ведут себя аналогичным образом? Составьте уравнение реакции глюкозы с гидроксидом меди (II) при нагревании.

5. Качественная реакция на крахмал.

К 0,5-1 см³ крахмального клейстера в пробирке добавьте каплю спиртового раствора йода.

Нагрейте полученную смесь крахмального клейстера с йодом. Нанесите несколько капель спиртового раствора йода на кусочек хлеба и на срез клубня картофеля.

Что вы наблюдаете? Какие изменения происходят? Восстанавливается ли прежняя окраска при охлаждении? Объясните наблюдаемое явление. Что вы наблюдаете?

Контрольные вопросы:

1. Молекулярная формула сахарозы – C₁₂H₂₂O₁₁.
2. Сахароза имеет более сложное строение, чем глюкоза.
3. Наличие гидроксильных групп в молекуле сахарозы легко подтверждается реакцией с гидроксидами металлов.

4. Информационное обеспечение обучения

Перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов, дополнительной литературы.

Основные источники:

1. Артеменко, А.И. Органическая химия: учебник / Артеменко А.И. — Москва: КноРус, 2018. — 528 с. — (СПО). — URL: <https://book.ru/book/924050>. — Текст: электронный.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия.: учебное пособие / Глинка Н.Л. — Москва: КноРус, 2019. — 748 с. — (СПО). — URL: <https://book.ru/book/932114>. — Текст: электронный.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебник / Глинка Н.Л. и др. - Москва: КноРус, 2018. - 240 с. - URL: <https://book.ru/book/924119>. - Текст: электронный.

Дополнительные источники:

1. Ерохин Ю.М. Химия [Текст]: учеб. для студентов учреждений среднего проф. образования / Ю. М. Ерохин. - 16-е изд., стер. - М.: Академия, 2013 [2011]. - 400 с. - (СПО. Общеобразовательные дисциплины).
2. Рудзитис Г.Е. Химия. Органическая химия. 10 класс [Текст]: учеб. для общеобразовательных учреждений с прил. на электрон. носителе: базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. - 13-е изд. - М.: Просвещение, 2009. - 192 с.: ил.
3. Стась, Н. Ф. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н. Ф. Стась. — Электрон. текстовые данные. — Томск : Томский политехнический университет, 2014. — 93 с. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/34718.html> .
4. Химия в таблицах и схемах [Электронный ресурс] / сост. Е. Л. Касатикова. — Электрон. текстовые данные. — СПб. : Виктория плюс, 2013. — 89 с. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/17887.html> .
5. Габриелян О.С. Химия: орган, химия: учеб. для 10 кл. общеобразоват. учреждений с углубл. изучением химии / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, А.А. Карпова-М, 2015.
6. Габриелян О.С. Общая химия: учеб. для 11 кл. общеобразоват. учреждений с углубл. изучением химии / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.Н. Соловьев, Ф.Н. Маскаев - М., 2005.
7. Габриелян О.С, Воловик В.В. Единый государственный экзамен: Химия: Сб. заданий и упражнений. - М., 2010.

Интернет- ресурсы:

1. Интернет-ресурс <https://resh.edu.ru/>
2. Интернет-ресурс. <https://elearning.academia-moscow.ru/>
3. Сайт преподавателей химии <http://lidijavk.ucoz.ru/index/0-2>
4. Сайт преподавателей химии <http://ok-marchukowa.narod.ru/index/0-8>,
5. Учебный портал химии РУДН <http://web-local.rudn.ru/web-local/prep/rj/index>.
6. Сайт химии России <http://chem-teacher.ru>.
7. Электронный учебно-методический журнал «Химия» <https://my.1september.ru>