Унифицированная форма
№ СМК.11.ДП.ОР.237.002-16
от12.04.2016г.№ 26-п

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 специальностям технического профиля

Новый Уренгой 2019

Методические указания для выполнения лабораторных работ разработаны в соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Химия» на основе ФГОС СПО по специальностям технического профиля 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 «09» 09 2019 г.
Председатель ЦК _____ Е.Э. Прудникова

Зарегистрированы в реестре программной и
учебно-методической документации
Регистрационный номер 103.МУ.ТП.БО.03.ЦКОД
002-19

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 формлению отчета 13
5. Критерии оценки лабораторных работ 14
6. Лабораторные работы 15
4.1 Приготовление растворов заданной концентрации 15
4.2 Реакция ионного обмена врастворах электролитов 19
4.3 Свойства неорганических соединений 24
4.4 Гидролиз солей 28
4.5 Скорость химических реакций 32
4.6 Общие свойства металлов 36
4.7 Получение и свойства соединений неметаллов 39
4.8 Качественные реакции на анионы 42
4.9 Получение и свойства этилена и ацетилена 46
4.10 Свойства спиртов и фенолов 49
4.11 Химические свойства альдегидов и карбоновых кислот 52
4.12 Химические свойства углеводов 55
4.13 Свойства белков и полиамидных волокон. Распознание пластмасс и волокон 59
Список использованных источников 64
Лист согласования 65

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 по 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 лабораторных 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 специальностям технического профиля.

Выполнение лабораторных работ направлено на формирование общих компетенций, предусмотренных во ФГОС СПО по специальностям технического 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 удается, 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 горящей 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 преподавателю 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, проденфицировать 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 питьевой соды, при ожоге щелочью обмыть 1%–ным раствором уксусной кислоты, в обеих 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 риванолем 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 опыты.
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 лабораторной работы выставляется зачет.

5 Критерии оценки лабораторной работы

Таблица 1 – Критерии оценки лабораторных работ

Оценка	Критерии
«Отлично»	1. Правильно выполнена работа в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения опытов. 2. Все опыты проведены в условиях и режимах, обеспечивающих получение результатов и выводов с наибольшей точностью. 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. 4. Проявляются организационно-трудовые умения. Эксперимент осуществляется по плану с учетом техники безопасности и правил работы с материалами и оборудованием.
«Хорошо»	1. Опыт проводился в условиях, не обеспечивающих достаточной точности измерений. 2. Было допущено два-три недоточета или более одной грубой ошибки и одного недочета. 3. Эксперимент проведен не полностью или в описании наблюдений из опыта или составлении уравнений реакций допущены неточности, выводы сделаны неполные.
«Удовлетвори тельно»	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. 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. 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.
«Неудовлетво рительно»	1. Выполнил работу не полностью и объем выполненной работы не позволяет сделать правильных выводов. 2. Опыты, измерения, вычисления, наблюдения, составление уравнений реакций производились неправильно. 3. В ходе работы и в отчете обнаружились в совокупности все недостатки, отмеченные в требованиях к оценке «3» 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.

РАЗДЕЛ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Тема «Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация»

Лабораторная работа № 1

«Приготовление растворов заданной концентрации»

Цель: научиться готовить растворы заданной концентрации.

Приборы и реактивы: набор ареометров, колбы конические мерные, весы, мерный цилиндр, хлорид натрия, стеклянная палочка, вода.

Краткое теоретические материалы:

Раствор - это однородная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Растворителем чаще всего является то вещество, которое в чистом виде имеет тоже агрегатное состояние, что и раствор, либо присутствует в избытке.

По агрегатному состоянию различают растворы: жидкие, твердые, газообразные. По соотношению растворителя и растворенного вещества: разбавленные, концентрированные, насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные. Состав раствора обычно передается содержанием в нем растворимого вещества в виде массовой доли, процентной концентраций и молярности.

Массовая доля (безразмерная величина) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:

$$W_{м.д.} = m_{раст.\ вещества} / m_{раствора}$$

Процентная концентрация (%) – это величина показывающая сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 гр. раствора:

$$W\% = m_{раст.\ вещества}\,100\% / m_{раствора}$$

Молярная концентрация, или молярность (моль/литр) - это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержатся в 1 литре раствора:

$$C_м = m_{раст.вещества}/M_{r(раст.вещества)}V_{\ раствора}$$

Обратить внимание! ПТБ п. 3,4,26

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Приготовление раствора с заданной массовой долей

1. Получите задание и рассчитайте, сколько потребуется соли и воды для приготовления раствора заданной концентрации.

2. Взвесьте на лабораторных весах нужное количество соли и пересыпьте в коническую колбу на 250мл. Отмерьте цилиндром необходимое количество воды и постепенно влейте в колбу, осторожно круговыми движениями перемешивая раствор.

3. Приготовленный раствор из колбы перелейте в цилиндр и измерьте ареометром его плотность, сравнив ее с таблицей. Проверьте правильность проведения результатов анализа.

4. Рассчитайте молярную концентрацию приготовленного раствора.

В-I	100 г	5%
В-II	100 г	8%
В-III	100 г	3%
В-IV	100 г	6%
В-V	100 г	10%
В-VI	100 г	7%
В-VII	100 г	4%

Пример

Сколько граммов хлорида натрия необходимо для приготовления 200г раствора с массовой долей соли 5%? Определить молярность раствора.

Решение

1. Находим массу соли, необходимую для приготовления 200 г раствора с массовой долей NaCl 5%:

   Порядок выполнения работы:

   $m_{р\text{-}ра}$ —— 100%

   $m_{в\text{-}ва}$ —— $\omega_{в\text{-}ва}$ % $\quad m = \frac{m_{р-ра} \cdot \omega_{в-ва}\%}{100\%}$

   200 $г_{р\text{-}ра}$ —— 100%

   $m\ г_{р\text{-}ра}$ —— 5% $\quad m = \frac{200 \cdot 5}{100} = 10$ г NaCl

2. Вычисляем массу воды, необходимую для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли 5%:

$$m_{H_2O} = m_{р-ра} - m_{в-ва} = 200\text{-}10 = 190 \text{ г } H_2O$$

3. Рассчитываем V (H_2O) по формуле: $V = m / \rho = \frac{190\ г}{1г/моль} = 190$ мл

4. Измеряем ареометром плотность полученного раствора (см. таб. № 2), ρ = 1,036 и рассчитываем молярную концентрацию.

   А) $V_{р\text{-}ра} = m_{р\text{-}ра} / \rho_{р\text{-}ра} = \frac{200\ г}{1{,}036\ г/моль} = 193$ мл

   Б) $M_{NaCl} = 23 + 35{,}5 = 58{,}5$ г/моль

   В) $n\ (NaCl) = m/M = \frac{10\ г}{58{,}5г/моль} = 0{,}17$моль

   Г) 0,17моль – в 193 мл

   X моль – в 1000 мл

   Д) x= 0,88 М

Вывод: для приготовления 200г раствора с массовой долей NaCl 5% необходимо 10г соли и 90г воды. Плотность полученного раствора 1,036 г/$см^3$ молярность 0,88 М.

Таблица 2 – Плотность раствора

Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см^3	Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см^3
1	1,007	11	1,081
2	1,014	12	1,089
3	1,022	13	1,096
4	1,029	14	1,104
5	1,036	16	1,119
6	1,044	18	1,135
7	1,051	19	1,143
8	1,058	20	1,151
9	1,065	21	1,159
10	1,073		

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Решите задачу:

I вариант

Определить массовую долю (в%) хлорида калия в растворе, полученном при растворении соли массой 16г в воде объемом 400мл.

II вариант

Сколько граммов гидроксида натрия содержится в растворе массой 240г с массовой долей NaOH 25%?

Лабораторная работа № 2

«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, гидроксид калия, хлорида бария, хлорида железа (III), хлорида кальция, хлорида аммония, сульфат магния, нитрата алюминия, сульфата меди (II), сульфата натрия, хлорид цинка, карбоната натрия, сульфида натрия, фосфат натрия.

Краткие теоретические материалы:

Электролитической диссоциацией называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя (Таблица 3). **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:

$$КА + (n+m)H_2O \leftrightarrow [K(H_2O)n]+ + [A(H_2O)m]^-$$

Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Кислоты – электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+:

$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$

Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка:

$Cu(NO_3)_2 \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2NO_3^-$

Таблица 3 – Классификация электролитов

Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	**Сила электролита**		**Примеры**
α > 30%	**сильные**	**кислоты**	***H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI***
		основания	***$Me(OH)_n$*** **Р., М.** в воде
		соли	**Р.** в воде
3% < α < 30%	**средние**	**кислоты**	***HF , H_2SO_3, H_3PO_4***
		основания	***$Fe(OH)_3$***
α < 30%	**слабые**	**кислоты**	***H_2CO_3, H_2SiO_3, H_2S, CH_3COOH***
		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.

Электролитическая диссоциация:

I. Кислот

1. $HCl \leftrightarrows H^+ + Cl^-$,

$HCl + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + Cl^-$,

2. $H_2SO_4 \leftrightarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$.

3. Ступенчатая диссоциация кислот:

$H_3PO_4 \leftrightarrows H^+ + H_2PO_4^-$,

$H_2PO_4^- \leftrightarrows H^+ + HPO_4^{2-}$,

$HPO_4^{2-} \leftrightarrows H^+ + PO_4^{3-}$.

II. Щелочей

$NaOH \leftrightarrows Na^+ + OH^-$,

$Ca(OH)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2OH^-$.

III. Солей

$BaCl_2 \leftrightarrows Ba^{2+} + 2Cl^-$,

$Ca(NO_3)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2NO_3^-$,

$Al_2(SO_4)_3 \leftrightarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

Ионные реакции.

Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями (Таблица 4).

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

Таблица 4 – Алгоритм составления РИО

1) Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария: II II I I $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$
2) Используя ТР указываем растворимость веществ 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 ↑.	Р Р Н Р $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ Молекулярный вид
3) Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2H^+} + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + \underline{2Cl^-} = BaSO_4 \downarrow + \underline{2H^+} + \underline{2Cl^-}$ Полный ионный вид
4) Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции.	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} + = BaSO_4 \downarrow$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $BaSO_4 \downarrow$

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

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Реакции, идущие до конца.

Используя имеющие реактивы, проделайте реакции, записанные краткими ионными уравнениями. Запишите наблюдения. Напишите молекулярные, полные ионные уравнения реакций, дайте названия веществам.

а) Выпадение осадка

I вариант $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$

II вариант $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$

б) Выделение газа

I вариант $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$

II вариант $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$

в) Образование слабого электролита (реакция нейтрализации)

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

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.

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

I вариант	II вариант
а) $ZnCl_2 + NaOH \rightarrow$	а) $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$
б) $CaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$	б) $MnSO_4 + KOH \rightarrow$
в) $Al(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$	в) $ZnCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Составьте молекулярные уравнения реакций, записанные краткими ионными уравнениями:

I вариант	II вариант
а) $2H^+ + SO_3^{2-} \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$	а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$
б) $Mn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow$	б) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$

Тема «Классификация неорганических соединений и их свойства»

Лабораторная работа № 3
«Свойства неорганических соединений»

Цель: провести реакции, характеризующие свойства некоторых неорганических веществ.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, растворы серной и соляной кислот, гидроксида натрия, хлорида натрия, хлорида цинка, сульфата меди (II), нитрата серебра, фенолфталеин.

Краткие теоретические материалы:

Все вещества делятся на две основные группы - простые и сложные. Если вещество образованно одинаковыми атомами, то его называют простым, а если же различными – сложными.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие двух элементов, один из которых кислорода со степенью окисления -2.

Химические свойства основных оксидов:

1) общим свойством всех основных оксидов является их способность взаимодействовать *с кислотами* с образованием соли и воды;

2) основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей.

Химические свойства кислотных оксидов:

1) общим свойством всех кислотных оксидов является их способность взаимодействовать *с основаниями* с образованием соли и воды;

2) кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей;

3) большинство кислотных оксидов взаимодействуют *с водой* с образованием кислот.

Основания (гидроксиды) - это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп $(OH)^-$, называемой гидроксогруппой.

Химические свойства оснований:

1) основания взаимодействуют *с кислотами* с образованием соли и воды;

2) щелочи взаимодействуют *с кислотными оксидами* с образованием соли и воды;

3) растворы щелочей взаимодействуют *с растворами солей*, если в результате образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль;

4) нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на основный оксид и воду;

5) растворы щелочей взаимодействуют *с металлами*, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды.

Кислоты – это сложные вещества, содержащие в своем составе водород, способный замещаться металлом и образование соли.

Химические свойства кислот:

1) кислоты взаимодействуют *с основаниями* с образованием соли и воды (реакция нейтрализации);

2) кислоты взаимодействуют *с основными оксидами* с образованием соли и воды;

3) кислоты взаимодействуют *с амфотерными оксидами* с образованием соли и воды;

4) кислоты взаимодействуют *с амфотерными гидроксидами* с образованием соли и воды;

5) кислоты взаимодействуют *с некоторыми нормальными солями* с образованием новой соли и новой кислоты. Эти реакции возможны в том случаем, если в результате их образуются нерастворимая соль или более слабая кислота, чем исходная;

6) кислоты взаимодействуют *с металлами*. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла.

Соли - это продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Химические свойства солей:

1) соли взаимодействуют *с металлами* с образованием соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений;

2) растворы солей взаимодействуют *со щелочами* с образованием новой соли и нового основания;

3) соли взаимодействуют *с кислотами* с образованием новой более слабой кислоты или новой нерастворимой соли;

4) соли могут взаимодействовать между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок;

5) многие соли разлагаются при нагревании;

6) основные соли взаимодействуют *с кислотами* с образованием средних солей и воды;

7) кислые соли взаимодействуют *с растворимыми основаниями(щелочами)* с образованием средних солей и воды.

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

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Химические свойства кислот

а) Взаимодействие кислот с металлами

Налейте в 2 пробирки раствор серной кислоты. В одну добавьте цинк, в другую – медь. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Взаимодействие кислот с основными оксидами.

Налейте в пробирку раствора соляной кислоты и добавьте порошок оксида кальция. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

в) Взаимодействие кислот с основаниями.

Налейте в пробирку 1мл раствора гидроксида натрия, добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Прилейте небольшими порциями раствор серной кислоты. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Химические свойства солей.

а) Взаимодействие растворов солей с металлами.

Налейте в пробирку раствор сульфата меди (II) и опустите кусочек цинка. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Взаимодействие солей с другими солями.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида натрия и добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра.

Запишите наблюдения. Напишите уравнение в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод.

Опыт № 3 Осуществите цепочку превращений.

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

б) хлорид цинка → гидроксид цинка → сульфат цинка

Запишите наблюдения. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Составьте уравнения реакций, осуществив превращения:

$S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4$

Лабораторная работа № 4

«Гидролиз солей»

Цель: исследовать типы гидролиза солей, определить реакцию среды индикатором, составить уравнения реакций в молекулярной и полной ионных формах, дать названия веществам.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, лакмус, растворы карбоната натрия, сульфат железа (II), сульфида натрия, хлорид алюминия, хлорид натрия.

Краткие теоретические материалы:

Гидролиз соли - это реакция обмена ионов соли с ионами воды (Таблица 5).

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $KAl(SO_4)_2$. Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl, K_2SO_4, $AlPO_4$.

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит. $[H^+]=[OH^-]$-среда нейтральная,$[H^+]>[OH^-]$-среда кислая,$[OH^-]>[H^+]$- среда щелочная.

Таблица 5 – Степень электролитической диссоциации

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
α > 30%	сильные	кислоты	H_2SO_4,HNO_3, HCl, HBr, HI
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
3% < α < 30%	средние	кислоты	*HF , H_2SO_3, H_3PO_4*
		основания	*$Fe(OH)_3$*

α<3%	слабые	кислоты	H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH
		основания	$Me(OH)_nH$. В воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

В зависимости от своего состава соли по–разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей (Таблица 6).

Таблица 6 – Типы солей

1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($CuCl_2$, NH_4Cl, $Fe_2(SO_4)_3$ гидролиз по катиону) $CuCl_2 \leftrightarrows Cu^{+2} + 2Cl^-$ $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$ $Cu^{+2} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \leftrightarrows CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$ ***Выводы:*** **$[H^+] > [OH^-]$ ⇨ pH < 7 ⇨ среда раствора кислая ⇨ окраска индикаторов изменяется**	2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. (K_2CO_3, Na_2S — гидролиз по аниону) $K_2CO_3 \leftrightarrows 2K^+ + CO_3^{-2}$ $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$ $2K^+ + CO_3^{-2} + H^+ + OH^- \leftrightarrows HCO^-_3 + 2K^+ + \underline{OH^-}$ ***Выводы:*** **$[H^+] < [OH^-]$ ⇨ pH > 7 ⇨ среда раствора щелочная ⇨ окраска индикаторов изменяется**
3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты *(CH_3COONH_4, $AlCl_3$,* $(NH_4)_2CO_3$— гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(CO_3)_3 \leftrightarrows 2Fe^{+3} + 3CO_3^{-2}$ $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$ $2Fe^{+3} + 3CO_3^{-2} + H^+ + OH^- \leftrightarrows Fe(OH)_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$ идёт до конца **Выводы: Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.**	4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты (<u>гидролизу не подвергаются</u> (NaCl, K_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$). $NaCl \leftrightarrows Na^+ + Cl^-$ $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \leftrightarrows Na^+ + Cl^- + H^+ + OH$ **Выводы: $[H^+] = [OH^-]$ ⇨ pH = 7 ⇨ среда раствора нейтральная ⇨ окраска индикаторов не изменяется**

Обрати внимание! ПТБ п. 6, 7, 8.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Испытание растворов солей индикатором.

Налейте в пробирку по 1мл растворов имеющихся солей: карбоната натрия, сульфата железа (II), хлорида натрия, сульфида натрия, хлорида алюминия. Испытайте реакцию среды индикатором, опустив в каждую пробирку по кусочку лакмусовой бумажки, отметьте ее цвет. Заполните таблицу 7, напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионных формах, объясните по катиону или по аниону протекает гидролиз, основываясь на окраске лакмуса.

Таблица 7 – Реакция среды растворов

Формула и название вещества	**Реакция среды**			**Какими электролитами образована соль**
	Кислая pH < 7	**Нейтральная** pH = 7	**Щелочная** pH > 7	
1. $AlCl_3$ хлорид алюминия	+	–	–	$Al(OH)_3$ – слабое основание HCl– сильная кислота

Сделайте вывод.

Опыт № 2 Получение карбоната алюминия и его гидролиз.

К 0,5мл хлорида алюминия прилейте такое же количество раствора карбоната натрия. Наблюдается образование белого аморфного осадка и выделение пузырьков газа CO_2. Напишите уравнение реакций:

1) взаимодействие хлорида алюминия с карбонатом натрия в молекулярной и ионной форме.

2) взаимодействия карбоната алюминия с водой (гидролиз).

Объясните наблюдаемые явления. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Составьте уравнения реакций гидролиза следующих солей:

I вариант	II вариант
а) $Al(NO_3)_3$;	а) $BaCl_2$;
б) K_2CO_3.	б) $MgSO_4$.

Тема «Химические реакции»

Лабораторная работа № 5
«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 υ определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$\upsilon = \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ моль/л·с} \qquad (1)$$

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 10^0C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

Это правило математически выражается следующей формулой:

$$\upsilon_2 = \upsilon_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2^0 - t_1^0}{10}} = \upsilon_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} \qquad (2)$$

Где γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10^0; υ_1 – скорость реакций при температуре υ_2 - скорость реакции при температуре t_2^0.

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:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S + SO_2 + H_2O$$

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 $Na_2S_2O_3$ будет: в пробирке №1 – 1С, в пробирке № 2 – 2С, в пробирке №3 – 3С.

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

Данные опыта занесите в таблицу №8.

Таблица 8 – Время протекания реакции различной концентрации

№ пробирки / С, t	№1	№2	№3
Концентрация, С	1С	2С	3С
Время, t			

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (Рисунок 1).

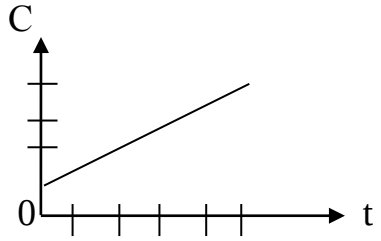


Рисунок 1 - График зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

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 2мл 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 увеличиться скорость химической реакции при повышении температуры от 40^0С до 70^0С, если температурный коэффициент равен трем?

Тема «Металлы и неметаллы»

Лабораторная работа № 6
«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

Li, Cs, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H_2, Cu, Ag, Hg, Au

Li^+, Cs^+, K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, S^{2+}, Pb^{2+}, H_2^+, Cu^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Au^{3+}

усиление окислительной способности

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

$Cu + 2H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

Некоторые металлы, например цинк, алюминий, хром, могут взаимодействовать со щелочами: $2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$.

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 уравнения реакций в молекулярной форме. Составьте окислительно–восстановительные реакции, пользуясь электрохимическим рядом напряжений. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Взаимодействие металлов с растворами кислот.

В две пробирки налейте 1мл раствора соляной кислоты. В одну добавьте 1-2 стружки алюминия, в другую – 1-2 стружки магния. В какой пробирке наблюдаете более энергичное выделение газа.

Напишите окислительно–восстановительные уравнения соответствующих реакций.

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: $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ в молекулярном виде.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:

1) $Mg + HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$;

2) $KMnO_4 + NH_3 \longrightarrow KNO_3 + MnO_2 + KOH + H_2O$.

Лабораторная работа № 7
«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, концентрированный раствор аммиака, концентрированная 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:

$NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

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 0,5мл соляной кислоты, вставьте пробку с газоотводной трубкой и закрепите горизонтально в зажиме штатива. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с 2мл 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 2мл 20%–го хлорида аммония и добавьте 2мл 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 прилейте 5-6мл 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:

а) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$;

б) $C+Cr_2O_3 \rightarrow CO_2+Cr$

Лабораторная работа № 8
«Качественные реакции на анионы»

Цель: исследовать качественные реакции на анионы.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, асбестированная сетка, спиртовка, спички, медная проволока, лакмусовая бумага, кристаллический карбонат кальция, кристаллический нитрат калия, растворы: иодида калия, бромид калия, хлорид кальция, нитрат серебра, соляной кислоты, сульфата натрия, хлорида бария, фосфата натрия, гидроксида натрия, хлорида аммония, концентрированная серная кислота.

Краткие теоретические материалы:

Таблица 9 - Качественные реакции на анионы

Анион	**Реактив**	**Наблюдаемая реакция**
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах
NO_3^-	добавить конц. H_2SO_4 и Си, нагреть смесь	образование голубого раствора, содержащего ионы $Cu^{2+,}$ выделение газа бурого цвета (NO_2)
PO_4^{3-}	ионы Ag^+	выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде
S^{2-}	ионы $РЬ^{2+}$	выпадение черного осадка
CO_3^{2-}	ионы Ca^{2+}	выпадение белого осадка, растворимого в кислотах
CO_2	известковая вода $Ca(OH)_2$	выпадение белого осадка и его растворение при пропускании $С0_2$
SO_3^{2-}	ионы H^+	появление характерного запаха $S0_2$

F^-	ионы Ca^{2+}	выпадение белого осадка
Cl^-	ионы Ag^+	выпадение белого осадка, не растворимого в HN03, но растворимого в конц. $NH_3 \cdot H_20$
Br^-	ионы Ag^+	выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в $HN0_3$ осадок темнеет на свету
I^-	ионы Ag^+	выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц. осадок темнеет на свету
OH^-	индикаторы:	лакмус – синее окрашивание; фенолфталеин – малиновый

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

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Качественная реакция на анионы галогенов.

В первую пробирку налейте 2мл иодида калия, во вторую 2мл бромида калия, в третью 2мл хлорида кальция и в каждую добавьте по 1 капле нитрата серебра. Запишите наблюдения. Отметьте цвет осадков.

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах, дайте названия веществам. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Качественная реакция на карбонат-ион.

В пробирку положите кусочек карбоната кальция, и прилейте 1мл раствора соляной кислоты. Запишите наблюдения.

Напишите в молекулярной и ионных формах уравнения реакций, протекающих при действии соляной кислоты на карбонат кальция. Какой газ выделяется при действии соляной кислоты на карбонаты? Сделайте вывод.

Опыт № 3 Качественная реакция на сульфат-ион.

В пробирку внесите 1мл раствора хлорида бария и добавьте 1мл раствора сульфата натрия. Запишите наблюдения, отметьте цвет осадка.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах, дайте названия веществам. Сделайте вывод.

Опыт № 4 Качественная реакция на нитрат-ион.

К 0,5г сухому нитрату калия прилейте 1-2мл концентрированной серной кислоты, затем внесите в пробирку медную проволоку. Нагрейте в пламени спиртовки пробирку со смесью. Отметьте выделение бурого газа. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия нитрата калия с серной кислоты в молекулярной и ионных формах;

2) взаимодействия азотной кислоты с медью (ОВР).

Сделайте вывод.

Опыт № 5 Качественная реакция на фосфат-ион.

В пробирку налейте 1-2мл раствора фосфата натрия и 1мл нитрата серебра. Отметьте наблюдаемые явления. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах, дайте названия веществам. Сделайте вывод.

Опыт № 6 Качественная реакция на ион аммония.

В пробирку налейте 0,5мл раствора гидроксида натрия, добавьте 0,5мл раствора хлорида аммония. Нагрейте до кипения. В выделяющиеся пары внести полоску влажной лакмусовой бумажки, отметьте изменение ее цвета и появление резкого запаха. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах, дайте названия веществам. Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Закончите уравнения реакций в молекулярном виде, составьте полные и ионные уравнения:

I вариант	II вариант
а) $Fe(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$	а) $Cu(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
б) $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow$	б) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

РАЗДЕЛ «ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Тема «Углеводороды и их природные источники»

Лабораторная работа № 9

«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}. Простейший представитель алкинов этин (ацтилен) $CH{\equiv}CH$. 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).

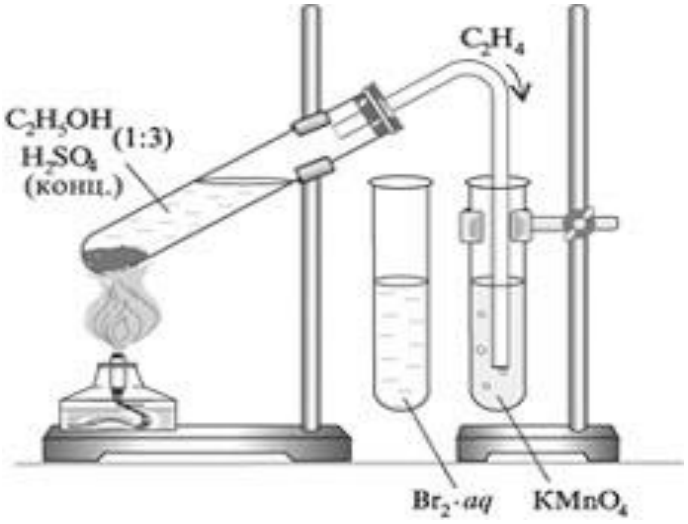


Рисунок 2 - Получение этилена.

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 кверху, 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;

2) взаимодействия этилена с бромной водой;

3) взаимодействие этилена с раствором перманганатом калия;

4) 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	II вариант
Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:	Напишите уравнения реакций в структурном виде в соответствии со схемой, дайте названия веществам:
$C \rightarrow CH_4 \rightarrow CH_3CI \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_4$	$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5CI \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow CO_2$

Тема «Кислородсодержащие органические соединения»

Лабораторная работа № 10
«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 углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу –ОН.

Фенолы – производные ароматических углеводородов, 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.

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 12 каплям воды в пробирке добавьте 4 капли глицерина, взболтайте. В другую поместите 4-6 капель сульфата меди (II) и 8-10 капель раствора гидроксида натрия. После образования голубого осадка добавьте раствор глицерина в воде. Обратить 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:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_5Cl \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow \rightarrow CH_3CHO$$

II вариант

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

$$C_3H_6 \rightarrow C_3H_7OH \rightarrow C_2H_5CHO \rightarrow \rightarrow C_2H_5COOH$$

Лабораторная работа № 11
«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, магний (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 –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 –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: $R\text{-}COOH \rightarrow R\text{-}COO^- + H^+$

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.

Поместите в пробирку 2мл 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 8 капель раствора гидроксида натрия и 4 капли раствора сульфата меди (II). К выпавшему осадку гидроксида меди прибавьте 6-7 капель 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 в 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;

2) взаимодействия уксусной кислоты с магнием;

3) взаимодействия уксусной кислоты с карбонатом кальция;

4) получения гидроксида железа (III);

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).

Лабораторная работа №12
«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.

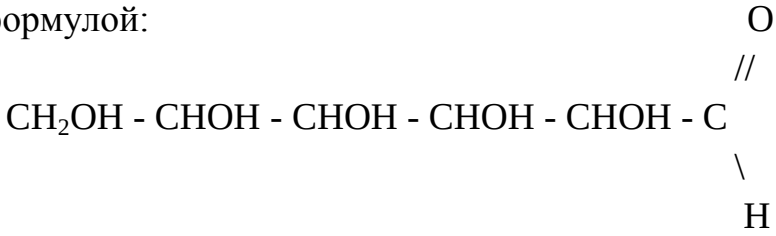
Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды (Таблица 9).

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 тетр***озы,*** пент***озы***, гекс***озы*** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Таблица 10 - Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	**Сложные (подвергаются гидролизу)**	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюк**оза** $C_6H_{12}O_6$ Фрукт**оза** $C_6H_{12}O_6$ Риб**оза** $C_5H_{10}O_5$	Сахар**оза** (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюл**оза** $(C_6H_{10}O_5)_n$

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



Вывод: глюкоза - многоатомный альдегидоспирт. Изомер глюкозы - фруктоза - кетоноспирт. 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:

$$(C_6H_{10}O_5)_n \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_{n-x} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow C_6H_{12}O_6.$$

Обратите внимание! ПТБ п. 6, 7, 8.

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Свойства глюкозы.

а) Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II).

Приготовьте 0,5мл свежеосажденного 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 молекулярной 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 2 мл раствора гидроксида натрия. Затем добавьте несколько капель раствора сульфата меди (II). Запишите наблюдение. Напишите уравнение реакции взаимодействия сахарозы с гидроксидом меди (II) с образованием сахарата 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). Стеклянной 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 2-3минут 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 «Азотсодержащие соединения»

Лабораторная работа № 13
«Свойства белков и полиамидных волокон. Распознание пластмасс и волокон»

Цель: изучить свойства белков и полиамидных волокон, уметь распознавать с помощью качественных реакций пластмассы и волокна.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, асбестированная сетка, спички, щипцы, капрон, водный раствор белка, 10%-ый раствор едкого натра, сульфата меди, конц. азотная кислота, конц. раствор аммиака, серная кислота (конц. и разб.).

Краткие теоретические материалы:

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 вступают в реакции гидролиза, денатурации, для них характерны цветные реакции или реакции окрашивания.

Волокна – протяженные гибкие и прочные тела с малыми поперечными размерами, пригодные для приготовления пряжи и текстильных изделий.

Волокна делят на натуральные (природные) и химические (искусственные и синтетические).

Пластмассы – это материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать заданную форму при изготовлении изделия и сохранять ее в процессе эксплуатации.

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

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Изучение свойств белков.

а) Свертывание белков

Налейте в пробирку 1мл водного раствора белка и нагрейте в пламени горелки до кипения. Обратите внимание на образование хлопьев в пробирке.
Сделайте вывод.

б) Биуретовая реакция.

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

в) 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 № 2 Ознакомление со свойствами капрона.

а) Внесите в пламя горелки кусочек изделия из капрона. Обратите внимание на размягчение капрона, плавление и разложение с образованием твердого блестящего шарика темного цвета. Запишите наблюдения.

б) В пробирку поместите кусочек изделия из капрона и прибавьте несколько капель 10%–ного раствора NaOH. Обратите внимание на то, что капрон не претерпевает изменений. Запишите наблюдения.

в) В две пробирки поместите по кусочку изделия из капрона и прилейте в первую разбавленную серную кислоту, другую пробирку несколько капель концентрированной серной кислоты. **Осторожно!** Запишите наблюдения.

Сделайте вывод.

Опыт № 3 Распознавание пластмасс и волокон.

Прежде чем приступить к выполнению эксперимента, ознакомьтесь со свойствами пластмасс и волокон (таблицы 11,12).

Исследуйте набор с образцами, начиная с внешнего осмотра, нагревания, горения (определения запаха продуктов разложения, скорости горения и т.п.) и заканчивая действием растворителей и кислот. Определите пластмассы и волокна в наборе, назовите их, дайте описание свойств.

Сделайте вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.

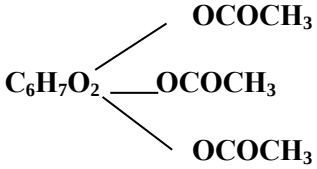
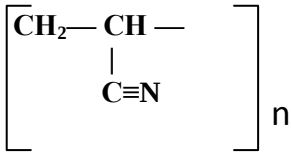
2. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шёлковых тканях?

3. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?

Таблица 11 - Распознавание пластмасс

Название	Формула	Внешние признаки	Отношение к нагреванию	Реакция на продукты разложения	Действие растворителей		
					Ацетон	Бензол	Дихлорэтан
Полиэтилен	$(-CH_2-CH-)_n$	По внешнему признаку сходен с парафином. Относительно мягкий и эластичный материал. Тонкие пленки прозрачны. Цвет различный.	При нагревании размягчается, можно вытянуть нити. Горит синим пламенем, при этом плавится и образует капли.	Не обесцвечивает растворы $KMnO_4$ и Br_2	Не растворяется		
Поливинилхлорид	$(-CH_2-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{\vert}{CH}}-)_n$	Относительно мягкий материал. При пониженной температуре становится твердым и хрупким.	При нагревании размягчается. Горит небольшим пламенем, образуя черный, хрупкий шарик. Вне пламени гаснет. При горении чувствуется острый запах	Выделяющийся хлороводород окрашивает влажную лакмусовую бумажку	Не растворяется	Не растворяется	Набухает, становится рыхлым
Полистирол	$(-CH_2-\underset{\displaystyle C_6H_5}{\underset{\vert}{CH}}-)_n$	Твердый, хрупкий, почти прозрачный или непрозрачный материал. Может быть разного цвета.	При нагревании размягчается-легко вытягивается в нити, горит коптящим пламенем с резким специфическим запахом.	Обесцвечивает растворы $KMnO_4$ и Br_2	Набухает, пенополистирол растворяется		Растворяется
Фенолформальдегидная смола	$[-C_6H_4-CH_2-C_6H_4-]_n$	Твердый, хрупкий материал темного цвета с блестящей поверхностью.	При сильном нагревании разлагается. Горит, распространяя резкий запах фенола. Вне пламени постепенно гаснет.	—	Не растворяется		
Полиметил-метакрилат	$(-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{C}}-COOCH_3)_n$	Относительно твердый, прозрачный материал	При нагревании размягчается, горит желтым цветом с синей каймой у краев пламени, с характерным потрескиванием, распространяя запах сложных эфиров	Не обесцвечивает растворы $KMnO_4$ и Br_2	Набухает	Растворяется	

Таблица 12 - Распознавание волокон

Название	Формула	Сжигание	Реакция на продукты разложения	Действие кислот и щелочей			Действие растворителей	
				HNO_3 ρ=1,4 г/см^3	**H_2SO_4** ρ=1,84 г/см^3	**NaOH** 10 %	Ацетон	Расплавленного фенола
Хлопок	$(C_6H_{10}O_5)_n$	Горит быстро с запахом жженой бумаги. Остается черный пепел	Окрашивает синюю лакмусовую бумагу в красный цвет	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется	Набухает, но не растворяется	Не растворяется	
Шерсть	(NH-CH-CO-)$_n$	Горит медленно с запахом жженных волос, образуя шарик черного цвета, который растирается в порошок	Окрашивает влажную красную, лакмусовую бумагу в синий цвет	Набухает и окрашивается в желтый цвет.	Разрушается	Растворяется	Не растворяется	
Вискозное	$(C_6H_{10}O_5)_n$	Горит быстро с запахом жженой бумаги. Остаются следы золы.	Окрашивает влажную красную, лакмусовую бумагу в красный цвет	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется, образуя красно-коричневый раствор	Сильно набухает и растворяется	Не растворяется	
Ацетатное 		Горит быстро, образуя шарик темно-бурого цвета, вне пламени не горит	Окрашивает влажную синюю лакмусовую бумагу в красный цвет	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется	Образуется желтоватый раствор	Растворяется	Не растворяется
Нитрон 		Горит, образуя темный неблестящий шарик	Окрашивает влажную красную лакмусовую бумагу в синий цвет	Не растворяется (растворяется в дымящей HNO_3)	Растворяется	Не растворяется (при кипячении волокно краснеет)	Не растворяется	

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

Основные источники:

1 Габриелян О.С., Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования.- 3-е изд., стер-М.: Издательский центр «Академия», 2017. 272 с.

2 Ерохин Ю.М. Химия. Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. СПО. 3-е изд., стер. М.: Академия, 2014. 228 с.

3 Ерохин Ю.М., Ковалева И.Б. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник. М.: Издательский центр «Академия», 2018. 496 с.

Дополнительные источники:

4 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.

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

6 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 Ю.В. Пеховкина

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

СОГЛАСОВАНО

Старший методист М.В. Отс

Методист по ИТ Ю.В. Пеховкина