

**ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«ГАЗПРОМ ТЕХНИКУМ НОВЫЙ УРЕНГОЙ»**

Сборник методических указаний
для студентов
по выполнению лабораторных работ
по учебной дисциплине
«Химия»
общеобразовательного цикла
программы подготовки специалистов среднего звена
по специальности естественно-научного профиля

Новый Уренгой 2016

Методические указания для выполнения лабораторных работ разработаны в соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Химия» на основе ФГОС СПО по специальности естественно-научного профиля 18.02.09 Переработка нефти и газа содержат требования по подготовке, выполнению и оформлению результатов лабораторных работ.


Методические указания по выполнению лабораторных работ адресованы студентам очной формы обучения.

РАЗРАБОТЧИК:

Елена Эдуардовна Прудникова, преподаватель высшей квалификационной категории

Данный сборник методических указаний
является собственностью

© ЧПОУ «Газпром техникум Новый Уренгой»

Рассмотрены на заседании ЦК
общеобразовательных дисциплин и
рекомендованы к применению
Протокол № 1 от «12» сентября 2016 г.
Председатель ЦК  Е.Э. Прудникова

Зарегистрированы в реестре программной и
учебно-методической документации

Регистрационный номер

104.МУ.ПН.БД.05.ЦКОД.001-16

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1.Правила поведения и техника безопасности при проведении лабораторных работ.....	7
2. Первая помощь при несчастных случаях	9
2.1 Первая помощь при ушибах и ранениях.....	9
2.2 Помощь при отравлениях	10
2.3 Первая помощь при ожогах.....	11
3. Порядок выполнения лабораторных работ.....	12
4. Требования к оформлению отчета.....	13
5. Критерии оценки лабораторных работ	14
6. Лабораторные работы	15
4.1 Получение и свойства этилена и ацетилена	15
4.2 Химические свойства спиртов и фенолов.	18
4.3 Химические свойства альдегидов и карбоновых кислот.....	21
4.4 Химические свойства углеводов	24
4.5 Свойства аминокислот и белков	28
4.6 Обнаружение витаминов в различных веществах. Действие ферментов ...	32
4.7 Скорость химических реакций.....	36
4.8 Реакция ионного обмена в растворах электролитов.....	40
4.9 Общие свойства металлов	46
4.10 Получение и свойства соединений неметаллов	48
4.11 Генетическая связь между классами неорганических и органических соединений	51
4.12 Свойства соединений хрома и марганца.....	53
4.13 Свойства элементов VIII группы побочной подгруппы и их соединений	48
Список использованных источников	43
Лист согласования.....	44

ВВЕДЕНИЕ

Уважаемый студент!

Методические указания по дисциплине «Химия» для выполнения лабораторных работ созданы Вам в помощь для работы на занятиях, подготовки к лабораторным работам, правильного составления отчетов.

Приступая к выполнению лабораторной работы, Вы должны внимательно прочитать цель занятия, ознакомиться с требованиями к уровню Вашей подготовки в соответствии с федеральными государственными стандартами третьего поколения (ФГОС-3), краткими теоретическими и учебно-методическими материалами по теме лабораторной работы, ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

Все задания к лабораторной работе Вы должны выполнять в соответствии с инструкцией, анализировать полученные в ходе занятия результаты по приведенной методике.

Отчет о лабораторной работе Вы должны выполнить согласно требованиям (раздел 4).

Наличие положительной оценки по лабораторным работам необходимо для получения зачета по дисциплине, поэтому в случае отсутствия на уроке по любой причине или получения неудовлетворительной оценки за лабораторную работу Вы должны найти время для ее выполнения или пересдачи.

Выполнение практических работ направлено на достижение следующих **целей**:

- обобщение, систематизация, углубление, закрепление полученных теоретических знаний;
- формирование умений, получение первоначального практического опыта по выполнению профессиональных задач в соответствии с требованиями к результатам освоения дисциплины;

- формирование умений, получение первоначального практического опыта по выполнению профессиональных задач в соответствии с требованиями к результатам освоения дисциплины;

- выработка при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как творческая инициатива, самостоятельность, ответственность, способность работать в команде и брать на себя ответственность за работу всех членов команды, способность к саморазвитию и самореализации.

Предусмотрено проведение 13 лабораторных работ для очной формы обучения.

Образовательные результаты, подлежащие проверке в ходе выполнения лабораторных работ – в совокупности лабораторные работы по учебной дисциплине «Химия» охватывают весь круг умений и знаний, перечисленных в рабочей программе УД «Химия» общеобразовательного цикла программы подготовки специалистов среднего звена по специальности естественно-научного профиля 18.02.09 Переработка нефти и газа.

Выполнение лабораторных работ направлено на формирование общих компетенций, предусмотренных во ФГОС СПО по специальности естественно-научного профиля:

ОК 2 Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3 Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 6 Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7 Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.

Внимание! Если в процессе подготовки к лабораторным работам или при решении задач у Вас возникают вопросы, разрешить которые самостоятельно не удастся, необходимо обратиться к преподавателю для получения разъяснений или указаний в дни проведения дополнительных занятий.

Время проведения дополнительных занятий можно узнать у преподавателя или посмотреть на двери его кабинета.

Желаем Вам успехов!!!

1 Правила поведения и техника безопасности при проведении лабораторных работ

1. Соблюдение требований настоящей инструкции обязательно для студентов, работающих в кабинете химии.
2. Допуск посторонних лиц в кабинет в момент проведения эксперимента разрешается только с разрешения преподавателя химии.
3. Во время работы в кабинете студенты обязаны быть в халатах и пользоваться средствами индивидуальной защиты (по указанию преподавателя), поддерживать порядок на рабочем месте.
4. Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо изучить по пособию порядок ее проведения. Следует соблюдать все указания преподавателя по безопасному обращению с реактивами и растворами, методам нагревания, наполнению сосудов и т.д.
5. Подготовленный к работе прибор необходимо показать преподавателю или лаборанту.
6. Запрещается проводить самостоятельно любые опыты, не предусмотренные данной работой.
7. Проводить опыт в чистой посуде.
8. Внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество.
9. Все опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых летучих и неприятно пахнущих веществ (например, выпаривание, кипячение растворов кислот, а также растворов, содержащих галогены, аммиак, сероводород, и т.п.) проводить только в вытяжном шкафу.
10. Выполняя опыты с взрывчатыми, легковоспламеняющимися веществами или кислотами и щелочами, помимо соблюдения других мер предосторожности, работать стоя. Поджигать выделяющиеся газы и пары можно только после предварительной проверки их на чистоту, так как смесь горючего газа с воздухом взрывается.

11. Наливая или нагревая реактивы, не наклоняться над сосудом, так как возможно разбрызгивание и даже выброс жидкости. Нагревая пробирки, колбы, стаканы, не держать их отверстием к себе или в сторону находящихся рядом товарищей.
12. Нюхать выделяющиеся газы издали, помахивая рукой от сосуда к себе.
13. Реактивы не пробовать на вкус, так как большинство из них ядовиты.
14. При работе с газоотводной трубкой убирать горелку из-под пробирки с реакционной смесью можно лишь тогда, когда конец газоотводной трубки, опущенный в жидкость, удален из нее. Если убрать горелку преждевременно, то жидкость засосет в реакционную пробирку и может произойти ее разбрызгивание.
15. Держать дальше от огня легковоспламеняющиеся вещества: эфир, бензин, спирт, бензол и др. Если воспламенится бензин, спирт или эфир, надо немедленно накрыть пламя асбестом или засыпать песком.
16. Осторожно пользоваться газовыми горелками или спиртовками, при появлении запаха немедленно закрыть газовые краны и прекратить все работы с огнем. Прежде чем открыть кран газовой горелки, зажечь спичку или лучинку. Спиртовку нельзя зажигать, наклоняя ее к другой горячей спиртовке; гасить спиртовку, накрывая ее сверху колпачком.
17. Запрещается прием пищи и напитков в кабинете химии.
18. Запрещается загромождать проходы портфелями, сумками.
19. При получении травм (порезы, ожоги), а также при плохом самочувствии учащиеся должны немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.
20. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя.
21. Обо всех разливах жидкостей, а также рассыпанных твердых реактивах нужно сообщить преподавателю или лаборанту. Самостоятельно убирать любые вещества запрещается.

22. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости, они должны сливаться в специальные сосуды на рабочих местах.
23. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.д. необходимо ставить в известность преподавателя или лаборанта. Устранять неисправности учащимся самостоятельно запрещается.
24. Запрещается оставлять без присмотра нагревательные приборы.
25. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указаниями преподавателя.
26. По окончании практических и лабораторных работ учащиеся обязаны вымыть руки с мылом.
27. При возникновении в кабинете во время занятий аварийных ситуаций (пожар, появление сильных посторонних запахов) не допускать паники и подчиняться только указаниям преподавателя.
28. В случае ожога, отравления, других травм оказать первую помощь.

2 Первая помощь при несчастных случаях

2.1 Первая помощь при ушибах и ранениях глаз

В первую очередь необходимо остановить кровотечение (жгут, пережатие сосуда, давящая повязка). Если рана загрязнена, грязь удаляется только вокруг, но ни в коем случае не из глубинных слоев раны. Кожу вокруг раны обеззараживают йодной настойкой или раствором бриллиантовой зелени и обращаются в медпункт.

Если после наложения жгута кровотечение продолжается, на рану накладывают стерильный тампон, смоченный 3%-ным раствором пероксида водорода, затем стерильную салфетку и туго бинтуют. Если повязка намокает от проступившей крови, новую накладывают поверх старой.

Первая помощь при ушибах – покой. На область ушиба накладывают давящую повязку и холод (например, лед в полиэтиленовом мешочке). Ушибленному органу придают возвышенное положение.

При небольшом ранении стеклом убрать осколки раны, продезинфицировать спиртом или йодом, забинтовать.

При ушибах головы пострадавшему обеспечивают полный покой и вызывают «скорую помощь».

Инородные тела, попавшие в глаз, разрешается удалить влажным тампоном. Затем промывают глаз водой из фонтанчика не менее 7-10 мин. для подачи воды можно также пользоваться чайником или лабораторной промывалкой.

При попадании в глаза едких жидкостей его промывают водой, как указано выше, затем раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия, в зависимости от характера попавшего вещества.

После заключительного ополаскивания глаза чистой водой под веки необходимо ввести 2 – 3 капли 30%-ного раствора альбуцида и направить пострадавшего в медпункт.

2.2 Помощь при отравлениях

Отравление кислотами: выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, после этого сделать два промывания желудка чистой теплой водой. Общий объем жидкости - не менее 6 л. При попадании внутрь концентрированных кислот и при потере сознания запрещается вызывать искусственную рвоту, применять карбонаты и гидрокарбонаты как противоядие (вместо оксида магния). В случае необходимости вызвать врача.

Отравление щелочами: выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же водного раствора уксусной кислоты с массовой долей вещества 2%. После этого сделать два промывания чистой теплой водой.

Отравление фенолом: выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же розового раствора перманганата калия и снова вызвать рвоту. Третье промывание сделать водным раствором этанола с массовой долей вещества 5% (объем не менее 1 л).

Отравление парами брома: дать нюхать с ватки нашатырный спирт (водный раствор аммиака с массовой долей вещества 10%), затем промыть слизистые оболочки носа и горла водным раствором гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2%.

Отравление газами: чистый воздух и покой, в тяжелых случаях - кислород.

2.3 Первая помощь при ожогах

Ожоги: при любом ожоге запрещается пользоваться жирами для обработки обожженного участка. Запрещается также применять красящие вещества (растворы перманганата калия, бриллиантовой зелени, йодной настойки)

При термическом ожоге легкой степени охладить любым способом для уменьшения отека и снятия боли;

Ожог первой степени обрабатывают этиловым спиртом и накладывают сухую стерильную повязку.

При термическом ожоге тяжелой степени накрыть сухой стерильной тканью, для обезболивания применить сухой холод, дать обезболивающее и отправить в больницу.

Затем при ожоге кислотой обмыть 2%-ным раствором пищевой соды, при ожоге щелочью обмыть 1%-ным раствором уксусной кислоты, в обоих случаях наложить повязку, смоченную этиловым спиртом.

При ожогах негашеной известью запрещается пользоваться водой для удаления вещества: снимать известь с кожи следует пинцетом или тампоном, смоченным минеральным или растительным маслом. После удаления с кожи вещества пораженный участок обмывают 2%-ным раствором уксусной кислоты

или гидрокарбоната натрия такой же концентрации, затем ополаскивают водой и накладывают повязку с риванолом или фурацилином.

Йод и жидкий бром удаляют с кожи этиловым спиртом и накладывают примочку из 5%-ного раствора гидрокарбоната натрия. В случае ожога бромом немедленно обратиться в медпункт.

**Во всех случаях оказания первой медицинской помощи
следует обратиться в медицинское учреждение.**

3 Порядок выполнения лабораторных работ

1. Студент должен прийти на лабораторное занятие подготовленным по данной теме.
2. Студент должен знать правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории и при работе с реактивами в данной работе.
3. После проведения работы студент представляет письменный отчет.
4. Отчет о проделанной работе следует выполнять в общей тетради для лабораторных работ в клетку. Содержание отчета указано в описании лабораторной работы.
5. Студент должен перед выполнением работы ознакомиться с описанием приборов, перечнем посуды и реактивов и порядком выполнения работы.
6. Выполнить опыт.
7. Привести в порядок рабочее место.
8. Составить отчет о работе.

4 Требования к оформлению отчетов

1. Указывается номер и название работы.
2. Указывается цель работы.
3. Записывается номер и название опыта.
4. Записываются краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта.
5. Записываются наблюдения и уравнения реакций.
6. Делаются выводы.

**По результатам защиты лабораторных работ студент допускается
к экзамену.**

5 Критерии оценки лабораторной работы

Таблица 1 – Критерии оценки лабораторных работ

Оценка	Критерии
«Отлично»	<p>1. Правильно выполнена работа в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения опытов.</p> <p>2. Все опыты проведены в условиях и режимах, обеспечивающих получение результатов и выводов с наибольшей точностью.</p> <p>3. Научно грамотно, логично описаны наблюдения и сформированы выводы из опыта. В представленном отчете правильно и аккуратно выполнены все записи, таблицы, рисунки, графики, уравнения реакций, вычисления и сделаны выводы.</p> <p>4. Проявляются организационно-трудовые умения. Эксперимент осуществляется по плану с учетом техники безопасности и правил работы с материалами и оборудованием.</p>
«Хорошо»	<p>1. Опыт проводился в условиях, не обеспечивающих достаточной точности измерений.</p> <p>2. Было допущено два-три недочета или более одной грубой ошибки и одного недочета.</p> <p>3. Эксперимент проведен не полностью или в описании наблюдений из опыта или составлении уравнений реакций допущены неточности, выводы сделаны неполные.</p>
«Удовлетворительно»	<p>1. Работа выполняется правильно не менее, чем на половину, однако объем выполненной части таков, что позволяет получить правильные результаты и выводы по основным, принципиально важным задачам работы.</p> <p>2. Работа по началу опыта проведена с помощью преподавателя; или в ходе проведения опыта и измерений, составлении уравнений реакций допущены ошибки в описании наблюдений, формулировании выводов.</p> <p>3. Допускает грубую ошибку в ходе эксперимента (в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с материалами и оборудованием), которая исправляется по требованию преподавателя.</p>
«Неудовлетворительно»	<p>1. Выполнил работу не полностью и объем выполненной работы не позволяет сделать правильных выводов.</p> <p>2. Опыты, измерения, вычисления, наблюдения, составление уравнений реакций производились неправильно.</p> <p>3. В ходе работы и в отчете обнаружились в совокупности все недостатки, отмеченные в требованиях к оценке «3»</p> <p>4. Допускает две и более грубые ошибки в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении, работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которые не может исправить даже по требованию преподавателя.</p>

форма

РАЗДЕЛ «ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Лабораторная работа № 1

«Получение и свойства этилена и ацетилена»

Цель: получить этилен и ацетилен, исследовать их химические свойства.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, штатив с зажимом, спиртовка, спички, пробиркодержатель, асбестированная сетка, газоотводная трубка, кусочек пемзы, кусочек карбида кальция, смесь этилового спирта и концентрированной кислоты (1:3), розовый подкисленный раствор перманганата калия, желтая бромная вода, вода.

Краткие теоретические материалы:

Алкены – непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну двойную с общей формулой C_nH_{2n} . Простейший представитель алкенов этен (этилен) $CH_2=CH_2$. Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, окисление, полимеризация молекул. Этилен легко окисляется. Если этилен пропускать через раствор перманганата калия, то он обесцветится. Эта реакция используется для отличия предельных и непредельных соединений.

Алкины – непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну тройную с общей формулой C_nH_{2n-2} . Простейший представитель алкинов этин (ацетилен) $CH\equiv CH$. Алкины так же вступают в реакции окисления, присоединения и полимеризации.

Обратите внимание! ПТБ п. 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Получение и свойства этилена.

Налейте в пробирку 5мл смеси спирта с серной кислотой, поместите в смесь кусочек пемзы, чтобы избежать толчков жидкости при кипении, закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепите ее в штативе. Осторожно нагрейте смесь. Когда смесь закипит, пропустите выделяющийся газ в пробирку с бромной водой (не более 2-3мл), опустив газоотводную трубку до дна пробирки (рисунок 2).

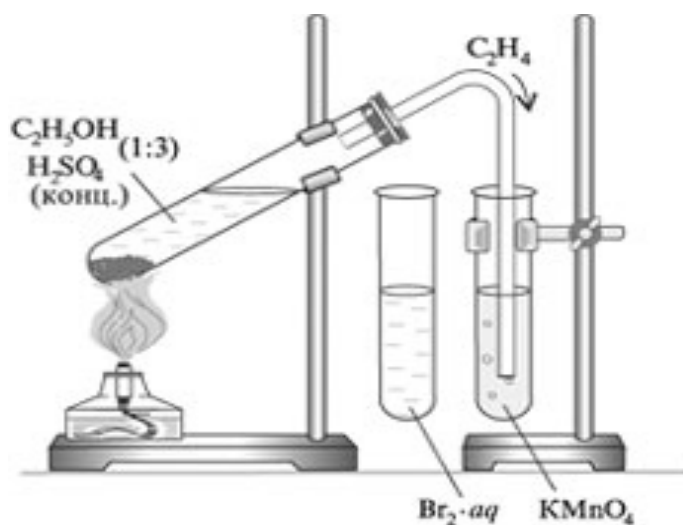


Рисунок 1 - Получение этилена.

Следите при этом, чтобы нагревание смеси не прекращалось, иначе жидкость из пробирки с цветными реактивами перебросится в пробирку с реакционной смесью, и она лопнет.

Затем опустите газоотводную трубку в пробирку с 2-3мл розового раствора перманганата калия. Изменение окраски происходит через 1-2 минуты. Выньте газоотводную трубку из раствора и поверните ее отверстием вверх, подожгите выделяющийся газ. Каким пламенем и почему горит этилен? Потушите спиртовку. Запишите свои наблюдения и объясните их.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и структурной форме:

- 1) получения этилена;
- 1) взаимодействия этилена с бромной водой;

- 2) взаимодействие этилена с раствором перманганата калия;
- 3) реакцию горения этилена в молекулярном виде.

Дайте названия образующимся органическим веществам. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Получение и свойства ацетилена.

Кусочек карбида кальция поместите в пробирку и добавьте 2мл водопроводной воды. Очень быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделяющийся газ через раствор перманганата калия, затем через раствор бромной воды. Пронаблюдав изменение окраски растворов, поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите газ. Каким пламенем горит этот газ, почему?

Напишите в молекулярной и структурной форме уравнения реакций:

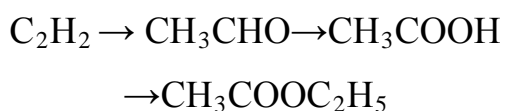
- 1) получения ацетилена;
- 2) взаимодействия ацетилена с бромной водой;
- 3) горения ацетилена в молекулярном виде.

Дайте названия продуктам реакций. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

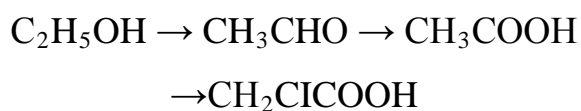
I вариант

Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:



II вариант

Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:



Тема «Кислородсодержащие органические соединения»

Лабораторная работа № 2

«Химические свойства спиртов и фенолов»

Цель: исследовать свойства этанола и фенола.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички, пробиркодержатель, асбестированная сетка, металлическая ложечка, газоотводная трубка, кусочек пемзы, растворы медного купороса, едкого натра, хлорида железа(III), глицерина, концентрированная серная кислота, этанол, фенол, вода.

Краткие теоретические материалы:

Спирты – производные углеводов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу –ОН.

Фенолы – производные ароматических углеводов, в которых атом водорода бензольного кольца замещен на гидроксильную группу –ОН. Простейший представитель класса является фенол C_6H_5OH .

Спирты и фенолы взаимодействуют со щелочными металлами, щелочами, многоатомные спирты и с нерастворимыми основаниями, с кислотами. Спирты вступают в реакции дегидратации (отщепление воды). Реакция дегидратации может быть внутримолекулярной с образованием алкенов и межмолекулярной с образованием простых эфиров. Качественной реакцией на фенол является его взаимодействие с хлоридом железа (III) с образованием комплексной соли фиолетового цвета.

Обратите внимание! ПТБ п. 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Свойства этанола.

а) Горение этанола.

Налейте в металлическую ложечку для сжигания 2-3 капли этанола и подожгите. Отметьте окраску пламени.

Напишите уравнения реакции горения этанола.

б) Реакции дегидратации этанола.

В пробирку налейте 0,5мл этанола и 1,5мл серной кислоты, положите кусочек пемзы, закройте газоотводной трубкой с пробкой, нагрейте. Подожгите полученный газ. Погасите пламя, размонтируйте прибор, дав пробирке остыть, и добавьте в пробирку 1мл этанола. Соберите прибор, нагрейте и вновь подожгите газ, обладающий специфический запахом.

Напишите уравнения реакций:

- 1) разложения этанола с образованием этилена;
- 2) образования простого эфира.

Напишите наблюдения. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Свойства глицерина.

а) Горение глицерина.

Поместите 2 капли глицерина в металлическую ложечку и подожгите.

Объясните какого цвета пламя и почему?

Напишите уравнения реакции горения глицерина.

б) Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II).

К 6 каплям воды в пробирке добавьте 2 капли глицерина, взболтайте. В другую поместите 2-3 капли сульфата меди (II) и 4-5 капель раствора гидроксида натрия. После образования голубого осадка добавьте раствор глицерина в воде. Обратите внимание на исчезновение осадка и на цвет образовавшегося раствора глицерата меди.

Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида меди (II) в молекулярной и ионных формах;
 - 2) образования глицерата меди (II) в молекулярной и структурной форме.
- Сделайте вывод.

Опыт № 3 Взаимодействие фенола с хлоридом железа.

В пробирку налейте 0,5мл 40%-ного фенола в воде (карболовой кислоты), обратите внимание на специфический запах. Добавьте 1-2 капли желтого раствора хлорида железа(III), отметьте цвет раствора.

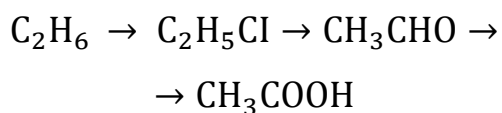
Напишите в молекулярном и структурном виде уравнение качественной реакции на фенол, запишите наблюдение, дайте названия органическим веществам.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

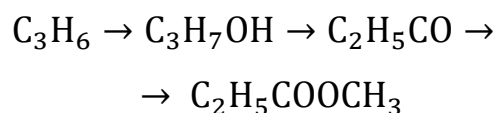
I вариант

Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:



II вариант

Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:



Тема «Карбоновые кислоты и их производные»

Лабораторная работа № 3

«Химические свойства альдегидов и карбоновых кислот»

Цель: исследовать свойства альдегидов и карбоновых кислот.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички, асбестированная сетка, медная проволока, магниевая стружка, кристал. карбонат кальция, уксусная кислота, аммиачный раствор оксида серебра, раствор сульфата меди, формалин, раствор хлорида железа (III), этиловый спирт, раствор гидроксида натрия.

Краткие теоретические материалы:

Альдегиды – органические соединения, содержащие альдегидную группу $-\text{CHO}$, связанную с углеводородным радикалом. Альдегиды вступают в реакции замещения, присоединения, окисления: «серебряного зеркала» и с гидроксидом меди (II).

Карбоновые кислоты – органические соединения, молекулы которых содержат карбоксильную группу $-\text{COOH}$, связанную с углеводородным радикалом. Все карбоновые кислоты подобно неорганическим кислотам обладают кислотными свойствами. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот. При диссоциации образуют ионы водорода: $\text{R-COOH} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}^+$

Обратите внимание! ПТБ п. 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Окисление спирта в альдегид.

Налейте в пробирку 1мл этилового спирта и погрузите в нее прокаленную медную проволоку, покрытую черным налетом оксида меди. Черная поверхность спирали становится золотистой вследствие восстановления оксида меди и появляется запах альдегида. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций происходящих при прокаливании меди и окислении этилового спирта оксидом меди. Назовите полученные вещества. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Окисление альдегида.

а) Реакция «серебряного зеркала».

В чистую пробирку поместите 1мл аммиачного раствора оксида серебра, прилейте 0,5мл формалина. Взболтайте и осторожно нагрейте смесь, вращая пробирку в пламени горелки. Отметьте образование блестящего зеркального налета на стенках пробирки.

Напишите уравнения реакции взаимодействия муравьиного альдегида с оксидом серебра в молекулярном и структурном виде.

б) Реакция с гидроксидом меди (II).

Внесите в пробирку 4 капли раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфата меди (II). К выпавшему осадку гидроксида меди прибавьте 3-4 капли формалина, взболтайте смесь и нагрейте. Наблюдается образование желтого осадка CuOH , переходящего в красный оксид меди (I) Cu_2O . Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида меди (II) в молекулярной и ионных формах;
- 2) взаимодействия формалина с гидроксидом меди (II) при нагревании молекулярном и структурном виде.

Назовите полученные вещества. Сделайте вывод.

Опыт № 3 Свойства уксусной кислоты.

В три пробирки налейте по 1мл уксусной кислоты и опустите в первую несколько стружек магния, во вторую кусочек карбоната кальция (мел), в третью – гидроксид железа (III). Подожгите спичкой выделяющийся газ в первых двух пробирках. Объясните наблюдения.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах:

- 1) диссоциации уксусной кислоты, р-Н;
- 2) взаимодействия уксусной кислоты с магнием;
- 3) взаимодействия уксусной кислоты с карбонатом кальция;
- 4) получения гидроксида железа (III) в молекулярной и ионных формах;
- 5) взаимодействия уксусной кислоты с гидроксидом железа (III).

Дайте названия продуктам реакции. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах взаимодействия уксусной кислоты с:

- а) кальцием;
- б) оксидом меди (II).

Тема «Углеводы»

Лабораторная работа № 4 «Химические свойства углеводов»

Цель: исследовать свойства глюкозы и крахмала.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, асбестированная сетка, стеклянная палочка, аммиачный раствор оксида серебра, раствор гидроксида натрия, глюкозы, сульфат меди, серная кислота, йодная вода, крахмал, раствор сахарозы, кусочек белого хлеба.

Краткие теоретические материалы:

Углеводы - природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков.

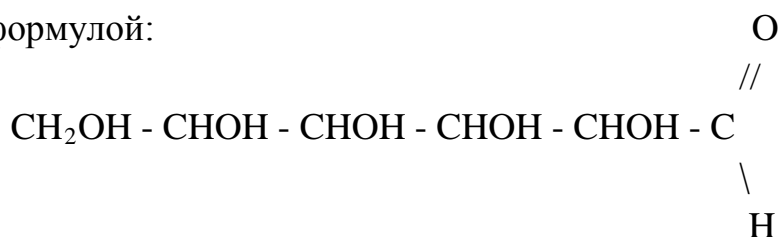
Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды (Таблица 9).

В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на - *оза*. Поэтому в зависимости от числа атомов углерода в молекуле моносахариды подразделяют на **тетрозы**, **пентозы**, **гексозы** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Таблица 2 - Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

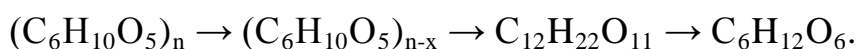
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$, химическое строение глюкозы можно выразить формулой:



Вывод: глюкоза - многоатомный альдегидоспирт. Изомер глюкозы - фруктоза - кетонспирт. В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Анализ продуктов гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал - полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, - декстрины, затем дисахарид - мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Свойства глюкозы.

а) Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II).

Приготовьте 0,5мл свежесосажденного гидроксида меди (II), добавив 1-2 капли сульфата меди в 0,5мл гидроксида натрия. В пробирку с голубым осадком гидроксида меди прибавьте по каплям раствор глюкозы, встряхивая содержимое до полного растворения осадка и получения ярко-синего раствора глюконата меди(II). Нагрейте жидкость в пробирке до кипения, отметьте изменение окраски от синей через желтую до кирпично-красной.

Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида меди (II) в молекулярной и ионных формах;
- 2) образование глюконата меди в молекулярном и структурном виде;
- 3) образование глюконовой кислоты в молекулярном и структурном виде.

б) Окисление глюкозы оксидом серебра.

В чистую пробирку внесите 5-6 капель аммиачного раствора оксида серебра и 2-3 капли раствора глюкозы. Взболтайте и слегка подогрейте содержимое пробирки до начала почернения смеси. На стенках пробирки выделяется серебро в виде блестящего зеркального налета. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакции взаимодействия: глюкозы с оксидом серебра в молекулярном и структурном виде. Почему реакция взаимодействия глюкозы с оксидом серебра называется реакцией «серебряного зеркала»?

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Свойства сахарозы.

В пробирке смешайте 2мл раствора сахарозы и 2мл раствора гидроксида натрия. Затем добавьте несколько капель раствора сульфата меди (II). Запишите

наблюдение. Напишите уравнение реакции взаимодействия сахарозы с гидроксидом меди (II) с образованием сахара меди в молекулярном виде.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Свойства крахмала.

а) Качественная реакция на крахмал.

В пробирку с небольшим количеством крахмального клейстера прибавьте йодной воды (раствор йодной воды должен быть хорошо разбавлен и иметь слегка желтую окраску). Стеклой палочкой перенести каплю йодной воды на маленький кусочек белого хлеба. Запишите наблюдения.

б) Гидролиз крахмала.

Налейте в пробирку небольшое количество крахмального клейстера и прибавьте к нему 1мл серной кислоты. В течение 2-3 минут кипятите раствор, затем часть его отлейте в другую пробирку, охладите и прибавьте к нему несколько капель йодной воды. Синяя окраска не должна появиться. Если окраска появилась, повторите опыт с оставшимся раствором. Запишите наблюдения. Напишите уравнение реакции гидролиза крахмала с образованием глюкозы.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

1. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.

Тема «Амины. Аминокислоты. Белки»

Лабораторная работа № 5

«Свойства аминокислот и белков»

Цель: изучить свойства аминокислот и белков.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, асбестированная сетка, спички, метилоранж, фенолфталеин, соляная кислота, азотная кислота(конц.), конц. раствор аммиака, этиловый спирт, глицин, гидроксид натрия, сульфат меди, раствор белка.

Краткие теоретические материалы:

Аминокислоты — амфотерные органические вещества, в молекулах которых содержатся карбоксильная группа – COOH и аминогруппа – NH_2 . В водных растворах большинства аминокислот среда слабокислотная. Группа — CO—NH — называется амидной группой, а образующиеся полимеры — полиамидами. В зависимости от числа остатков аминокислот различают дипептиды, трипептиды, полипептиды. В таких соединениях группы — CO—NH— называют пептидными группами.

Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α - аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов — катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д.

Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки - амфотерные электролиты. При определенном значении рН среды число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково. Это одно из основных свойств белка. Белки вступают в реакции гидролиза, денатурации, для них характерны цветные реакции или реакции окрашивания.

Большинство белков относятся к высокомолекулярным соединениям, которые хорошо растворяются в воде. Растворение белков в воде связано с гидратацией его молекул и образованием вокруг частиц белка гидратной оболочки. Любые физические и химические факторы, нарушающие гидратацию молекул белка и нейтрализующие их заряд, приводят к понижению растворимости белка и способствуют выпадению его в осадок. Растворимость белка в воде зависит от структуры белка, реакции среды, присутствия электролитов. В кислой среде лучше растворяются белки, обладающие кислыми свойствами, а в щелочной - белки, обладающие основными свойствами. Альбумины хорошо растворяются в дистиллированной воде, а глобулины растворимы в воде только в присутствии электролитов. Не растворяются в воде белки опорных тканей (коллаген, кератин, эластин и др.).

Обратите внимание! ПТБ п. 4, 8, 12, 16.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Взаимодействие аминокислотной кислоты с неорганическими кислотами.

В пробирку наливаем 1-1,5 мл соляной кислоты и добавляем метилоранж до изменения окраски. Затем добавляем по каплям раствор глицина до изменения цвета реакционной смеси. Напишите наблюдение. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Взаимодействие аминокислоты со щелочами.

В пробирку наливаем 1-1,5 мл гидроксида натрия и добавляем фенолфталеин до изменения окраски. Затем добавляем по каплям раствор глицина до изменения окраски реакционной смеси. Напишите наблюдение. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт № 3 Свертывание белков.

Налейте в пробирку 4 мл водного раствора белка и нагрейте в пламени горелки до кипения. Обратите внимание на образование хлопьев в пробирке. Сделайте вывод.

Опыт № 4 Биуретовая реакция.

Внесите в пробирку 1мл водного раствора белка, 0,5 мл раствора щелочи и 1-2 капли раствора сульфата меди (II). Отметьте окрашивание раствора. Сделайте вывод.

Опыт № 5 Ксантопротеиновая реакция.

Внесите в пробирку 1мл водного раствора белка и 2 капли азотной кислоты (конц.). Образуется белый осадок. Нагрейте содержимое пробирки. Отметьте окрашивание осадка в желтый цвет. Охладите смесь и осторожно добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака до образования оранжевой окраски. Сделайте вывод.

Опыт № 6 Горение белков.

Подожгите нить шерстяной ткани. Охарактеризуйте запах горящей шерсти. Сделайте вывод.

Опыт № 7 Осаждение белков спиртом.

К 3 мл раствора белка прилейте 1 мл этилового спирта. Напишите наблюдение. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Ответьте на вопросы:

1. Какими биологическими функциями обладают белки?
2. За счет чего происходит образование пептидной связи? Приведите пример.

Тема «Биологически активные вещества»

Лабораторная работа № 6

«Обнаружение витаминов в различных веществах. Действие ферментов»

Цель: обнаружить витамин А в подсолнечном масле, витамина С в яблочном соке; определить витамин D в рыбьем жире или курином желтке. Выявить действие амилазы слюны на крахмал, фермента каталазы на пероксид водорода и условия, в которых он функционирует.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, подсолнечное масло, яблочный сок, куриный желток, слюна, крахмальный клейстер, раствор йода, раствор брома, 1%-ый раствор: хлорид железа (III), хлорида натрия, 3%-ый раствор пероксида водорода, раствор сульфат железа, раствор йодид калия, сырой и варенный картофель.

Краткие теоретические материалы:

Витамины (от лат.vita – «жизнь») – группа низкомолекулярных органических соединений относительно простого строения и разнообразной химической природы. Это сборная по химической природе группа органических веществ, объединённая по признаку абсолютной необходимости их для гетеротрофного организма в качестве составной части пищи. Автотрофные организмы также нуждаются в витаминах, получая их либо путём синтеза, либо из окружающей среды.

Витамины содержатся в пище (или в окружающей среде) в очень малых количествах, и поэтому относятся к микронутриентам. К витаминам не относят микроэлементы и незаменимые аминокислоты. Витамины – это необходимые нашему организму органические вещества, которые не могут

синтезироваться им самим (за редким исключением) и поступают с пищей. Витамины обеспечивают процессы жизнедеятельности в организме.

Биологические катализаторы (**ферменты**) по ряду признаков резко отличаются от неорганических катализаторов, хотя и те и другие лишь ускоряют достижение равновесия в химических процессах, которые протекают сами по себе, но сочень малыми скоростями. Как и катализаторы неорганической природы, биокатализаторы не вызывают каких либо химических реакций, а лишь ускоряют существующие. Первое различие состоит в том, что по сравнению с катализаторами неорганической природы ферменты «работают» в очень мягких условиях (низкая температура, нормальное давление, невысокие значения рН среды) и очень интенсивно.

Ферменты обладают необыкновенно высокой специфичностью действия, чего не наблюдается у катализаторов неорганической природы.

Различные вещества могут вызывать или активирование действия фермента (активаторы) или тормозить его активность (ингибиторы). Примерами активаторов служат ионы хлора для амилазы, желчные кислоты для липазы поджелудочной железы, тогда как в качестве ингибиторов амилазы выступают ионы меди; цитохромов, ферментов, участвующих в биологическом окислении, - цианиды и т.п

Обратите внимание! ПТБ п. 7, 8, 17, 20, 26.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Определение витамина А в подсолнечном масле.

В пробирку налейте 1 мл подсолнечного масла и добавьте несколько капель 1%-ного раствора FeCl_3 . Если наблюдается ярко-зеленое окрашивание, то в масле содержится витамин А.

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Определение витамина С в яблочном соке.

В пробирку налейте 2 мл сока и добавьте воды, доведя объем до 10 мл. Добавьте немного крахмального клейстера. Затем по каплям до появления устойчивого синего окрашивания на 10 -15 с. добавьте раствор йода.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Определение витамина D в курином желтке.

В пробирку налейте 1мл куриного желтка и прилейте 1 мл раствора брома. Если наблюдается зеленовато-голубое окрашивание, то в курином желтке содержится витамин D. Сделайте вывод.

Опыт № 4 Влияние активаторов и ингибиторов на активность ферментов.

В пробирку №1 вносят 1 каплю 1% раствора хлорида натрия, в пробирку №2 – 1 каплю 1% раствора сульфата меди, а в пробирку №3 – 1 каплю воды. Затем во все пробирки добавляют по 10 капель слюны в разведении 1:5. Перемешивают и вносят в каждую пробирку по 5 капель 1% раствора крахмала и оставляют 1-3 мин при комнатной температуре. После чего вносят во все пробирки по 1 капле 1% раствора йода в йодиде калия. Результаты записывают в виде таблицы:

Таблица 3 – Влияние активаторов и ингибиторов на активность амилазы

№ пробы	Субстрат	Фермент	Окраска раствора после добавления йода в присутствии		
			воды	сульфата меди	хлорида натрия
1	крахмал	амилаза			
2	крахмал	амилаза			
3	крахмал	амилаза			

Сделайте вывод.

Опыт № 5 Действие фермента каталазы на пероксид водорода.

Поместите в первую пробирку кусочек сырого картофеля, во вторую - кусочек вареного картофеля. Прилейте в пробирки по 2 мл 3%-го раствора пероксида водорода H_2O_2 .

Запишите наблюдаемые в каждой пробирке явления. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Ответьте на вопросы:

1. В чем сущность активации и ингибирования ферментов? Какие факторы оказывают активирующее и ингибирующее действие на ферменты?
2. В чем заключается механизм ферментативного катализа?

РАЗДЕЛ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Тема «Химические реакции»

Лабораторная работа № 7

«Скорость химических реакций»

Цель: изучить факторы, влияющие на скорость химических реакций и смещение химического равновесия.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, секундомер, раствор тиосульфата натрия, раствор серной кислоты, раствор соляной кислоты, вода, кусочек мела, порошок карбоната кальция, гранула цинка, кусочек железа, кусочек магния.

Краткие теоретические материалы:

Скоростью химической реакции v определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ моль/л} \cdot \text{с} \quad (1)$$

ΔC – молярная концентрация какого – либо вещества;

Δt – время, за которое прошла реакция.

Скорость любой химической реакции зависит от следующих факторов:

- 1) природа реагирующих веществ;
- 2) концентрация реагирующих веществ;
- 3) температура;
- 4) присутствие катализаторов.

Скорость гетерогенных реакций зависит так же от:

- а) величины поверхности раздела фаз (с увеличением поверхности раздела фаз скорость гетерогенных реакций увеличивается);
- б) скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от нее продуктов реакции.

При увеличении температуры скорость большинства химических реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры подчиняется правилу Вант-Гоффа:

При повышении температуры на 10^0 скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

Это правило математически выражается следующей формулой:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} \quad (2)$$

Где γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10^0 ; v_1 – скорость реакции при температуре t_1 - скорость реакции при температуре t_2 .

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации.

Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 5 капель тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель тиосульфата натрия и 5 капель

воды, в третью – 15 капель того же раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирку осторожно встряхнуть.

Таким образом, концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ будет: в пробирке №1 – $1C$, в пробирке № 2 – $2C$, в пробирке №3 – $3C$.

Включите секундомер. В пробирку №1 добавьте 1 каплю серной кислоты. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции (помутнения). Так же добавьте по одной капле серной кислоты в пробирку № 2 и № 3, отмечая время до появления опалесценции.

Данные опыта занесите в таблицу № 4.

Таблица 4 – Время протекания реакции различной концентрации

№ пробирки	№1	№2	№3
C, t			
Концентрация, C	$1C$	$2C$	$3C$
Время, t			

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (Рисунок 2).

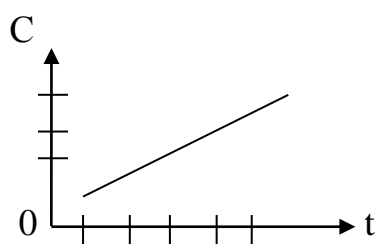


Рисунок 2 - График зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Влияние величины поверхности на скорость химической реакции.

В две пробирки внесите равные по массе (0,2г) образцы мела: в одну – кусочек, во вторую – порошок. В обе пробирки одновременно (опыт выполняют два человека) добавьте по 1мл серной кислоты. Сравните скорости растворения мела в обеих пробирках, напишите соответствующее уравнение реакции.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Влияние природы взаимодействующих веществ на скорость химической реакции.

В три пробирки налейте по 2 – 3мл раствора соляной кислоты. В первую опустите гранулу цинка, во вторую – кусочек магния, в третью – кусочек железа. Напишите, какой газ выделяется. Укажите, в какой из пробирок выделение газа наиболее интенсивное, в какой – наименее. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Сделайте вывод.

Опыт № 4 Влияние температуры на скорость химической реакции.

В пробирку налейте 2 мл раствора соляной кислоты и поместите в нее кусочек цинка. Обратите внимание на скорость выделения пузырьков газа. Слегка нагрейте пробирку на пламени спиртовки. Как изменилась скорость образования пузырьков газа? Напишите уравнения соответствующей реакции.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Решите задачу: во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40⁰С до 70⁰С, если температурный коэффициент равен трем?

Тема «Растворы»

Лабораторная работа № 8

«Реакция ионного обмена в растворах электролитов»

Цель: исследовать реакции ионного обмена, идущие до конца, составить уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионных формах, дать названия веществам.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы серной и соляной кислот, гидроксида натрия, хлорида бария, хлорида железа(III), хлорида кальция, хлорида аммония, хлорид магния, нитрата алюминия, сульфата меди(II), сульфата натрия, сульфат цинка, карбоната натрия, сульфида натрия, вода.

Краткие теоретические материалы:

Электролитической диссоциацией называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя (Таблица 5). **Электролиты** – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества с ионной связью: соли, основания и полярные молекулы кислот. Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются **неэлектролитами**.

Причиной диссоциации является взаимодействие между растворенным веществом и растворителем, в результате которого в растворе образуются гидратированные ионы:



Таблица 5 – Классификация электролитов

Классификация электролитов				Электролитическая диссоциация:
Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры	
$\alpha > 30\%$	сильные	кислоты	$H_2SO_4, HNO_3, HCl, \square HBr, HI$	I. Кислот 1. $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$, $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$, 2. $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$. 3. Ступенчатая диссоциация кислот: $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$, $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$, $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$.
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде	
		соли	Р. в воде	
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF , H_2SO_3, H_3PO_4	II. Щелочей $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$, $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^-$.
		основания	$Fe(OH)_3$	
$\alpha < 30\%$	слабые	кислоты	H_2CO_3, H_2SiO_3 , H_2S , CH_3COOH	III. Солей $BaCl_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2Cl^-$, $Ca(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2NO_3^-$, $Al_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
		основания	$Me(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH	
		соли	М. в воде	

Реакции обмена между растворами электролитов идут до конца, если образуется малодиссоциирующее вещество, или вещество, практически нерастворимое, выделяющееся из раствора в виде осадка или газа.

Ионные реакции.

Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями (Таблица 6).

**Алгоритм составления реакций ионного обмена (РИО)
в молекулярном, полном и кратком ионном виде**

Таблица 6 – Алгоритм составления РИО

1) Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария: $\overset{\text{II}}{\text{H}_2}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4} + \overset{\text{I}}{\text{Ba}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}_2} = \overset{\text{II}}{\text{Ba}}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4} + 2\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$
2) Используя ТР указываем растворимость веществ в 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 ↑.	$\overset{\text{P}}{\text{H}_2}\overset{\text{P}}{\text{SO}_4} + \overset{\text{H}}{\text{Ba}}\overset{\text{P}}{\text{Cl}_2} = \overset{\text{H}}{\text{Ba}}\overset{\text{P}}{\text{SO}_4} \downarrow + 2\overset{\text{P}}{\text{H}}\overset{\text{P}}{\text{Cl}}$ Молекулярный вид
3) Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2\text{H}^+} + \underline{\text{SO}_4^{2-}} + \underline{\text{Ba}^{2+}} + \underline{2\text{Cl}^-} = \underline{\text{BaSO}_4 \downarrow} + \underline{2\text{H}^+} + \underline{2\text{Cl}^-}$ Полный ионный вид
4) Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции.	$\underline{\text{SO}_4^{2-}} + \underline{\text{Ba}^{2+}} = \underline{\text{BaSO}_4 \downarrow}$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $\text{BaSO}_4 \downarrow$

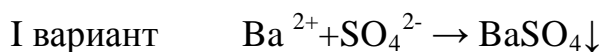
Обратите внимание! ПТБ п. 6,7,8,9,12.

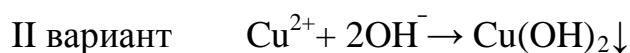
Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Реакции, идущие до конца.

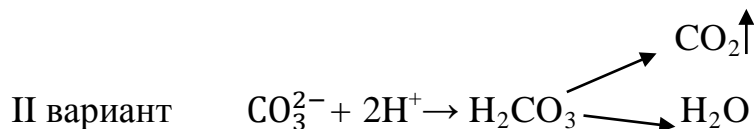
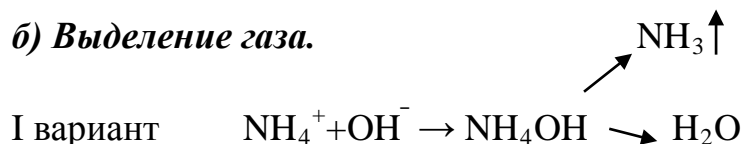
Используя имеющиеся реактивы, проделайте реакции, записанные краткими ионными уравнениями:

а) Выпадение осадка.

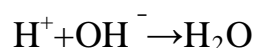




б) Выделение газа.



в) Образование слабого электролита (реакция нейтрализации).



Напишите молекулярные, полные ионные уравнения реакций, дайте названия веществам, отметьте цвет осадка или запах газа. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Экспериментальные задания.

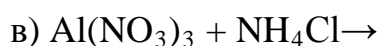
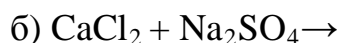
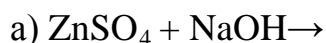
Пользуясь имеющимися реактивами, получите карбонат бария, гидроксид железа (III), газ сероводород. Запишите наблюдения. Составьте уравнения реакций получения данных веществ в молекулярной и ионных формах.

Сделайте вывод.

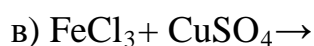
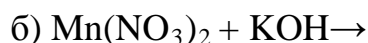
Опыт № 3 Исследования течения реакций.

Прodelайте предложенные реакции. Запишите наблюдения и уравнения в молекулярной и ионных формах, дайте названия веществам.

I вариант



II вариант

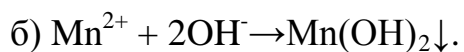
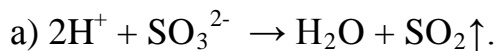


Сделайте вывод.

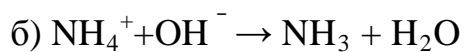
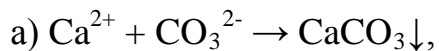
Выполните задания для закрепления теоретического материала:

1. Составьте молекулярные уравнения реакций, записанные краткими ионными уравнениями:

I вариант



II вариант



2. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной полной и сокращенной форме:

I вариант

а) соляная кислота + нитрат серебра;

б) сульфат алюминия + гидроксид калия.

II вариант

а) гидроксид железа (III) + азотная кислота;

б) гидроксид аммония + соляная кислота.

Тема «Классификация веществ. Простые вещества»

Лабораторная работа № 9 «Общие свойства металлов»

Цель: ознакомиться со свойствами металлов, составить окислительно-восстановительные уравнения реакций.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, кусочек цинка, железные стружки или гвоздик, алюминиевые стружки, кусочек магния, растворы: серной кислоты, соляной кислоты, сульфата алюминия, сульфата меди, 30% раствор гидроксида натрия.

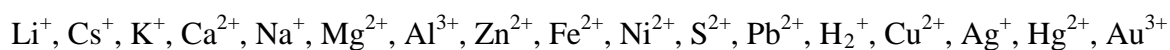
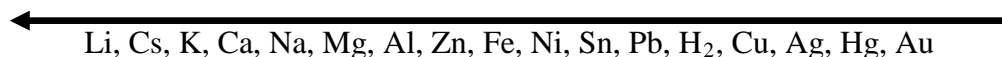
Краткие теоретические материалы:

Металлы – это химические элементы, атомы которых отдают электроны с внешнего или предвнешнего энергетического уровней, образуя при этом положительно заряженные ионы $Me - n\bar{e} = Me^{n+}$. Для атомов металлов характерны низкие значения электроотрицательности и восстановительные свойства. Металлы взаимодействуют с простыми веществами – неметаллами, со сложными веществами: щелочные и щелочно-земельные энергично реагируют с водой. Металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода реагируют с разбавленными кислотами (кроме азотной), вытесняя из кислоты водород:

$$2HCl + Ba \rightarrow BaCl_2 + H_2$$

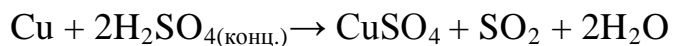
Ряд напряжений металлов

усиление восстановительной способности



→ усиление окислительной способности

Концентрированная серная и азотная любой концентрации при взаимодействии с металлами водород не выделяют:



Некоторые металлы, например цинк, алюминий, хром, могут

взаимодействовать со щелочами: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$.

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 10, 11, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Взаимодействие металлов с растворами солей.

Поместите в две пробирки по 1мл раствора сульфата меди. В одну пробирку опустите кусочек цинка, а в другую железный гвоздик.

Какие изменения происходят на поверхности металлов? Напишите уравнение реакций в молекулярной форме соответствующих реакций. Составьте окислительно – восстановительные реакции, пользуясь электрохимическим рядом напряжений. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Взаимодействие металлов с растворами кислот.

В две пробирки поместите по 1мл растворов кислот: соляной, серной. Опустите в каждую по 1 – 2 стружки алюминия. В две другие также налейте по 1мл соляной и серной кислоты, и опустите в каждую по 1 – 2 стружки магния. В какой пробирке наблюдаете более энергичное выделение газа.

Напишите окислительно – восстановительные уравнения реакций, происходящих между алюминием и серной кислотой, алюминием и соляной кислотой, магнием и серной кислотой, магнием и соляной кислотой.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Отношение металлов к действию щелочей.

Поместите в пробирку 1мл 30% – ного раствора NaOH и опустите в раствор 1 – 2 алюминиевые стружки. Запишите наблюдения. Составьте окислительно-восстановительное уравнение реакции между гидроксидом натрия и алюминием. Сделайте вывод.

Опыт № 4 Получение гидроксида алюминия и испытание его амфотерных свойств.

Поместите в пробирку 1мл сульфата алюминия и прибавьте несколько капель гидроксида натрия до образования белого осадка. Полученный раствор вместе с осадком разделите в две пробирки. В одну из них прилейте несколько капель щелочи, а в другую соляной кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций:

1) образования гидроксида алюминия при взаимодействии щелочи и сульфата алюминия в молекулярной и ионных формах;

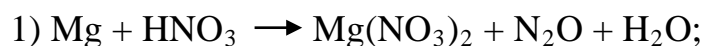
2) взаимодействие соляной кислоты с гидроксидом алюминия в молекулярной и ионных формах;

3) взаимодействие щелочи с гидроксидом алюминия с образованием соли состава: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ в молекулярном виде.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:



Лабораторная работа № 8

«Получение и свойства соединений неметаллов»

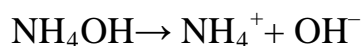
Цель: получить газообразные неорганические вещества, исследовать их с помощью качественных реакций и изучить их свойства.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, штатив с зажимом, пробиркодержатель, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, лакмусовая бумага, кусочек мрамора, лучинка, стеклянная палочка, кристаллический оксид марганца, растворы: известковой воды (гидроксида кальция), перекиси водорода, соляной кислоты, 20 %-ый раствор хлорид аммония, 10%-ый раствор гидроксид натрия, конц. раствор аммиака, конц. соляная кислота.

Краткие теоретические материалы:

Практически все неметаллы могут выступать как в роли окислителей, так и в роли восстановителей. Это зависит от того, с каким веществом взаимодействует неметалл.

Аммиак NH_3 –бесцветный газ, запах резкий, удушливый, ядовит, легче воздуха. В лаборатории аммиак можно получить при взаимодействии солей аммония со щелочами. Водный раствор имеет щелочную реакцию вследствие образования гидроксида аммония, диссоциирующего на ионы:



Оксид углерода (IV) CO_2 – бесцветный, горючий газ, тяжелее воздуха, в воде растворяется незначительно. Углекислый газ можно получить при горении угля в избытке кислорода, при разложении карбонатов и гидрокарбонатов, действием на карбонат хлороводородной кислотой. **CO_2** - кислотный оксид,

имеет все свойства кислотного оксида. Качественной реакцией на оксид углерода (IV) является взаимодействие с известковой водой.

Кислород O_2 – бесцветный газ, не имеет вкуса и запаха, мало растворим в воде. В лаборатории кислород можно получить при разложении перманганата калия при нагревании, разложении пероксида водорода, хлората калия в присутствии катализатора.

Обрати внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 9, 12, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Получение диоксида углерода (углекислого газа) и качественная реакция на него.

В пробирку с кусочком мрамора добавьте 0,5 мл соляной кислоты, вставьте пробку с газоотводной трубкой и закрепите горизонтально в зажиме штатива. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с 2 мл прозрачной известковой воды и наблюдайте за выделением газа до помутнения раствора. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия мрамора с соляной кислотой в молекулярной и ионной форме;

2) взаимодействия диоксида углерода с известковой водой (раствором гидроксида кальция).

Назовите вещества, объясните наблюдаемые явления. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Получение аммиака и опыты с ним.

Налейте в пробирку 2 мл 20%-го хлорида аммония и добавьте 2 мл 10%-го раствора гидроксида натрия. Осторожно нагрейте и понюхайте газ, выделяющийся из пробирки. Поднесите к отверстию пробирки влажную

лакмусовую бумажку. Каким цветом окрасилась лакмусовая бумажка? Запишите наблюдение.

Напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействие хлорида аммония с гидроксидом натрия в молекулярном и ионном виде;
- 2) разложение гидроксида аммония при нагревании;
- 3) уравнение диссоциации гидроксида аммония.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Получение кислорода.

В пробирку налейте 5-6 мл раствора перекиси водорода и добавьте немного оксида марганца (IV). Поднесите тлеющую лучинку к пробирке. Запишите наблюдение. Напишите уравнение реакции каталитического разложения пероксида водорода (ОВР).

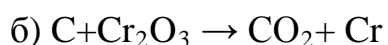
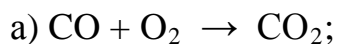
Сделайте вывод.

Опыт № 4 Нейтрализация гидроксида аммония концентрированной соляной кислотой.

Одну стеклянную палочку опустите в концентрированный раствор соляной кислоты, другую в концентрированный раствор аммиака. Одной смоченной палочкой прикоснитесь к другой. Отметьте появление белого дыма. Напишите уравнение реакции взаимодействия гидроксида аммония с соляной кислотой. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Методом электронного баланса составьте уравнения реакций, протекающих по следующим схемам:



Тема «Основные классы неорганических и органических соединений»

Лабораторная работа № 11

«Генетическая связь между классами неорганических и органических соединений»

Цель: провести реакции, характеризующие свойства некоторых неорганических и органических веществ.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, оксид меди (II), серная кислота, гидроксид натрия, хлорид цинка, этанол, гидроксид меди (II), стружки магния.

Краткие теоретические материалы:

Генетической связью между веществами называется такая связь, которая основывается на их взаимопревращениях, она отражает единство происхождения веществ.

Генетической называется связь между веществами разных классов соединений, основанная на их взаимных превращениях и отражающая единство их происхождения.

Генетический ряд состоит из вещества, которые образованы одним химическим элементом, принадлежат к разным классам соединений и связаны взаимными превращениями.

Целосность и разнообразие химических веществ наиболее выражено изображены в генетической связи веществ, которая раскрывается в генетических рядах.

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 10, 11, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Осуществите цепочки превращений неорганических веществ

1) оксид меди → сульфат меди (II) → гидроксид меди (II) → оксид меди (II)

2) хлорид цинка → гидроксид цинка → сульфат цинка

Напишите наблюдение. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделайте вывод.

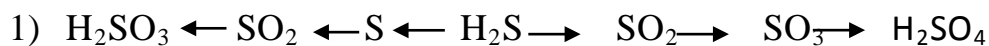
Опыт № 2 Осуществите цепочек превращений органических веществ

1) этанол → этаналь → этановая кислота → этилат магния

Напишите наблюдение. Составьте уравнения реакций в молекулярном и структурном виде. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Напишите уравнения реакций, в соответствии со схемой



Тема «Химия элементов»

Лабораторная работа № 12

«Свойства соединений хрома и марганца»

Цель: исследовать окислительные и восстановительные свойства соединений хрома и марганца.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель, асбестированная сетка, лучинка, кристаллический перманганат калия, растворы: серной кислоты, гидроксида калия, бихромата калия, хромата калия, сульфида натрия, сульфата железа (II).

Краткие теоретические материалы:

Хром – химический элемент побочной подгруппы VI группы ПС. В надлежащих условиях все элементы проявляют положительную степень окисления от 2 до 6, максимальная степень окисления соответствует номеру группы. Марганец в соединениях может находиться в степенях окисления от +2 до +7. Характер оксидов и гидроксидов хрома и марганца изменяется с увеличением степени окисления от основных через амфотерные к кислотным. Соединения хрома и марганца с низшей степенью окисления являются сильными восстановителями, с высшей степенью окисления – сильными окислителями.

У однотипных соединений марганца при увеличении его степени окисления наблюдается закономерное изменение основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Так, в ряду оксидов основные свойства уменьшаются, а кислотные увеличиваются:

MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
основной	основной	амфотерный	кислотный	кислотный

Также изменяются основно-кислотные свойства гидроксидов:

Mn(OH)_2	Mn(OH)_3	Mn(OH)_4 или H_2MnO_3	H_2MnO_4	HMnO_4
основание	основание	амфолит	кислота	кислота

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от степени его окисления: металлический марганец – восстановитель, соединения марганца (+7) – окислители, а соединения в промежуточных степенях окисления обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Взаимное превращение хроматов и дихроматов.

Налейте в пробирку 1мл желтого раствора хромата калия. Во вторую пробирку налейте 1мл оранжевого раствора дихромата калия. Сравните окраску растворов. К раствору хромата калия прилейте раствор серной кислоты, а к раствору дихромата калия – раствор гидроксида калия. Сравните окраску полученных растворов.

Запишите наблюдения, напишите в молекулярной и ионных формах уравнения реакций, протекающих в первой и второй пробирках.

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Окислительные свойства бихроматов.

Налейте в пробирку 1мл раствора дихромата калия и добавьте к нему 3-4 капли раствора серной кислоты. Перемешайте образовавшуюся смесь, осторожно встряхнув пробирку. К полученной смеси прилейте по каплям раствор сульфида натрия до появления явных признаков протекания

химической реакции (изменение окраски раствора). Повторите опыт, заменив раствор сульфида натрия раствором сульфата железа (II). Запишите наблюдения.

Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций между:

1) бихроматом калия, серной кислотой и сульфидом натрия;

2) бихроматом калия, серной кислотой и сульфатом железа (II).

Методом электронного баланса расставьте коэффициенты, дайте названия веществам, определите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод.

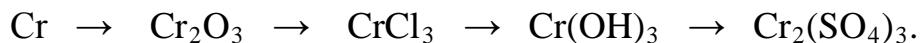
Опыт № 3 Разложение перманганата калия при нагревании.

В сухой пробирке нагрейте несколько кристаллов перманганата калия. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Запишите наблюдения. В атмосфере какого газа тлеющая лучинка вспыхивает?

Напишите уравнения реакций разложения перманганата калия (VII) при нагревании до манганата калия(VI), диоксида марганца(IV) и кислорода. Дайте названия веществам, расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа № 13

«Свойства элементов VIII группы побочной подгруппы и их соединений»

Цель: изучить свойства соединений железа, составить уравнения реакций в молекулярных, ионных формах и ОВР.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, стружки железа, конц. и разб. серная кислота, растворы: 2 М соляной кислоты, сульфата железа (II), гидроксида натрия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (III) калия, гексацианоферрата (II) калия.

Краткие теоретические материалы:

Первую триаду VIIIB группы периодической системы, состоящую из Fe, Co, Ni, очень часто называют семейством железа. На внешнем энергетическом уровне этих элементов находится по 2 s-электрона.

Оксиды и гидроксиды Fe^{2+} проявляют свойства средних оснований и легко взаимодействует с кислотами с образованием соли металла (II).

Гидроксид железа (II) очень быстро окисляется кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

При действии кислоты на $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется соль Fe^{3+} и вода, т.е. происходит реакция обмена, в которой гидроксид железа (III) проявляет основные свойства.

Железо образует два ряда солей: соли Fe (II): FeSO_4 , FeCl_2 и т. д. и соли Fe (III): FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и т.д.

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8, 13.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Взаимодействие железа с кислотами.

Налейте в 2 пробирки по 10 капель кислот: 2 М HCl и концентрированной H_2SO_4 . В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки.

Запишите наблюдение. Напишите окислительно-восстановительные уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Получение гидроксида железа(II) и превращение его в гидроксид железа(III).

В пробирку к 5-6 каплям раствора сульфата железа(II) добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия до образования зеленого осадка. Разделите полученный осадок вместе с раствором в две пробирки. Одну из них оставьте для следующего опыта, другую энергично встряхните до образования бурого осадка.

Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия сульфата железа(II) с гидроксидом натрия в молекулярной и ионных формах;

2) окисление влажного гидроксида железа(II) на воздухе, окислительно-восстановительную реакцию.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Изучение основных свойств гидроксида железа (II).

К полученному в предыдущем опыте гидроксиду железа (II) прилейте несколько капель соляной кислоты до растворения осадка.

Запишите наблюдения. Напишите уравнение реакции взаимодействия гидроксида железа(II) с соляной кислотой в молекулярной и ионных формах.

Сделайте вывод.

Опыт № 4 Получение гидроксида железа (III) при действии щелочи на раствор соли.

В пробирку к 3-4 каплям раствора хлорида железа (III) прилейте 1-2 капли раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование бурого осадка. Запишите наблюдения.

Напишите уравнение реакции, происходящей при взаимодействии хлорида железа(III) с гидроксидом натрия в молекулярном и ионных формах. Сделайте вывод.

Опыт № 5 Изучение основных свойств гидроксида железа(III).

К полученному в предыдущем опыте гидроксиду железа (III) прилейте несколько капель серной кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения.

Напишите в молекулярной и ионных формах уравнение реакции взаимодействия гидроксида железа(III) с серной кислотой. Сделайте вывод.

Опыт № 6 Качественные реакции на ионы Fe (II) и Fe (III).

а) Налейте в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) и прибавьте несколько капель гексацианоферрата(III) калия (красной кровяной соли) $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка и напишите молекулярное и краткое ионное уравнение реакции.

б) К 1-2 мл раствора хлорида железа (III) прибавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли) $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Составьте молекулярное и краткое ионное уравнение протекающей реакции. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Методом электронного баланса составьте уравнения реакций, протекающих по следующим схемам:



СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

Основные источники:

1 Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: учеб.пособие для студентов учреждений высш.проф.образования. М.: Издательский центр «Академия», 2011. 480 с.

2 Габриелян О.С. Химия: практикум: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования, 4-е изд., стер. М.: Издательский центр «Академия», 2015. 304 с.

3 Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учебное пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. 3-е изд., стер. М.: Издательский центр «Академия», 2014. 288 с.

4 Захарова Т.Н. Органическая химия: учеб. Для студ. учреждений сред. проф. образования. М.: Издательский центр «Академия», 2012. 400 с.

5 Саенко О.Е. Химия для колледжей: учебник. 5-е изд., стер. Ростов н/Д: Феникс, 2014. 282 с.

Дополнительные источники:

6 Коровин Н. В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: учеб. пособие для техн. направ. и спец. вузов. М.: высш.шк., 2001. 256 с.

7 Субботина Н.А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учеб. пособие для студентов высш.учеб. заведений. М.: Издательский центр «Академия», 2008. 288 с.

8 Хомченко И.Г. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – 2-е изд., испр. И доп. М.: РИА «Новая волна», 2008. 214 с.

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

СОГЛАСОВАНО

Старший методист



М.В. Отс

Методист по ИТ



Т.А. Сергеева