

КАЗАНСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Специализированный учебный научный центр –
общеобразовательная школа-интернат IT-лицей**

Ф.Д. ХАЛИКОВА

**ДЕМОНСТРАЦИОННЫЙ
ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ**

Учебное пособие



КАЗАНЬ

2021

УДК 54(075)
ББК 24я7
Х17

*Печатается по рекомендации педагогического совета
общеобразовательной школы-интерната «IT-лицей»
Казанского (Приволжского) федерального университета
(протокол № 2 от 15 октября 2021 г.)*

Автор

Ф.Д. Халикова, кандидат педагогических наук,
учитель химии высшей квалификационной категории СУНЦ IT-лицей КФУ,
доцент кафедры химического образования
Химического института им. А.М. Бутлерова КФУ

Рецензенты:

доктор химических наук, профессор кафедры
химического образования КФУ **Ф.Д. Ямбушев**;
доктор педагогических наук, профессор кафедры
химического образования КФУ **С.И. Гильманшина**

Халикова Ф.Д.

- X17 Демонстрационный химический эксперимент** [Электронный ресурс]: учебное пособие / Ф.Д. Халикова. – Электронные сетевые данные (1 файл: 3,22 МБ). – Казань: Издательство Казанского университета, 2021. – 207 с. – Системные требования: Adobe Acrobat Reader. – Режим доступа:
https://kpfu.ru/portal/docs/F_1229691748/Demonstracionnyj.khimicheskij.eksperiment.pdf.
– Загл. с титул. экрана.

ISBN 978-5-00130-539-2

В учебное пособие включены различные по степени сложности демонстрационные химические эксперименты – в целях совершенствования знаний учащихся. Демонстрационный эксперимент как одна из форм химического эксперимента позволяет осуществить индивидуальный подход к каждому учащемуся в познавательной и практической деятельности.

Материалы учебного пособия могут быть использованы для углубленного профильного изучения школьного курса химии. Демонстрационный химический эксперимент разрешает теоретическую разобщенность пройденных разделов неорганической и органической химии, позволяет осуществить междисциплинарность, что способствует формированию общей картины мира.

Учебное пособие «Демонстрационный химический эксперимент» предназначено для учащихся 8–11 классов и учителей химии. Также оно представляет несомненный интерес для студентов – будущих учителей химии.

УДК 54(075)
ББК 24я7

ISBN 978-5-00130-539-2

© Халикова Ф.Д., 2021

© Издательство Казанского университета, 2021

Оглавление

Предисловие	5
Глава 1. Школьный химический кабинет и основные приемы работы в нем	7
1.1. Основные требования к школьному кабинету химии	7
1.2. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии и химической лаборатории	14
1.3. Группы хранения химических реактивов	16
1.4. Прекурсоры	18
1.5. Школьный учебный демонстрационный химический эксперимент	21
Глава 2. Неорганическая химия. Металлы	36
2.1. Щелочные металлы	36
2.2. Щелочноземельные металлы и магний	40
2.3. Алюминий и его соединения	42
2.4. Железо и его соединения	46
2.5. Кобальт и его соединения	48
2.6. Никель и его соединения	51
2.7. Хром и его соединения	55
2.8. Марганец и его соединения	57
2.9. Медь и ее соединения	60
2.10. Амфотерность соединений	63
Глава 3. Неорганическая химия. Неметаллы	67
3.1. Водород	67
3.2. Галогены. Хлор	72
3.3. Опыты с бромом и йодом	75
3.4. Халькогены. Кислород	77
3.5. Сера и ее соединения	84
3.6. Азот и его соединения	88
3.7. Фосфор и его соединения	93

3.8. Углерод и кремний.....	98
Глава 4. Органическая химия	102
4.1. Предельные углеводороды.....	102
4.2. Непредельные углеводороды.....	105
4.3. Ароматические углеводороды	108
4.4. Спирты.....	111
4.5. Альдегиды	115
4.6. Кетоны	116
4.7. Карбоновые кислоты.....	118
4.8. Простые эфиры	121
4.9. Сложные эфиры.....	123
4.10. Углеводы. Моносахариды. Глюкоза	125
4.11. Дисахариды.....	127
4.12. Полисахариды.....	130
4.13. Аминокислоты	132
4.14. Белки	134
Глава 5. Школьный практикум	137
5.1. 8 класс.....	137
5.2. 9 класс.....	151
5.3. 10 класс.....	160
5.4. 11 класс.....	175
Глава 6. Экспериментальные задания олимпиад регионального уровня.....	187
6.1. 9 класс.....	187
6.2. 10 класс.....	190
6.3. 11 класс.....	193
Список использованной литературы.....	198
Приложение	199

ПРЕДИСЛОВИЕ

Демонстрационный эксперимент как одна из форм химического эксперимента позволяет осуществить индивидуальный подход к каждому учащемуся в познавательной и практической деятельности. В учебное пособие включены различные по степени сложности демонстрационные химические эксперименты – в целях совершенствования знаний учащихся.

Материалы учебного пособия могут быть использованы для углубленного профильного изучения школьного курса химии. Демонстрационный химический эксперимент разрешает теоретическую разобщенность пройденных разделов неорганической и органической химии, позволяет осуществить междисциплинарность, что способствует формированию общей картины мира.

Учебное пособие «Демонстрационный химический эксперимент» предназначено для учащихся 8–11 классов и учителей химии, а также представляет несомненный интерес для студентов – будущих учителей химии.

Первая глава книги – «Школьный химический кабинет и главные приемы в нем» – дает обучающимся возможность получить представление о современных требованиях к организации учебно-материальной базы по химии, о правилах техники безопасности на уроках химии и в лаборатории. Обучающимся необходимо также знать группы хранения химических реактивов, правильно обращаться с прекурсорами, уметь вести журнал их учета.

Вторая глава книги – «Неорганическая химия. Металлы» – направлена на овладение обучающимися техникой химического эксперимента по металлам.

Третья глава книги знакомит обучающихся с практикумом по теме «Неорганическая химия. Неметаллы».

В четвертой главе рассматривается химический эксперимент по основным классам органической химии.

В пятой главе представлен школьный практикум для 8–11 классов.

В шестой главе представлены экспериментальные задания и ответы олимпиад различного уровня.

Для успешного выполнения демонстрационного химического эксперимента очень важно следующее:

- 1) ознакомиться с программой курса химии средней школы;
- 2) знать, в каком классе, при изучении какой темы предусмотрено выполнение химического эксперимента;
- 3) рассмотреть методики проведения отдельных уроков, особенности химического эксперимента, расчетов, моделирования, средств контроля и т. д.;
- 4) прочитать соответствующие разделы учебника химии (8–11 классы) для средней школы у разных авторов;
- 5) подумать, в какой форме целесообразно проводить эксперимент, как использовать различные средства наглядности;
- 6) изучить соответствующий раздел учебника по методике обучения химии;
- 7) читать дополнительную научно-методическую и научно-популярную литературу.

ГЛАВА 1. ШКОЛЬНЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ КАБИНЕТ И ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ В НЕМ

1.1. Основные требования к школьному кабинету химии

Химический кабинет школы – это специально оборудованное помещение для проведения уроков химии, подготовки и проведения внеклассной работы по предмету, а также других занятий и мероприятий по химии в соответствии с учебной программой и школьным планом по воспитательной работе.

Требования к школьному кабинету химии, с одной стороны, вытекают из соответствующих санитарно-гигиенических, эргономических и общешкольных правил. С другой стороны, химический кабинет должен быть оснащен всем необходимым учебным оборудованием (дидактическая составляющая кабинета), позволяющим обеспечить возможность проведения всего комплекса учебно-воспитательных работ, обусловленных спецификой школьного предмета – химии.

Как правило, химический кабинет состоит из двух комнат: собственно классной комнаты для проведения уроков и иных занятий по химии и лаборантской комнаты – рабочего места лаборанта, где хранятся химическая посуда, реактивы, другие средства обучения и дидактические материалы и где лаборант или учитель готовит все необходимое для занятий.

Классная комната химического кабинета площадью около 70 м² должна быть оснащена двухместными ученическими столами, позволяющими проводить лабораторные опыты и практические работы с соблюдением санитарно-гигиенических норм и правил техники безопасности. В классе устанавливаются демонстрационный стол, обычно совмещаемый с рабочим столом учителя, вытяжной шкаф, классная доска. Обязательными материальными атрибутами школьного кабинета химии являются водопровод и канализация, электроснабжение и отопление, шкафы для хранения учебно-методической литературы и таблиц, средства пожаротушения и оказания первой медицинской помощи.

При наличии газо-, водо- и электроснабжения для демонстрационного и каждого ученического стола коммуникации должны проходить под полом и иметь специальные распределительные щиты и краны для их общего включения и отключения. В настоящее время разработаны и реализуются комплекты специальной мебели, вытяжных устройств, лабораторных и препаратных столов, классных досок и т. п. для школьных кабинетов химии.

Лаборантская комната площадью около 18 м² должна быть оснащена шкафами и сейфами для хранения реактивов, посуды и другого лабораторного оборудования, вытяжным шкафом, раковиной для мытья посуды, средствами пожаротушения, необходимой мебелью для работы лаборанта и учителя. Лаборантская комната должна примыкать к классной комнате и иметь два выхода: один – в коридор, второй – в классную комнату.

Химический кабинет нельзя использовать для занятий групп продленного дня или в качестве классной комнаты для проведения уроков и внеклассной работы по другим предметам.

Дидактическая составляющая химического кабинета (непосредственно средства обучения химии) определяется постоянно обновляющимися «Типовыми перечнями учебно-наглядных пособий и учебного оборудования для общеобразовательных школ», утверждаемыми приказами Министерства образования Российской Федерации.

Администрация школы и учитель химии несут ответственность за:

- укомплектованность кабинета оборудованием и учебно-методическим комплексом средств обучения химии;
- соответствие оборудования и учебно-методического комплекса средств обучения профилю кабинета химии;
- наличие в кабинете комплекта материалов для диагностики качества обучения химии;
- обеспеченность кабинета учебниками, дидактическими и раздаточными материалами по химии;

- наличие в кабинете дидактического стендового материала (критерии оценки ответов учащихся; рекомендации по выполнению домашних работ, решению задач, составлению рефератов, подготовке к экзаменам; краеведческая информация; стенные газеты; материалы по профессиональной ориентации и т. д.);
- соблюдение правил техники безопасности, санитарно-гигиенических норм в учебном кабинете.

Система средств обучения химического кабинета

Средства обучения, воспитания и развития учащихся (средства обучения) – это система материальных объектов, используемых в учебно-воспитательном процессе, как преподавателями, так и учащимися для решения задач, поставленных перед образовательным учреждением.

Средства обучения химии можно разделить условно на несколько групп:

- средства, используемые только лишь учителем (учебно-методическая и специальная литература, приборы, реактивы и оборудование) для подготовки к урокам и проведению внеклассных мероприятий;
- учебники, задачки, книги для чтения и другая учебная и популярная литература для учащихся;
- специальные дидактические средства обучения химии.

Специальными средствами обучения химии являются:

- натуральные объекты (вещества, химические реактивы, материалы, смеси, растворы, коллекции и т. д.);
- приборы, химическая посуда и лабораторное оборудование;
- учебные модели атомов, молекул, кристаллических решеток, химических производств и т. д.;
- средства обучения на бумажной основе (таблицы, схемы, графики, плакаты, фотографии и т. д.);
- аудио- и видеосредства обучения (диапозитивы, транспаранты, диафильмы, звукозаписи, видеофильмы, кинофильмы), обеспеченные соответствующими техническими средствами (фотоаппараты, диапроекторы, фильмо-

скопы, эпипроекторы, кодоскопы, кинопроекторы, магнитофоны, видеомангитофоны, телевизоры, экраны и т. д.);

– современные коммуникационные и информационные средства обучения (обучающие, контролирующие, игровые и другие компьютерные программы), обеспеченные соответствующими установками и возможностями (видеокамеры, цифровая фотоаппаратура, компьютеры, мультимедийные установки, Интернет и т. д.).

Приводим краткий перечень видов средств обучения, необходимых для обеспечения эффективности учебно-воспитательного процесса при изучении химии в школе и реализации требований Государственного образовательного стандарта по химии.

I. Книгопечатная продукция.

1. Школьные авторские учебные программы по химии для средней школы.
2. Учебники по химии для средней школы.
3. Рабочие тетради для учащихся.
4. Сборники тестовых заданий для тематического и итогового контроля (8, 9, 10, 11 классы).
5. Сборники задач по химии для средней школы.
6. Научно-методические работы и периодические издания («Химия в школе»; «Химия» и др.) и т. д.

II. Наглядные пособия.

1. Комплект портретов ученых-химиков.
2. Серия справочных таблиц по химии («Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Растворимость солей, кислот и оснований в воде», «Электрохимический ряд напряжений металлов», и др.).
3. Серия различных учебных таблиц по неорганической химии, органической химии, по производству основных продуктов химической промышленности.

III. Информационно-коммуникативные средства.

1. Мультимедийные программы (обучающие, тренинговые, контролируемые и др.) по всем разделам курса химии (для учителя, учащихся и домашнего пользования).
2. Электронные библиотеки по курсу химии (для учителя, учащихся и домашнего пользования).
3. Электронные базы данных по всем разделам курса химии (для учителя, учащихся и домашнего пользования).
4. Компьютерные программы Chem Lab, Chem Office, Chem Draw, Chemical Equation, Chem Finder, Открытая химия, Репетиторы по химии, Химическая лаборатория, Химикус и др.

IV. Экранно-звуковые пособия.

1. Комплект видеофильмов по неорганической химии (по всем разделам курса).
2. Комплект видеофильмов по органической химии (по всем разделам курса).

V. Технические средства обучения.

1. Видеокамера на штативе.
2. Видеомагнитофон (видеоплеер).
3. Графопроектор (кодоскоп или аналогичный прибор).
4. Компьютер мультимедийный с пакетом прикладных программ (текстовых таблиц, графических и презентационных); с возможностью подключения к Интернету; аудио и видео выходы, с приводами для чтения и записи компакт-дисков; оснащенный акустической колонкой, магнитофоном и наушниками и др.
5. Телевизор (с диагональю экрана не менее 72 см).
6. Экран проекционный (размер не менее 1 200 см).

VI. Реактивы, приборы, наборы посуды и лабораторных принадлежностей для химического эксперимента.

В соответствии с Перечнем учебно-наглядных пособий и учебного оборудования для общеобразовательных школ.

VII. Специализированная мебель.

Перечень специфических работ по учебному эксперименту

Специфика обучения химии в школе предполагает проведение учителем и учениками следующих видов основных экспериментальных работ с натуральными объектами в качестве средств обучения.

1. Демонстрационный химический эксперимент, выполняемый учителем или учениками.
2. Лабораторные опыты, выполняемые учениками под руководством учителя во время объяснения новой темы.
3. Практические работы, выполняемые учениками по учебной программе в течение всего урока.
4. Опыт, выполняемый отдельными учениками в ходе индивидуального контроля усвоения знаний, умений и навыков.
5. Химический учебный и исследовательский эксперимент, выполняемый учащимися на занятиях химического кружка, при подготовке к научной конференции, к олимпиаде и т. д.
6. Химический эксперимент, проводимый учителем и учащимися во время тематических химических вечеров, классных часов и т. д.
7. Химический эксперимент, проводимый учителем, лаборантом и отдельным учеником для отработки методики и техники опытов при подготовке к урокам или внеклассным мероприятиям.

При выполнении в химическом кабинете указанных работ, сопровождающихся определенной опасностью для здоровья учителя и учащихся, так как многие химические вещества в той или иной степени токсичны, огнеопасны, взрывоопасны, необходимо строго выполнять правила техники безопасности. Только в этом случае можно гарантированно исключить несчастные случаи в школе в виде химических и термических ожогов, порезов рук лабораторной по-

судой, отравления химическим соединениями, поражения электрическим током и т. д.

Учитель отвечает за обучение учащихся безопасным методам и приемам работы, ознакомление учащихся с правилами поведения в химическом кабинете, вводный и первичный инструктаж в начале учебного года, а также текущий инструктаж – перед проведением учебного эксперимента и практической работы. Внеплановый инструктаж проводится в случаях грубого нарушения правил техники безопасности, возникновения аварийных ситуаций или введения в действие новых правил по технике безопасности.

Практические и лабораторные работы проводятся только в присутствии учителя. Вход посторонним во время практической или лаборантской работы в кабинет строго запрещен. На уроке разрешается проводить эксперимент, только предусмотренный учебной программой.

В кабинете на видном месте вывешиваются инструкция по технике безопасности при проведении лабораторных опытов и практических занятий по химии.

Учащимся, которым по состоянию здоровья запрещено работать с реактивами и растворами, администрация школы обязана обеспечить работу по индивидуальному плану.

Требования техники безопасности должны соблюдаться в кабинете химии неукоснительно. Ни один прибор нельзя использовать без предварительной проверки. В случае, если произошла утечка ядовитого газа, учитель должен удалить учащихся из класса, надеть противогаз, ликвидировать аварию и лишь после этого допускать учеников снова в кабинет. Опыты, предназначенные для проведения учащимися, должны быть предварительно проверены учителем, а количества веществ строго ограничены необходимостью опыта. Опыты с токсичными веществами проводятся в исправном вытяжном шкафу или приборах - замкнутых системах с поглощением выделяющихся веществ. Учащихся следует научить, как убирать свое рабочее место, реактивы, пролитые или просы-

панные на стол и следить за тем, чтобы насыпались и наливались не над полом или одеждой, а над столом. Учитель должен проинструктировать учащихся о том, как следует обращаться с кислотами и щелочами при сливании их канализацию. Учитель должен сам строго соблюдать правила личной безопасности, которые являются общими для всех химических лабораторий.

1.2. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии и химической лаборатории

Многие неорганические и все органические вещества в той или иной степени ядовиты, а многие из них огнеопасны и взрывоопасны. Поэтому, работая в химической лаборатории и химическом кабинете, необходимо строго соблюдать перечисленные ниже основные правила техники безопасности.

1. Работа с химическими веществами разрешается только в лаборатории, имеющей исправную проточно-вытяжную вентиляцию и оборудованной вытяжным шкафом. Вытяжка включается за 20–30 мин до начала работы и выключается через 20–30 мин после ее окончания.

2. Нельзя работать в лаборатории без халата. Он должен быть сшит только из хлопчатобумажной ткани.

3. Работать с ядовитыми, раздражающими органы дыхания и сильно пахнущими веществами необходимо только в вытяжном шкафу в резиновых перчатках. Нельзя брать химические вещества незащищенными руками.

4. Сыпучие реактивы следует отбирать только сухим шпателем или специальной ложкой.

5. Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием к себе или в сторону стоящего рядом человека.

6. Запрещается нагревать летучие и легковоспламеняющиеся жидкости вещества.

7. Запрещается выливать в раковины остатки кислот и щелочей, огне-опасных и ядовитых, плохо смывающихся и сильно пахнущих жидкостей.

8. Запрещается пробовать химические вещества на вкус, всасывать ртом в пипетки любые жидкие вещества. При исследовании запаха жидкости следует осторожно направлять к себе ее пары легким движением руки.

9. Металлический натрий следует обязательно хранить под слоем керосина, толуола или ксилола, не содержащих следов воды.

10. Концентрированные кислоты, щелочи, ядовитые и сильно пахнущие вещества обязательно хранить в хорошо вентилируемом вытяжном шкафу.

11. При разбавлении кислоты необходимо осторожно, небольшими порциями, при постоянном перемешивании прибавлять кислоту к воде, а не наоборот!

12. При попадании кислот на кожу нужно быстро промыть обожженное место струей воды, а затем 2–3%-ным раствором соды.

13. При ожоге едкими щелочами надо также хорошо промыть обожженное место водой, а затем 2–3%-ным раствором уксусной кислоты.

14. При случайном попадании кислоты или щелочи в глаза тотчас промыть их большим количеством воды, а затем обработать тампоном, смоченным в растворе соды или борной кислоты, и вновь промыть водой.

15. В случае воспламенения одежды необходимо немедленно набросить на пострадавшего халат, одеяло, пиджак и т. д. Ни в коем случае не давать ему бежать, так как это усиливает пламя.

16. При воспламенении эфира, бензола, бензина нельзя применять для тушения воду. В этих случаях пламя тушат песком или асбестовым одеялом.

17. Следует бережно и аккуратно обращаться с посудой и лабораторным оборудованием, приборами.

18. Перед работой с легковоспламеняющимися жидкостями (ЛВЖ) необходимо проверить наличие первичных средств пожаротушения и подготовить их к использованию.

19. Запрещается производить какие-либо работы с ЛВЖ вне вытяжного шкафа.

20. Перегонку и нагревание низкокипящих огнеопасных жидкостей следует проводить в круглодонных колбах, установленных на банях, заполненных соответствующим теплоносителем (вода, масло, песок).

21. Для нагревания бань следует пользоваться электроплитками только с закрытыми нагревательными элементами.

22. Проводить отгонку ЛВЖ на плитках с открытой спиралью запрещается.

23. При перегонке ЛВЖ необходимо постоянно следить за работой холодильника.

24. Запрещается нагревать на водяных банях вещества, которые могут вступать в реакцию с водой со взрывом или выделением газов.

25. Лабораторные установки, в которых проводилось нагревание ЛВЖ, разрешается разбирать только после остывания их до комнатной температуры.

26. Хранят ЛВЖ только под тягой в герметично закрытой толстостенной таре.

27. Любые работы с ЛВЖ, при которых в окружающее пространство могут выделяться горючие пары, следует проводить при выключенных горелках и электрических приборах.

1.3. Группы хранения химических реактивов

Группы хранения химических реактивов представлены в табл. 1.

Таблица 1

Группы хранения химических реактивов

№ группы	Общие свойства веществ данной группы	Примеры веществ из типового перечня	Условия хранения в школе
1	Взрывчатые вещества	В типовых перечнях не значатся	Вносить в здание школы запрещено

№ группы	Общие свойства веществ данной группы	Примеры веществ из типового перечня	Условия хранения в школе
2	Выделяют при взаимодействии с водой легко воспламеняющиеся газы	Литий, натрий, кальций, карбид кальция	В лаборантской, в шкафу под замком или вместе с ЛВЖ; можно совмещать с 4 группой на отдельной полке
3	Самовозгораются на воздухе при неправильном хранении	В типовых перечнях не значатся	
4	Легковоспламеняющиеся жидкости (ЛВЖ)	Диэтиловый эфир, ацетон, бензол, этиловый спирт, толуол, циклогексан, изобутиловый спирт и т. д.	В лаборантской, в металлическом ящике или в специальной укладке
5	Легковоспламеняющиеся твердые вещества	Черенковая сера, красный фосфор, парафин, уголь, сухое горючее, органические кислоты: олеиновая, стеариновая, пальмитиновая, бензойная	В лаборантской, в шкафу под замком, можно совмещать с 8 группой, но на разных полках
6	Воспламеняющие (окисляющие) вещества	Калия перманганат, азотная кислота (плотность 1,42), нитрат калия, нитрат натрия, нитрат аммония, оксид марганца (IV), 3%-ный пероксид водорода	В лаборантской, в шкафу, отдельно от 4 и 5 группы

№ группы	Общие свойства веществ данной группы	Примеры веществ из типового перечня	Условия хранения в школе
7	Повышенная физиологическая активность	а) бром; йод кристаллический; дихромат аммония; бария гидроксид, оксид, нитрат и хлорид; калия гидроксид, дихромат, роданид и хромат; кобальта сульфат; натрия сульфид девятиводный, фторид, гидроксид; никеля сульфат; хрома (III) хлорид; свинца ацетат; серебра нитрат; цинка сульфат и хлорид; б) хлористый метилен; хлороформ; дихлорэтан; гексахлорбензол; углерод четыреххлористый; фенол; анилин; анилин серноокислый; спирт изоамиловый	В лаборантской, в сейфе (надежно закрываемом металлическом ящике) изолированно от других групп
8	Малоопасные вещества и практически безопасные	Натрия хлорид, сахароза, мел, борная кислота, магния сульфат, кальция сульфат и др.	В классе – в закрывающихся шкафах или в лаборантской; можно совмещать с 5 или 6 группой, но на разных полках

1.4. Прекурсоры

В настоящих Правилах используются следующие основные понятия: прекурсоры наркотических средств и психотропных веществ (в дальнейшем – прекурсоры) – вещества, часто используемые при производстве, изготовлении, переработке наркотических средств и психотропных веществ, включенные в Пе-

речень наркотических средств, психотропных веществ и их прекурсоров, подлежащих контролю в Российской Федерации, в соответствии с законодательством Российской Федерации, международными договорами Российской Федерации, в том числе Конвенцией Организации Объединенных Наций о борьбе против незаконного оборота наркотических средств и психотропных веществ 1988 г.

Материально ответственное лицо – работник, на которого приказом руководителя учреждения возложена обязанность возмещать работодателю причиненный ему прямой действительный ущерб.

Оборот прекурсоров наркотических средств и психотропных веществ – культивирование растений; разработка, производство, изготовление, переработка, хранение, перевозка, пересылка, отпуск, реализация, распределение, приобретение, использование, ввоз на таможенную территорию Российской Федерации, вывоз с таможенной территории Российской Федерации, уничтожение прекурсоров наркотических средств и психотропных веществ, разрешенные и контролируемые в соответствии с законодательством Российской Федерации. Незаконный оборот прекурсоров наркотических средств и психотропных веществ – оборот прекурсоров наркотических средств и психотропных веществ, осуществляемый в нарушение законодательства Российской Федерации.

Общие положения:

1. Прекурсоры должны храниться в образовательных учреждениях в отдельной комнате в закрытом, опломбированном сейфе.

2. Комнаты, сейфы, в которых хранятся прекурсоры, по окончании рабочего дня должны закрываться на замок, сейф – опечатываться после каждого использования препаратов на уроках химии.

3. Ключ от комнат и сейфов, где хранятся прекурсоры, а также печать или пломбир, должны находиться у директора или материально ответственного лица, уполномоченного на их хранение приказом по учреждению.

4. Ответственность за правильное хранение и организацию работы с прекурсорами и документами возлагается на руководителя учреждения или его заместителя.

5. Ответственность за правильное использование прекурсоров, выданных для проведения практических занятий, несет преподаватель, отвечающий за данные практические занятия.

6. Хранение прекурсоров в помещениях, не оборудованных надлежащим образом, после окончания учебных занятий не разрешается.

7. При поступлении прекурсоров руководитель образовательного учреждения или его заместитель обязаны лично проверить соответствие полученных веществ сопроводительным документам. Документ, фиксирующий получение образовательным учреждением прекурсоров, надлежит хранить в течение 10 лет.

8. Доступ в комнату, где хранятся запасы прекурсоров, разрешается материально ответственному лицу, что оформляется приказом по учреждению.

9. Отпуск прекурсоров для текущей работы производится только по письменному разрешению руководителя учреждения или его заместителя по подписанному им требованию, с указанием фамилии и должности лица, получающего это средство.

10. Перед отпуском прекурсоров лицо, ответственное за их хранение, обязано лично проверить обоснование для отпуска и правильность оформления перечисленных в п. 10 настоящих Правил документов, а также качество упаковки, после чего расписаться в копии требования.

11. Руководитель и материально ответственное лицо должны принять необходимые меры по обеспечению пожарной безопасности помещений, где хранятся прекурсоры.

12. Работы с прекурсорами разрешаются только после принятия помещений для их хранения в эксплуатацию комиссией, актом приемки.

13. В лабораториях и других помещениях допускается хранение прекурсоров в количествах, не превышающих установленные законодательством Российской Федерации. Доставка прекурсоров должна производиться в безопасной таре.

14. Не разрешается проводить работы с прекурсорами в помещениях с неудовлетворительными условиями вентиляции и системой пожарной безопасности. Тара для прекурсоров, с которыми производятся опыты в процессе работы, должна предотвращать распространение таких веществ на рабочую поверхность стола.

15. Отработанные прекурсоры следует собирать в специальную закрытую тару и хранить для дальнейшей обработки.

1.5. Демонстрационный (школьный) химический эксперимент

Химический эксперимент – важнейший метод и средство обучения химии.

Химический эксперимент придает особую специфику предмету химии. Он является важнейшим способом осуществления связи теории с практикой путем превращения знаний в убеждения. В методической литературе можно встретить много различных формулировок понятия химического эксперимента, используемого для обучения: «школьный химический эксперимент», «ученический эксперимент по химии», «демонстрационный школьный эксперимент и др. В качестве центрального в этом многообразии понятий можно выделить понятие «химический эксперимент».

В химическом эксперименте наиболее общими являются следующие компоненты:

- 1) изучение химических объектов (веществ и химических реакций), рассчитанное на одновременное восприятие всеми обучаемыми;
- 2) постановка целей и задач эксперимента;
- 3) экспериментальная деятельность самих обучаемых;

4) освоение техники химического эксперимента.

На основе этих общих компонентов понятие учебный химический эксперимент можно представить, как специальным образом организованный фрагмент процесса обучения, направленный на познание объектов химии и развитие экспериментальной деятельности обучающихся.

В школьном курсе химии эксперимент является не только методом исследования, источником и средством нового знания, но и своеобразным объектом изучения. Химический эксперимент выполняет важнейшие функции: образования, воспитания (нравственного, духовного, трудового, эстетического, экономического и др.) и развития (в том числе памяти, мышления, эмоций, воли, мотивов и др.).

Химический эксперимент выполняет и некоторые частные функции – информативную, эвристическую, критериальную, корректирующую, исследовательскую, обобщающую и мировоззренческую.

1. Информативная функция проявляется в тех случаях, когда химический эксперимент служит первоначальным источником познания предметов и явлений. С помощью эксперимента обучающиеся узнают о свойствах и превращениях веществ. В этих случаях явления рассматриваются такими, какие они есть в реальной обстановке. Будучи включенным в активную познавательную деятельность, обучающийся в состоянии проникнуть в суть химического явления, освоить его на эмпирическом уровне и использовать усвоенный материал в качестве способа дальнейшего познания.

2. Эвристическая функция обеспечивает не только установление фактов, но и служит активным средством формирования многих эмпирических понятий, выводов, зависимостей и закономерностей в химии.

Простейший пример, когда на основе опыта устанавливается факт: ученик, добавляя к раствору индикатора (фенолфталеина) несколько капель раствора гидроксида натрия, убеждается в том, что данный индикатор под действием щелочи изменяет свою окраску.

Чаще всего установить факт намного сложнее. Например, опустив кусочек цинка в раствор соляной кислоты, ученик выясняет: во-первых, что цинк реагирует с раствором соляной кислоты; во-вторых, что в результате этой реакции выделяется газ; а при выпаривании капельки раствора на стекле ученик устанавливает, в-третьих, что в результате этой реакции образовалось новое вещество – хлорид цинка.

В учебной деятельности химический эксперимент не только позволяет устанавливать факты, но и служит активным средством формирования многих химических понятий. Например, первоначальное формирование понятия «катализатор» базируется на простом химическом опыте разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV).

На основании наблюдений учащиеся приходят к выводу, что оксид марганца (IV) в ходе реакции не расходуется. Затем они самостоятельно формулируют определение понятия «катализатор» – вещество, которое изменяет скорость химической реакции, но не расходуется при ее осуществлении.

Химический эксперимент также позволяет выводить зависимости и закономерности. Например, при изучении скорости химической реакции необходимо так организовать учебный процесс, чтобы учащиеся сами установили зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. С этой целью им можно предложить провести взаимодействие раствора йодида калия с раствором пероксида водорода в присутствии крахмала.

В три пробирки, содержащие раствор йодида калия с крахмалом, наливают раствор пероксида водорода: в первую пробирку – с исходной концентрацией (3 %), во вторую – разбавленный в два раза, в третью – разбавленный в четыре раза. С помощью часов или метронома фиксируют, что во второй пробирке реакция протекает в два раза медленнее, чем в первой, а в третьей – в четыре раза медленнее.

На основании сделанного опыта учащиеся приходят к выводу, что скорость реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Полученный из эксперимента вывод можно оформить графически в координатах «время – концентрация».

Такой путь – от эксперимента к графику, а от него к уравнению – пример высшего проявления эвристического вывода. Он возможен при высоком уровне самостоятельности и творческой активности учащихся.

Все вышеприведенные примеры показывают, что эксперимент можно использовать для организации прямых эвристических выводов.

3. Критериальная функция проявляется в том случае, когда результаты опытов подтверждают предположения (гипотезы) обучаемых, т. е. служат той «практикой, что является критерием истины». Это необходимое средство практического доказательства правильности или ошибочности предположительных суждений, выводов, а также подтверждения ряда известных положений. Химический эксперимент является средством сопоставления суждений с субъективным отражением внешнего мира, полученным посредством чувств. Поэтому он может восприниматься как средство проверки человеческих знаний о внешнем мире. В процессе обучения химии желательно каждое теоретическое суждение проверять на «истинность» с помощью эксперимента.

Например, когда учащиеся узнали, что вода состоит из водорода и кислорода, то им следует разъяснить, что это единственные составные части воды. В этом случае целесообразно поставить опыт по получению воды из кислорода и водорода: результаты опыта явятся доказательством того, что вода состоит только из этих элементов. Однако учащиеся должны понимать, что эксперимент не является абсолютным средством проверки истины. Приведенный опыт доказывает качественный состав воды, но он еще не говорит о ее количественном составе. Для того чтобы сделать определенные суждения о формуле воды, должны быть проведены новые эксперименты.

Часто эксперимент рассматривается как средство опровержения или подтверждения выдвинутой гипотезы. Например, при изучении бензола, обсуждая его молекулярную формулу, учащиеся относят бензол к непредельным углево-

дородам. Учитель предлагает проверить на опыте, взаимодействует ли бензол с бромной водой. Опыт не подтверждает выдвинутого предположения: бензол не вызывает характерного для непредельных углеводородов обесцвечивания бромной воды. Из неудачи в эксперименте ученики делают вывод, что при теоретических обсуждениях необходимо делать ориентировку на практику.

4. Корректирующая функция позволяет преодолевать трудности в освоении теоретических знаний: уточнять имеющиеся знания в процессе приобретения экспериментальных умений и навыков, исправлять ошибки обучаемых, осуществлять контроль за приобретенными знаниями.

Изучение количественных отношений в химии без химического эксперимента вызывает трудности в освоении таких понятий, как «моль», «молярная масса», «молярный объем», «относительная плотность газов», а также в понимании количественных закономерностей, составляющих сущность стехиометрических законов. Эти трудности в перспективе могут быть преодолены путем разработки специальных количественных экспериментов и количественных экспериментальных задач, которые, к сожалению, не предусмотрены существующими программами по химии полной средней общеобразовательной школы.

Ученические опыты можно использовать для формирования правильных суждений учащихся и исправления ошибочных. Например, изучая свойства кислотных оксидов, учащиеся на уроке узнают из эксперимента, что оксид углерода (IV) и оксид серы (IV) взаимодействуют с водой. Такое взаимодействие учащиеся доказывают с помощью лакмуса. Но если ограничиться только этими опытами, то у учащихся может возникнуть ряд ошибочных представлений, связанных с неправильным переносом знаний. Так, например, большинство учащихся пишут уравнение реакции не существующего в природе процесса взаимодействия оксида кремния (IV) с водой. Для исправления этой ошибки необходимо, чтобы учащиеся провели опыт и сами убедились с помощью раствора

лакмуса, что данные вещества не взаимодействуют между собой. Такие опыты помогут учащимся преодолеть типичные ошибки.

В практической деятельности учащихся также велика вероятность ошибок, связанных с нарушением правил техники безопасности. При получении хлороводорода и соляной кислоты, учащиеся нередко опускают газоотводную трубку прибора в воду, забывая о том, что хлороводород хорошо растворяется в воде. Даже предупредительные слова учителя и инструкция учебника не оказывают должного воздействия. В подобной ситуации необходим специальный корректирующий эксперимент, демонстрирующий возможные последствия при неправильном проведении реакции. Учитель умышленно делает экспериментальную ошибку и тем самым показывает, как не следует ставить данный опыт. Видя результаты неправильного обращения с прибором, учащийся в своей практической работе уже не допустит подобной ошибки.

5. Исследовательская функция связана с развитием практических умений и навыков по анализу и синтезу веществ, поиску знаний о свойствах веществ и исследованию их простейших признаков, конструированию приборов и установок, т. е. освоению простейших методов научно-исследовательской работы. В соответствии с этой функцией учебный химический эксперимент как бы соединяет применение основных приемов научного метода с выполнением учащимися учебно-исследовательских заданий.

Наиболее распространенными и доступными исследованиями являются практические работы по качественному анализу веществ. Экспериментальные исследовательские работы ценны в творческом отношении и дают возможность обучаемым самим создавать опытные установки для исследования веществ. В ходе таких работ не только изучаются вещества, но и осваиваются различные экспериментальные методы, применяемые в химии.

Однако в химии важны не только качественные, но и количественные показатели. Ученический эксперимент, связанный с измерением количественных характеристик, практически не используется на уроках и очень редко применя-

ется на факультативных и внеурочных занятиях по химии. Вместе с тем систематическое выполнение количественных экспериментальных задач приучает учащихся аккуратно работать, критически подходить к делу, вырабатывает навыки точной количественной оценки результатов эксперимента и существенно изменяет характер поисковой познавательной деятельности.

Первоначально учащиеся начинают решать количественные экспериментальные задачи на образцах искусственных смесей (например, определение содержания карбонатов в выданном образце щелочи). Затем характер задач усложняется и приближается к жизненным условиям (например, определение кислотности пищевых продуктов: хлеба, молока, ягод, фруктов и т. д.). Особый интерес представляют количественные экспериментальные задачи по синтезу веществ (например, получение индикатора метилоранжа и других препаратов, необходимых для школьного химического эксперимента). Они имеют ценность и в творческом, и в эмоциональном аспектах: синтезированный препарат сохраняется и используется затем в других экспериментах. Выполняя эти работы, учащиеся не только изучают вещества, но и осваивают экспериментальные методы, применяемые в химии (взвешивание, титрование, экстракция, хроматография, анализ, синтез и т. д.).

6. Обобщающая функция учебного химического эксперимента создает условия для выработки предпосылок при построении различных типов эмпирических обобщений. С помощью серии учебных экспериментов можно сделать обобщенный вывод.

Например, наблюдение опытов по электропроводности водных растворов кислот, щелочей и солей приводит учащихся к обобщению: несмотря на различную природу этих веществ, их растворы обладают одним свойством – все они могут проводить электрический ток. Полученные в опытах отдельные экспериментальные факты могут быть интерпретированы в общий вывод, на основании которого дается определение понятия «электролит».

В преподавании химии часто возникают такие ситуации, при которых обобщение, сделанное на основе эксперимента, дополняется и уточняется с помощью теории. При формировании обобщенного понятия «реакция замещения» для создания эмпирической базы необходимо провести как минимум три опыта: взаимодействие растворов хлорида меди (II) с цинком, сульфата меди (II) с железом, нитрата серебра с медью. Если указанные металлы взять в виде порошков, то учащиеся, наблюдая опыты, могут сделать обобщенный вывод: в этих опытах было взято по два исходных вещества (простое и сложное) и получилось два новых (простое и сложное).

Однако этот эмпирический вывод недостаточен для обобщенного определения реакции замещения. Привлекая знания атомно-молекулярной теории, учитель объясняет механизм этой реакции и дает следующее определение: «Химические реакции между простым и сложным веществами, при которых атомы, составляющие простое вещество, замещают атомы одного из элементов сложного вещества, называются реакциями замещения».

В обобщении на базе эксперимента важно не только передавать определенную сумму знаний, но и формировать единые правила работы в лаборатории.

В Федеральном государственном образовательном стандарте среднего (полного) общего образования по химии, в требованиях по уровню подготовки выпускников перечислены основные экспериментальные умения. Большинство из этих умений являются обобщенными: обращаться с простейшим лабораторным оборудованием, растворять твердые вещества, проводить отстаивание, фильтрование, обращаться с кислотами и щелочами, готовить растворы с определенной массовой долей растворенного вещества, собирать из готовых деталей приборы, определять с помощью характерных реакций неорганические и органические вещества, в том числе и полимерные материалы.

При формировании экспериментальных умений необходимо постоянно обращать внимание учащихся на то, как следует правильно проводить тот или иной эксперимент с точки зрения техники безопасности.

7. Мировоззренческая функция определяется дидактической ролью учебного химического эксперимента в научном химическом познании. Эксперимент является составной частью в цепи диалектического процесса познания учащимися объективной действительности. Правильно поставленный учебный химический эксперимент – важнейшее средство формирования научного мировоззрения учащихся в процессе усвоения основ химической науки. Все перечисленные функции учебного химического эксперимента взаимосвязаны и взаимобусловливают друг друга. От возможности выполнения этих функций зависят успех и эффективность проводимого учебного химического эксперимента.

Химический эксперимент относится к специфическим методам обучения, что обусловлено особенностью предмета – химии, при изучении которого нельзя упускать наглядность. Эксперимент позволяет не только как можно подробнее понять, что же происходит в конкретной химической реакции, но и помогает повысить интерес учащихся к предмету химии.

Выполнять эксперимент возможно лишь с опорой на полученные ранее знания. Теоретическое обоснование опыта способствует его восприятию (которое становится более целенаправленным и активным) и осмыслению его сущности. Проведение эксперимента обычно связано с выдвижением гипотезы. Формулирование гипотезы учащимися развивает их мышление, заставляет применять имеющиеся знания и в результате проверки гипотезы получать новые знания. Химический эксперимент открывает большие возможности также и для создания и последующего разрешения проблемных ситуаций. Эксперимент должен стать необходимой частью урока при изучении конкретных вопросов. Ученики должны знать, для чего проводится эксперимент, какое теоретическое положение он подтверждает, на какой вопрос поможет ответить.

Различают следующие типы школьного химического эксперимента:

- демонстрационный эксперимент;
- лабораторные опыты;
- лабораторные работы;

- практические работы;
- экспериментальный (лабораторный) практикум;
- домашний эксперимент.

Демонстрационный эксперимент – это химический эксперимент, проводимый преподавателем (в редких случаях подготовленным учеником).

Основные задачи демонстрационного эксперимента: раскрытие сущности химических явлений; показ учащимся лабораторного оборудования (приборов, установок, аппаратов, химической посуды, реактивов, материалов, приспособлений); раскрытие приемов экспериментальной работы и правил безопасности труда в химических лабораториях.

Требования к демонстрационному эксперименту впервые были сформулированы В.Н. Верховским и развиты К.Я. Парменовым, А.Д. Смирновым, В.П. Гаркуновым, М.С. Пак и др.

В процессе демонстрационного эксперимента необходимо реализовать следующие требования:

- 1) обозреваемость (обеспечение хорошей видимости всем учащимся);
- 2) наглядность (обеспечение правильного восприятия учащимися);
- 3) безукоризненная техника выполнения;
- 4) безопасность для учащихся и учителя;
- 5) оптимальность методики эксперимента (сочетание техники эксперимента и слов учителя);
- 6) надежность (без срывов);
- 7) выразительность (раскрытие сущности объекта при минимальной затрате усилий и средств);
- 8) эмоциональность;
- 9) убедительность (однозначность объяснения, достоверность результатов);
- 10) кратковременность;
- 11) эстетичность оформления;
- 12) простота техники выполнения;

- 13) доступность для понимания;
- 14) предварительная подготовка эксперимента;
- 15) репетиция методики эксперимента.

Лабораторные опыты – это эксперимент, который выполняют обучающиеся под непосредственным руководством учителя. Лабораторные опыты являются, как правило, единичными и помогают изучить отдельные стороны химического объекта.

Лабораторные работы представляют собой совокупность лабораторных опытов и позволяют изучить химические объекты и процессы с различных сторон. Лабораторные работы заключаются в проведении учащимися по заданию учителя опытов с использованием приборов, инструментов и прочего оборудования. По времени они могут занимать от 5–10 до 40–45 мин (лабораторный урок). На лабораторном уроке обучающиеся работают в основном не по заданиям и не по книге, а на основании живого слова преподавателя.

Практические работы являются одним из видов экспериментальной учебной деятельности школьников. Практические занятия отличаются более высокой степенью самостоятельности обучающихся и способствуют совершенствованию их знаний и умений.

Экспериментальный практикум – вид самостоятельной работы учащихся, проводимой в основном в старших классах. Экспериментальный практикум обычно организуется при завершении крупных разделов курса и имеет преимущественно повторительно-обобщающий характер. Такой практикум способствует формированию обобщенных знаний и умений.

Домашний эксперимент – это опыты, выполняемые учащимися в домашних условиях и способствующие удовлетворению познавательных интересов и потребностей учащихся, а также развитию опыта их творческой деятельности.

С целью профессиональной подготовки к образовательной практике молодые учителя должны целенаправленно осваивать технику и методику школьного химического эксперимента.

Эффективность обучения химии тесно связана с общим планированием учебного материала. Основные задачи, которые решаются в процессе планирования – это оптимизация учебного процесса, определение объема учебного материала, подбор заданий на урок и на дом, выделение времени на проведение лабораторных опытов и практических занятий, решение экспериментальных и расчетных задач, контроль знаний, умений и навыков учащихся, закрепление и повторение материала.

Преподаватель химии должен уметь планировать эксперимент и по всей теме, и для конкретного урока, методически правильно его применять, отбирать наиболее подходящие для каждого конкретного случая варианты опытов, руководить познавательной деятельностью учащихся, анализировать, оценивать свою деятельность при проведении демонстраций, а также деятельность учащихся при выполнении ими самостоятельно экспериментальной работы.

Планирование химического эксперимента: в начале учебного года в соответствии с учебной программой устанавливается последовательность проведения демонстраций, лабораторных опытов, практических занятий и решения экспериментальных задач по темам и их связь с теоретическими занятиями; определяется перечень экспериментальных умений и навыков, которые должны приобрести учащиеся, и дидактические средства, позволяющие достичь поставленных целей. Зная предварительно сроки проведения эксперимента, преподаватель имеет возможность заблаговременно подготовить к урокам оборудование, учебные пособия и др.

Подготовка к уроку зависит от типа урока и поставленной дидактической цели. Вначале преподаватель уточняет учебно-воспитательные задачи урока и продумывает методику его проведения. Чтобы химический эксперимент обеспечивал прочные и глубокие знания, необходимо предусмотреть, какие экспе-

риментальные умения и навыки будут приобретены учащимися, с помощью каких приемов можно добиться понимания ими наблюдаемых химических превращений.

Преподавателю рекомендуется просмотреть соответствующую методическую литературу, наметить вопросы, выявляющие теоретические знания учащихся по теме, выделить моменты, способствующие приобретению умений, навыков, а также облегчающие восприятие учебного материала в дальнейшем, и сосредоточить на них внимание.

Преподавателю необходимо продумать, на каком этапе урока, в какой последовательности, с какими реактивами и приборами провести опыты, определить их место во время занятия в зависимости от поставленных задач, а также форму записи полученных результатов (рисунок, таблица, уравнение реакции и т. д.).

Очень важно перед уроком отрепетировать технику выполнения каждого демонстрационного опыта, проверить наличие и качество реактивов, а также убедиться в наглядности работы прибора и происходящих явлений, так как неполадки, обнаруженные в процессе проведения урока, ухудшают дисциплину учащихся и препятствуют достижению поставленной цели. При необходимости следует заменять реактивы, исправлять приборы либо подбирать заранее другое подходящее лабораторное оборудование.

Прочность и осознанность знаний по химии возрастают, если химический эксперимент осуществляют сами ученики. Для его проведения необходимо овладеть целым рядом умений и навыков, отсутствие которых мешает учащимся сосредоточить внимание на сущности происходящих химических явлений, так как им приходится больше заниматься техникой проведения опытов.

Овладение экспериментальными умениями и навыками необходимо не только для успешного усвоения содержания курса химии, но и при продолжении образования в вузах и для будущей производственной деятельности. Наиболее важны следующие умения и навыки:

- обращение с посудой, приборами, реактивами;

– проведение таких операций, как нагревание, растворение, собирание газов и др.;

– наблюдение химических явлений и процессов и правильное объяснение их сущности;

– составление письменного отчета о проделанной работе;

– пользование справочной литературой.

Чтобы управлять процессом совершенствования и развития умений и навыков учащихся, преподаватель должен сам четко представлять путь и методику их формирования. Для этого ему необходимо постоянно и внимательно знакомиться с программой по химии. В ней есть перечень практических умений и навыков, которые учащиеся должны приобретать по мере изучения курса химии.

Проверять уровень владения практическими умениями и навыками нужно начинать сразу после первых практических занятий. Например, после знакомства учащихся с лабораторным оборудованием преподаватель на следующих уроках проверяет, как они усвоили соответствующие умения.

Наиболее эффективно умения и навыки формируются при соблюдении следующих условий:

1) сочетание наглядного показа опыта с устным комментированием хода его выполнения;

2) объяснение сущности явлений, происходящих при выполнении опыта;

3) уточнение необходимости эксперимента и предупреждение возможных ошибок;

4) контроль со стороны преподавателя и оказание дифференцированной помощи учащимся.

Большое значение в совершенствовании и закреплении умений и навыков имеет индивидуальное выполнение опытов учащимися. При самостоятельном выполнении опытов, в которых встречаются уже известные ученикам приемы и операции, они быстрее и прочнее закрепляются и совершенствуются.

При наблюдении за учениками следует обращать внимание на:

- их умение пользоваться реактивами, посудой и другим оборудованием;
- их работу с приборами (сборка, проверка на герметичность, закрепление в штативе, использование в опытах);
- выполнение ими различных операций (наливание и насыпание веществ, растворение твердых, жидких и газообразных веществ, измельчение и смешивание твердых веществ, собирание газов и др.);
- распознавание ими веществ по физическим свойствам, характеру горения и качественным реакциям.

Наряду с этим необходимо проверять: понимают ли учащиеся цель опыта, умеют ли составлять план проведения эксперимента, знают ли, какие вещества и приборы нужно использовать, при каких условиях будет протекать данный химический процесс и как выразить его соответствующими уравнениями реакций, умеют ли анализировать опыты, делать обобщения и выводы.

Важно также осуществлять контроль за соблюдением учениками техники безопасности при обращении с реактивами, нагревательными приборами, химической посудой, а также за чистотой рабочего места, бережным отношением к оборудованию и экономным расходом реактивов, за рациональным использованием времени на проведение отдельных приемов и операций, за дисциплиной. Эффективность обучения химии с использованием эксперимента зависит от наличия постоянных обратных связей. Учет экспериментальных умений и навыков – это итог работы не только учащихся, но и преподавателя.

Химический эксперимент – важный источник знаний. В сочетании с техническими средствами обучения он способствует более эффективному овладению знаниями, умениями и навыками. Систематическое использование на уроках химии эксперимента помогает развивать умения наблюдать явления и объяснять их сущность в свете изученных теорий и законов, формирует и совершенствует экспериментальные умения и навыки, прививает навыки планирования своей работы и осуществления самоконтроля, воспитывает аккуратность, уважение и любовь к труду. Химический эксперимент способствует общему воспитанию и всестороннему развитию личности.

ГЛАВА 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. МЕТАЛЛЫ

2.1. Щелочные металлы

Оборудование: стеклянные трубки, пробирки, воронка, кристаллизатор, прибор для электролиза хлорида натрия, железная проволока, цилиндр, фарфоровая чашка, колба, АКТ-500, бюретка, нихромовая проволока от электроспирали, фильтровальная бумага.

Реактивы: натрий (металл), раствор фенолфталеина, концентрированная соляная кислота, раствор соляной кислоты ($C = 0,1$ моль/л), раствор хлорида натрия, фуксин, йодид калия, крахмальный клейстер, хлорид калия, хлорид лития, хлорид кальция, хлорид магния, гашеная известь, раствор метилового оранжевого.

Правила техники безопасности: при работе с натрием надо иметь в виду, что реакция его с водой и с кислотами протекает очень бурно, поэтому для этих опытов нельзя брать большие количества металлов, выбрасывать остатки после опытов в раковины, что может привести к взрывам. Тем более не следует сразу приливать воду в колбы и пробирки, в которых выполняли опыты со щелочными металлами. Остатки натрия в сосудах растворяют этиловым спиртом, затем моют водой.

Опыт 1. Демонстрация металлического блеска натрия.

Ход работы:

Так как поверхность щелочных металлов быстро окисляется и поэтому тускнеет, то целесообразно приобрести набор образцов щелочных и щелочно-земельных металлов в ампулах. Образцы можно изготовить: отрезают стеклянную трубку длиной около 20 см и диаметром 7–8 мм (концы не оплавливать). Трубка должна быть чистой и сухой. Из керосина вынимают кусочек натрия. Его тщательно вытирают фильтровальной бумагой, обрезают корку оксидов. Вырезают пластину толщиной 5–8 мм, кладут ее на фильтровальную бумагу и

трубку вдавливают в металл. Когда пластина будет продавлена насквозь, металл при помощи стеклянной палочки проталкивают до середины трубки, вставляют палочку с другой стороны трубки и отжимают металл. Поверхность металла сохраняет металлический блеск в течение нескольких дней. Если же концы трубки оттянуть и наглухо заплавить, то получится постоянный образец натрия, который может быть использован в течение многих лет.

Опыт 2. Легкоплавкость металлического натрия.

Ход работы:

Если имеется образец натрия, заплавленный в трубке, то его держат над пламенем. Щелочной металл легко плавится (температура плавления натрия $+97,8\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Опыт 3. Взаимодействие натрия с водой.

Ход работы:

Стакан с водой ставят на столик и сзади помещают фоновый экран, бросают в воду очищенный при помощи фильтровальной бумаги кусочек натрия величиной с горошину. Выжидают несколько секунд и поджигают водород над металлом. Когда весь натрий прореагирует, то в воду капают раствор фенолфталеина, чтобы показать образование щелочи. Для безопасности в стакан следует наливать воды не более $4/5$. Нельзя наклоняться над стаканом.

Составьте уравнение проведенной реакции, отметьте наблюдения.

Опыт 4. Взаимодействие натрия с концентрированной соляной кислотой.

Ход работы:

Опыт проводят в пробирке ПХ-21. Кусочек натрия бросают в соляную кислоту и пробирку прикрывают воронкой. Поджигают водород. На дно пробирки опускаются белые кристаллы хлорида натрия. Опыт можно проводить только с концентрированной соляной кислотой. Реакция натрия с разбавленной соляной кислотой или другими кислотами, например, серной или азотной, чрез-

вычайно опасна. Опыт взаимодействия натрия с другими кислотами проводить не следует, так как может произойти взрыв.

Напишите уравнение проведенной реакции, отметьте наблюдения.

Опыт 5. Получение гидроксида натрия электролизом раствора хлорида натрия.

Ход работы:

В ТЛ-образную трубку наливают насыщенный раствор хлорида натрия, в который опускают угольные электроды. К ним хорошо прикручена медная проволока. Электроды соединяют с выпрямителем В-24 и подают напряжение до 12 В. На катоде выделяются пузырьки водорода и в колене трубки накапливается гидроксид натрия. Щелочь обнаруживают путем прибавления раствора фенолфталеина (появляется малиновая окраска). На аноде образуется хлор, присутствие которого доказывают приливанием в колено трубки раствора какого-либо красителя, например, фуксина (он обесцвечивается), или введением йодо-крахмальной бумаги. Если учащиеся уже знают, что хлор более активен, чем йод, то в анодное пространство приливают немного раствора иодида калия и крахмала. В результате выделения йода происходит посинение раствора. Опыт не следует проводить слишком долго, так как произойдет перемешивание растворов в трубке, образуются гипохлориты, и малиновая окраска у катода начнет исчезать.

Напишите уравнение проведенной реакции, отметьте наблюдения.

Опыт 6. Электролиз солей в ученическом опыте.

Ход работы:

Опыт проводят с помощью НЛШ. Для электролиза солей используют прямоугольный прозрачный сосуд вместимостью около 20 мл, разделяемый в средней части сменной перегородкой. Большое окно перегородки применяют при сборке гальванического элемента, в него устанавливают целлофан в качестве полупроницаемой мембраны. Для электролиза солей перегородку устанавливают малым окном вниз, при этом образуются сообщающиеся сосуды с отно-

сительной автономностью электродных пространств. Сосуд заполняют 3–5%-ными растворами солей: хлорида натрия, иодида калия или хлорида меди (II). Сосуд размещают в штативной части НЛШ, для того чтобы растворы были хорошо видны на белом экране подсветки. В отверстия для пробирок устанавливают держатели электродов. Электроды применяют угольно-графитные. Питают электролизер от одной из розеток НЛШ напряжением переменного тока 6 В через шнур-выпрямитель. Шнур подключают в соответствии с указателями полюсов на корпусе сосуда, используя цветную маркировку проводов.

Перед началом опыта в электродные пространства добавляют по капле индикаторов, как и в предыдущем опыте. Йод обнаруживают раствором крахмала, медь на катоде – визуально.

Напишите уравнение проведенной реакции, отметьте наблюдения.

Опыт 7. Окрашивание пламени соединениями щелочных металлов.

Ход работы:

Для опыта готовят растворы солей: хлорида натрия NaCl , хлорида калия KCl и хлорида лития LiCl . В пламени несколько раз прокалывают нихромовую проволоку от электроспирали. Смачивают ее в растворе хлорида калия и вносят в пламя спиртовки или газовой горелки. Наблюдают фиолетовое окрашивание.

Проволоку промывают в соляной кислоте, хорошо прокалывают, затем смачивают в растворе соли LiCl и вносят в пламя. Появляется малиновое окрашивание.

После обработки в соляной кислоте и прокалывания проволоку, смоченную в растворе хлорида натрия, вносят в пламя. Наблюдают желтое окрашивание.

Контрольные вопросы и задания:

1. Какие общие свойства характерны для щелочных металлов? С чем это связано?
2. При хранении на воздухе гидроксид натрия быстро превращается в карбонат натрия. Напишите уравнение реакции.

3. В склянке без этикетки находится белое вещество, растворимое в воде. Оно окрашивает пламя в желтый цвет, а с нитратом серебра дает белый творожистый осадок, нерастворимый в кислотах. Какое вещество находится в склянке?

4. Напишите по одному уравнению реакций, в которых: а) атомы натрия превращаются в ионы натрия; б) ионы натрия превращаются в атомы натрия.

2.2. Щелочноземельные металлы и магний

Оборудование: пробирки, колба, штатив с лапкой, спиртовка, спички, стеклянная палочка, стеклянная трубочка, цилиндр, стеклянная пластинка, мерная пипетка на 2 мл, противень с песком, напильник, кусачки, кристаллизатор (чаша), цилиндр, стеклянная пластинка, лучинка, спички, нихромовая проволока.

Реактивы: порошок магния, речной песок, дистиллированная вода, растворы хлорида бария, хлорида стронция, хлорида кальция, кусок кальция, кусочек магниевой ленты, раствор хлорида аммония, йодная вода, раствор фенолфталеина, концентрированный раствор хлорной или соляной кислоты.

Опыт 1. Физические свойства кальция.

Ход работы:

Кусок кальция очищают напильником и рассматривают его блеск. Пробуют отломить с помощью кусачек. Убеждаются в его твердости.

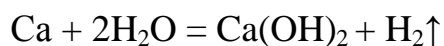
Опыт 2. Взаимодействие кальция с водой.

Ход работы:

Кусок кальция обламывают напильником. Кладут в чашку с водой. Накрывают цилиндром. Цилиндр целесообразно заполнить водой только 2/3 объема, чтобы водород перемещался с воздухом и при сгорании был слышен хлопок.

Выделяющийся водород заполняет цилиндр, вытесняя воду. Переворачиваем цилиндр с водородом и накрываем его стеклянной пластинкой. Подносим горящую лучинку, водород вспыхивает и начинает гореть внутри цилиндра.

Вода мутнеет из-за образовавшегося гидроксида кальция. В воду с гидроксидом кальция добавляем раствор фенолфталеина, он окрашивается в малиновый цвет.



Опыт 3. Взаимодействие магния с водой.

Ход работы:

В пробирку при помощи пипетки наливают около 2 мл воды так, чтобы не замочить водой внутренние стенки пробирки. Затем насыпают такое количество речного песка, чтобы поглотилась вся вода. В этом случае пробирку можно держать горизонтально. При помощи стеклянной трубочки в пробирку вносят немного порошка магния, располагая его у края отверстия пробирки.

Пробирку закрепляют в лапке штатива дном немного выше отверстия. Сильно прогревают магний до воспламенения. Как только вспыхнет магний, нагревают влажный песок. Пары воды проходят над магнием. Магний эффективно взаимодействует с водой. Выделяющийся водород загорается, пламя выходит из отверстия пробирки.

Под прибор подставляем противень во избежание возгорания магния на столе при растрескивании пробирки.



Опыт 4. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов.

Ход работы:

Нихромовую проволочку внести в концентрированную соляную кислоту, а затем прокалить ее на горелке. Чистая проволочка не должна окрашивать пламя горелки.

Очищенную нихромовую проволочку опустить в раствор хлорида бария и снова внести в пламя горелки, отмечаем желто-зеленую окраску.

Опыт повторяем с растворами хлоридов стронция (отмечаем карминово-красную окраску) и кальция (отмечаем кирпично-красную окраску).

Перед каждым опытом проволочку промыть в концентрированной соляной кислоте и прокалить.

Опыт 5. Реакция магния с раствором хлорида аммония.

Ход работы:

В одну пробирку поместить кусочек магниевой ленты, в другую раствор хлорида аммония. Раствор хлорида аммония прилить в пробирку с магниевой лентой. Наблюдаем выделение водорода и аммиака.



Опыт 6. Реакция магния с йодом.

Ход работы:

Налейте в колбу немного йодной воды цвета соломы и щепотку порошка магния. Перед (постоянным) встряхиванием наблюдается обесцвечивание раствора.

Контрольные вопросы и задания:

1. В двух запаянных пробирках без этикеток находятся кальций и натрий. Как, не разбивая пробирок, определить, в какой из них находится какой металл?
2. Известковая вода в присутствии углекислого газа сначала мутнеет, а при дальнейшем пропускании углекислого газа выпавший осадок растворяется. Напишите уравнения реакций.
3. На каком свойстве обезвоженного гипса основано его использование при наложении гипсовых повязок?
4. Опишите физические и химические свойства магния.

2.3. Алюминий и его соединения

Оборудование: пробирки, щипцы, спиртовка, спички, стеклянная палочка, штатив, пробирка с боковым отростком, газоотводная трубка, штапель, пипетка, алюминиевая проволока, стакан.

Реактивы: алюминий (порошок, фольга), вода, хлорид ртути, растворы серной, соляной и азотной кислот, раствор гидроксида натрия, галогены, оксид железа (III).

Опыт 1. Оксидная пленка (Al₂O₃).

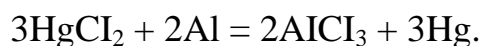
Ход работы:

Закрепите кусочек алюминиевой проволоки в наклонном положении над пламенем газовой горелки или спиртовки так, чтобы нагревалась нижняя часть проволоки. При 660 °С этот металл плавится. Казалось бы, можно ожидать, что алюминий начнет капать на горелку. Но вместо того чтобы плавиться, нагретый конец проволоки вдруг резко провисает. Вглядитесь получше, и вы увидите тонкий чехол, внутри которого находится расплавленный металл. Этот «чехол» – из оксида алюминия Al₂O₃, вещества прочного и очень жаростойкого.

Опыт 2. Реакция алюминия с водой.

Ход работы:

Возьмем для опыта алюминиевую стружку, поместим ее в два стакана. В один из стаканов нальем воды сразу, это будет контрольный опыт. В другой стакан со стружкой добавим хлорид ртути двухвалентной, чтобы избавиться от пленки оксида на алюминии.



В растворе хлорида ртути (II) на поверхности алюминия образуется амальгама – сплав ртути с алюминием.

Жидкая амальгама очищает поверхность алюминия довольно быстро: через пару минут алюминий освобождается от оксида.

Теперь можно слить раствор и промыть стружку водой.

Очищенную от оксида алюминиевую стружку заливаем водой: металл реагирует с водой с активным выделением водорода.

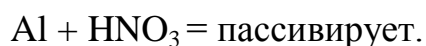
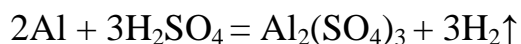
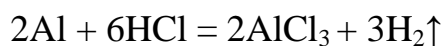


В контрольном стакане реакция с водой не идет, водород не выделяется: алюминий защищен оксидной пленкой.

Опыт 3. Взаимодействие алюминия с кислотами.

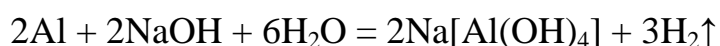
Ход работы:

В три пробирки наливают по 2–3 мл следующих кислот (H_2SO_4 – 1:5), (HCl – 1:1), (HNO_3 – 1:1). Во все пробирки кладут по грануле алюминия. Сразу же начинается взаимодействие с HCl , медленнее – с H_2SO_4 и совсем не идет реакция с HNO_3 , в нем алюминий пассивируется.



Опыт 4. Взаимодействие алюминия со щелочами.

В пробирку наливают 2–3 мл раствора NaOH ($C = 2$ моль/л), в который кладут маленький кусочек алюминия. После небольшого нагревания реакция идет энергично, выделился водород.

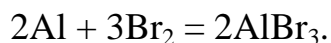


Опыт 5. Взаимодействие алюминия с галогенами.

Ход работы:

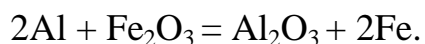
Алюминий бурно реагирует со всеми галогенами – фтором F_2 , хлором Cl_2 , бромом Br_2 и иодом I_2 , с образованием соответственно фторида AlF_3 , хлорида AlCl_3 , бромида AlBr_3 и иодида AlI_3 .

Возьмем, к примеру, реакцию с бромом. В пробирку нальем немного брома и опустим алюминиевую фольгу. Закрываем пробирку. Алюминий раскаляется и энергично сгорает с образованием AlBr_3 .



Опыт 6. Алумотермия.

Ход работы:



Порошкообразную смесь (3 г Fe_2O_3 и 1 г Al) тщательно перемешивают на листе бумаги при помощи стеклянной палочки так, чтобы порошок алюминия

равномерно смешался с оксидом железа (III). Смесь ссыпают в бумажный кулер, в котором помещают сухой песок, насыпанный в консервную банку.

В качестве запала берут смесь порошка алюминия с KMnO_4 (1:1). Вставляют ленту магния и поджигают ее. Наблюдается яркая вспышка. Тигельными щипцами из песка вытаскивают раскаленный кусок металла, покрытый шлаком. После остывания шлака, его разбивают и вынимают кусочек чистого железа.

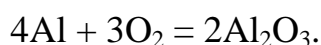
Опыт 7. Горение алюминия на воздухе.

Ход работы:

Алюминий – активный металл, но из-за очень прочной оксидной пленки на его поверхности не реагирует при обычных условиях с водой и не окисляется. Однако если алюминий перевести в раздробленное состояние – алюминиевую пыль, то он легко сгорает на воздухе.

Поместим в пробирку немного алюминиевой пыли и закроем ее пробкой с двумя трубками, одна из которых доходит почти до дна, а другая заканчивается недалеко от пробки. По длинной трубке подадим в пробирку ток воздуха. Струю воздуха, выходящую из короткой трубки и содержащую частички алюминия, направим в пламя горелки. Попадая в пламя, алюминий сгорает яркими вспышками.

Что наблюдаете? Записать уравнения реакции.

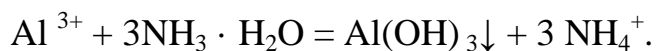
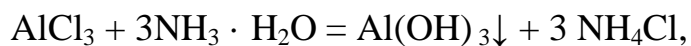


Опыт 8. Обнаружение ионов алюминия.

Ход работы:

Ионы алюминия можно обнаружить при помощи раствора аммиака. К раствору хлорида алюминия добавляем раствор аммиака. Выпадает полупрозрачный студенистый осадок гидроксида алюминия.

Что наблюдаете? Записать уравнения реакции.



Примечание: реакция с аммиаком (со щелочами) – качественная реакция на ион алюминия.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие суждения о свойствах алюминия:

- а) алюминий растворяется в щелочах с выделением водорода;
- б) алюминий растворяется в кислотах без выделения водорода.

2. Выберите вещества, с которыми взаимодействует алюминий: оксид натрия, сера, водород, гидроксид меди (II), иодоводородная кислота, кислород, раствор гидроксида натрия, магний, оксид хрома (III). Составьте уравнения возможных реакций.

3. Опишите физические свойства алюминия.

4. Алюминий вступил в реакцию с неизвестным соединением. Полученную смесь веществ растворили в концентрированном растворе гидроксида натрия и отфильтровали. Напишите уравнения описанных реакций.

2.4. Железо и его соединения

Оборудование: пробирки, щипцы, спиртовка, спички, стеклянная палочка.

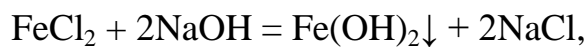
Реактивы: железо (порошок), вода, хлорид ртути, растворы серной, соляной и азотной кислот, раствор гидроксида натрия, галогены, оксид железа (III), хлорид железа (II), хлорид железа (III), роданид калия, желтая кровяная соль, красная кровяная соль.

Опыт 1. Получение гидроксида железа (II) и гидроксида железа (III).

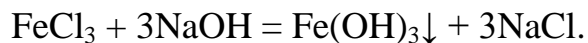
Ход работы:

а) получить гидроксиды железа в лаборатории можно взаимодействием солей железа со щелочью. Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорид железа (II). Добавьте к нему по каплям раствор гидроксида натрия до появления явных признаков химической реакции. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнения реакций;

б) к хлориду железа (III) прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до появления явных признаков химической реакции. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций.



темно-зеленый осадок



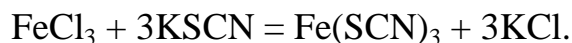
бурый осадок

Опыт 2. Качественная реакция на ион Fe^{3+} .

Ход работы:

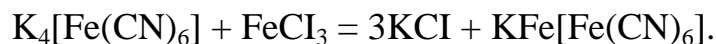
а) реактив – роданид калия KSCN. К раствору хлорида железа (III) добавить одну каплю раствора роданида калия (KSCN). Перемешайте содержимое пробирки и рассмотрите на свету. Отметьте цвет.

Результат воздействия – интенсивно красный цвет.



б) реактив – желтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. К раствору хлорида железа (III) во вторую пробирку добавьте 1–2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтой кровяной соли). Перемешайте содержимое пробирки, отметьте цвет.

Результат воздействия – синий осадок берлинской лазури.



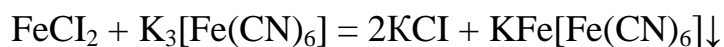
Опыт 3. Качественная реакция на ион Fe^{2+} .

Ход работы:

Реактив – красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (II). Добавьте к нему по каплям раствор гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красной кровяной соли). Отметьте цвет осадка.

Результат воздействия – синий осадок (турнбулева синь).



Вывод:

1. Реактивами на ионы Fe^{2+} являются щелочи и красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

2. Реактивами на ионы Fe^{3+} являются щелочи, роданид калия и желтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие суждения о соединениях железа:

а) оксиду железа с основными свойствами соответствует формула FeO ;

б) для гидроксида железа (III) характерны только кислотные свойства.

2. Как можно обнаружить ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} в растворе? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

3. Турнбулева синь и берлинская лазурь – это одно и то же вещество или все-таки разные вещества?

4. В двух пробирках находился раствор хлорида железа (III). В первую пробирку добавили раствор вещества X , а во вторую – раствор вещества Y . В первой пробирке образовался бурый осадок и выделился газ, во второй – образовался только бурый осадок, а газ не выделялся. Определите вещества X и Y , которые могут вступать в описанные реакции.

2.5. Кобальт и его соединения

Оборудование: демонстрационные бокалы, стеклянные палочки, фильтровальная бумага, электрическая плитка, демонстрационные бокалы, пробирка, горелка.

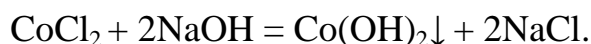
Реактивы: концентрированный раствор аммиака, 1 М раствор хлорида кобальта (II), 2 М раствор гидроксида натрия и соляной кислоты, 0,25 М раствор соли кобальта (II), 1 М раствор хлорида кобальта (II), 2 М раствор сульфида натрия, насыщенный раствор хлорида калия, 1 М раствор хлорида кобальта

(II), 2 М раствор нитрита натрия, уксусная кислота (1:1), препарат комплекса состава цис-[CoCl₂(en)₂]Cl.

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида кобальта (II).

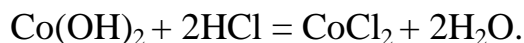
Ход работы:

В бокал с раствором хлорида кобальта (II) прибавить раствор щелочи. При действии гидроксида натрия на соль кобальта в первый момент выпадает синий осадок основных солей, при дальнейшем добавлении раствора гидроксида натрия образуется гидроксид кобальта (II) розового цвета:



розовый осадок

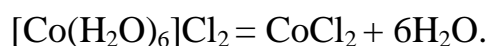
Разделить осадок на две части, испытать отношение к растворам соляной кислоты и гидроксида натрия. Поскольку гидроксид кобальта (II) проявляет основные свойства, то растворяется только в соляной кислоте.



Опыт 2. Изменение окраски солей кобальта (II) при обезвоживании.

Ход работы:

Сделать на листе фильтровальной бумаги какую-либо надпись раствором соли кобальта (II) и высушить на воздухе. Надпись бледно-розового цвета почти незаметна на бумаге. Поддержать листок над нагретой электрической плиткой:

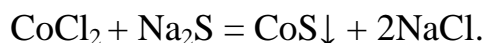


На бумаге становится ясно видна надпись синего цвета. После охлаждения бумаги и выдерживания на воздухе надпись снова принимает бледно-розовый цвет.

Опыт 3. Получение сульфида кобальта (II).

Ход работы:

К раствору соли кобальта прилить раствор сульфида натрия. Выпадает осадок малорастворимого сульфида кобальта черного цвета:

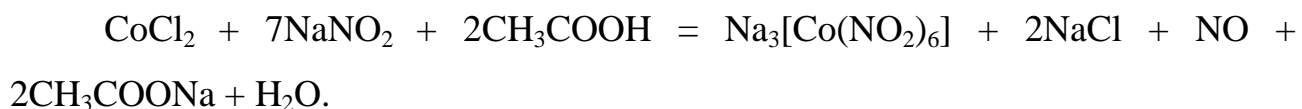


черный осадок

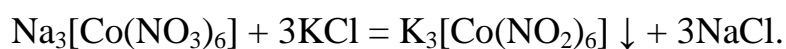
Опыт 4. Получение гексанитрокобальтата (III) калия.

Ход работы:

В бокал налить раствор нитрита натрия. Подкислить его уксусной кислотой и добавить немного раствора хлорида кобальта (II). Раствор окрашивается в желто-коричневый цвет и выделяется оксид азота (II):



К полученному раствору прилить насыщенный раствор хлорида калия, выпадает желтый осадок гексанитрокобальтата (III) калия:



желтый осадок

Опыт 5. Изомерия комплекса $[\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{Cl}$.

Ход работы:

Растворить 0,5 г комплекса цис- $[\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{Cl}$ в 15 мл воды. Образуется интенсивно окрашенный зеленый раствор.

Пробирку нагреть на пламени горелки примерно до 80 °С. Окраска раствора изменится на синюю: цис- $[\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{Cl} =$ транс- $[\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{Cl}$.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие суждения о кобальте:

а) порошкообразный кобальт взаимодействует при нагревании с галогенами, серой, фосфором, но не реагирует с азотом;

б) металлический кобальт медленно растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах и быстро – в разбавленной азотной.

2. Какая запись обозначает две молекулы кобальта?

3. Объясните, почему после охлаждения раствор хлорида кобальта меняет свою окраску с синей на розовую?

4. Опишите кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов кобальта?

2.6. Никель и его соединения

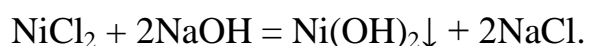
Оборудование: пробирки, стакан химический, фильтровальная бумага, штатив с сеткой, стеклянная палочка, спиртовка.

Реактивы: растворы хлорида никеля (II), гидроксида натрия, аммиака, концентрированной соляной кислоты, этилового спирта, сплав никель-алюминий, алюминиевая проволока, сульфат никеля, вода, 1%-ный спиртовой раствор диметилглиоксима (ДМГ).

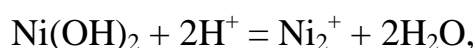
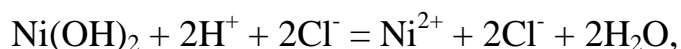
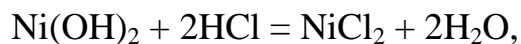
Опыт 1. Получение гидроксида никеля (II) и его свойства.

Ход работы:

В пробирку поместили 2 мл раствора хлорида никеля (II) и добавили раствор гидроксида натрия. Наблюдалось образование светло-зеленого студенистого осадка – гидроксида никеля (II).



Полученный осадок был разделен на две части. К одной его части был прилит раствор соляной кислоты, к другой – избыток раствора гидроксида натрия, в обоих случаях наблюдалось растворение осадка:



Реагируя и с кислотами, и с щелочами, гидроксид никеля (II) проявляет амфотерные свойства.

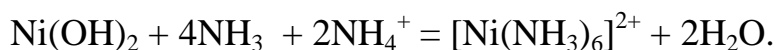
Опыт 2. Получение аммиаката никеля (II).

Ход работы:

В пробирку налили 2 мл раствора хлорида никеля (II) и добавили раствор аммиака до растворения образующегося вначале осадка, вследствие чего раствор в пробирке приобрел голубой цвет.

Образующийся вначале осадок является гидроксидом никеля.

При избытке аммиака образуется комплексное соединение – хлорид гексаамминникеля (II):

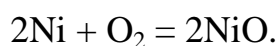


Опыт 3. Самовоспламенение никеля на воздухе.

Ход работы:

Никель – это прочный, устойчивый к коррозии металл, который не изменяется под действием кислорода воздуха и влаги. Никелем покрывают детали приборов и машин для придания декоративного вида и защиты от коррозии. Но измельченные металлы, в том числе и никель, по своим свойствам отличаются от металлов, находящихся в монолитном виде. Выделим никель из сплава никель-алюминий, поместив порошок сплава в раствор щелочи.

Алюминий активно реагирует со щелочью, растворяясь в ней, реакция идет с выделением водорода. Для увеличения скорости растворения алюминия нагреваем раствор. Когда реакция закончится, и весь алюминий перейдет в раствор, промоем полученную крошку никеля сначала водой, а затем этиловым спиртом – для удаления остатков влаги. Извлечем немного никелевой крошки из спирта на фильтровальную бумагу. Когда спирт испаряется, никель начинает реагировать с кислородом воздуха, постепенно разогревается и сгорает с образованием оксида никеля:



Подобными свойствами обладает и мелкоизмельченное железо. Измельченные никель и железо – пирофоры. Пирофорами называют вещества или смеси веществ, самовоспламеняющиеся на воздухе.

Техника безопасности. Соблюдать правила работы со щелочами и правила пожарной безопасности. Все остатки пирофорного никеля уничтожить, растворив их в разбавленной азотной кислоте.

Опыт 4. Хром и никель.

Ход работы:

Закрепите кусочек алюминиевой проволоки в наклонном положении над пламенем газовой горелки или спиртовки так, чтобы нагревалась нижняя часть проволоки. При 660 °С этот металл плавится; казалось бы, можно ожидать, что алюминий начнет капать на горелку. Но вместо того, чтобы плавиться, нагретый конец проволоки вдруг резко провисает.

Вглядитесь получше – и вы увидите тонкий чехол, внутри которого находится расплавленный металл. Этот «чехол» – из оксида алюминия Al_2O_3 , вещества прочного и очень жаростойкого.

Оксид тонким и плотным слоем покрывает поверхность алюминия и не дает ему дальше окисляться. Это его свойство используют на практике. Например, для плакирования металлов; на металлическую поверхность наносят тонкий алюминиевый слой, алюминий сразу же покрывается оксидом, который надежно предохраняет металл от коррозии. И еще два металла, с которыми мы поставим опыт; хром и никель.

В таблице Менделеева они стоят далеко друг от друга, но есть причина, чтобы рассматривать их вместе: и хромом и никелем покрывают металлические изделия, чтобы они блестели, не ржавели. Так, спинки металлических кроватей покрывают обычно никелем, автомобильные бамперы – хромом.

А можно ли точно узнать, из какого металла сделано покрытие? Попробуем провести анализ. Отколите кусочек покрытия от старой детали и оставьте его на воздухе на несколько дней, чтобы он успел покрыться пленкой оксида, а затем поместите в пробирку с концентрированной соляной кислотой (обращаться с осторожностью! Кислота не должна попадать на руки и одежду).

Если это был никель, то он сразу начнет растворяться в кислоте, образуя соль $NiCl_2$, при этом будет выделяться водород. Если же блестящее покрытие – из хрома, то первое время никаких изменений не будет и лишь потом металл начнет растворяться в кислоте с образованием хлорида хрома $CrCl_3$. Вынув этот

кусочек покрытия из кислоты пинцетом, ополоснув его водой и высушив на воздухе, через два-три дня можно будет снова наблюдать тот же эффект.

Объяснение: на поверхности хрома образуется тончайшая пленка оксида, которая препятствует взаимодействию кислоты с металлом. Однако и она растворяется в кислоте, правда, медленно. На воздухе хром вновь покрывается оксидной пленкой. А вот у никеля такой защитной пленки нет.

Опыт 5. Реакция никеля и диметилглиоксима (качественная реакция на никель).

Ход работы:

Насыпьте в стакан 0,5–1 г растворимой соли никеля (сульфат, нитрат, хлорид и т. д.). Добавьте 100–150 мл воды и хорошо перемешайте. Образуется зеленый раствор. Добавьте к нему раствор аммиака до устойчивого запаха и несколько миллилитров 1%-го спиртового раствора диметилглиоксима (ДМГ).

В аммиачном растворе никель образует с диметилглиоксимом ярко-розовый (или красный) комплекс, который выпадает в осадок (хлопья). Данную реакцию используют для обнаружения ионов никеля. Кобальт и другие металлы также образует комплексы с диметилглиоксимом, но они остаются в растворе и не выпадают в осадок. Этим методом можно провести количественное определение содержания никеля в присутствии кобальта.

Кроме никеля аналогичный нерастворимый комплекс с диметилглиоксимом образует также палладий. Поскольку палладий встречается в аналитической практике не так часто, диметилглиоксим успешно используется для обнаружения и количественного определения никеля.

Ион никеля связан с двумя молекулами диметилглиоксима, причем каждая из них образует с металлом не одну, а сразу две связи (за счет двух атомов азота). Лиганды, подобные диметилглиоксиму, называются бидендатными (в общем случае – полидендатными), поскольку они образуют с металлом-комплексобразователем сразу две (в общем случае – несколько) химических связей.

Комплекс диметилглиоксима с никелем принадлежит к классу хелатов. Хелатами называют комплексные соединения, внутренняя сфера которых состоит из циклических групп атомов, включающих ион-комплексообразователь. Это название возникло от латинского слова “chelate” – клешня. В хелатах центральный ион металла как бы зажат в клешни полиденатными лигандами. Как правило, такие комплексы характеризуются большой устойчивостью. Например, благодаря своей прочности диметилглиоксимат никеля используется как пигмент в губной помаде. Катион никеля несколько хорошо связан в комплекс, что практически не проявляет токсичных свойств.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие суждения о никеле:

а) окислительные свойства никеля (II) проявляются при сплавлении с углеродом, водородом при нагревании;

б) получение гидроксида никеля (II) основано на общем способе получения нерастворимых в воде оснований по реакции обмена растворимой соли с раствором щелочи.

2. Напишите качественную реакцию на ионы никеля (II).

3. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксидов никеля (III) с соляной и серной кислотами.

4. Почему в отличие от гидроксидов железа (III) и кобальта (III), гидроксид никеля (III) нельзя получить, используя в качестве окислителя пероксид?

2.7. Хром и его соединения

Оборудование: стакан химический, фильтровальная бумага, штатив с сеткой, стеклянная палочка, пробирки, прибор для нагрева.

Реактивы: хлорид хрома, растворы сульфата хрома (III), щелочи, соляной кислоты, насыщенного раствора бихромата калия, концентрированной серной кислоты, хромата калия, хлорида бария, нитрата свинца, нитрата серебра.

Опыт 1. Разноцветный хром.

Ход работы:

Окраска солей хрома может легко переходить из фиолетовой в зеленую и наоборот. Проведем реакцию: растворим в воде несколько фиолетовых кристалликов хлорида хрома $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

При кипячении фиолетовый раствор этой соли становится зеленым. При выпаривании зеленого раствора образуется зеленый порошок того же состава, что и исходная соль. А если насытить охлажденный до 0 °С зеленый раствор хлорида хрома хлороводородом (HCl), цвет его вновь станет фиолетовым.

Опыт 2. Получение гидроксида хрома (III).

Ход работы:

В две чистые пробирки налить 1–2 мл раствора сульфата хрома (III) и прилить понемногу раствора щелочи до образования осадка гидроксида хрома (III). В одну из пробирок прилить избыток щелочи и наблюдать растворение осадка вследствие образования растворимого в воде хромита. В другую пробирку прилить соляной кислоты до растворения осадка вследствие образования растворимого хлорида хрома.

Опыт 3. Получение хромового ангидрида.

Ход работы:

В чистую пробирку налить 1–2 мл насыщенного раствора бихромата калия. Поставить пробирку в стакан с холодной водой и осторожно прилить 1,5–3 мл концентрированной серной кислоты.

После охлаждения смеси профильтровать ее и рассмотреть на фильтре образовавшейся темно-малиновые кристаллы хромового ангидрида.

Опыт 4. Свойства солей хромовой кислоты.

Ход работы:

В три пробирки налить по 1–2 мл раствора хромата калия. В первую пробирку прилить немного раствора хлорида бария, во вторую – нитрата свинца и в третью пробирку – нитрат серебра. Выпадают осадки труднорастворимых со-

лей: хромата бария (желтого цвета), хромата свинца (желтого цвета), и хромата серебра (темно-красного цвета).

Опыт 5. Переход солей хромой кислоты в дихромовую кислоту и наоборот.

Ход работы:

В пробирку налить 1–2 мл хромата калия. Прилить по каплям раствор серной кислоты до перехода желтого цвета раствора в красно-желтый цвет вследствие образования дихромовой кислоты. Затем аналогично прилить раствор гидроксида калия до образования желтого раствора хромата калия.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о хrome и его соединениях:
 - а) все оксиды хрома имеют кислотный характер;
 - б) высшая степень окисления хрома в соединениях равна +6.
2. Дихромат калия нагрели с серой. Определите сумму коэффициентов в реакции.
3. Как можно обнаружить ионы Cr^{3+} в растворе? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
4. Над металлическим хромом при нагревании пропустили избыток хлора. Твердый продукт реакции растворили в воде и обработали необходимым количеством пероксида водорода в присутствии гидроксида натрия, в результате чего образовался раствор желтого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

2.8. Марганец и его соединения

Оборудование: стакан химический, фильтровальная бумага, штатив с сеткой, стеклянная палочка, штатив с пробирками, спиртовка.

Реактивы: оксалат марганца (кристаллы), растворы кислот: соляной, серной разбавленной, серной концентрированной, растворы сульфата марганца

(II), щелочи, бромной воды, перманганата калия, сульфита натрия, оксид марганца (IV), вода.

Опыт 1. Получение порошкообразного марганца.

Ход работы:

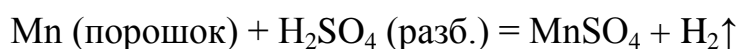
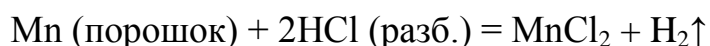
В сухую пробирку поместить кристаллический оксалат марганца и нагреть в пламени спиртовки до разложения соли с образованием мелкодисперсного металла. Высыпать из пробирки с большой высоты на металлическую поверхность мелкодисперсный металл, наблюдать вспышки.

Опыт 2. Взаимодействие марганца с кислотами.

Ход работы:

В три пробирок налить по несколько капель кислот: соляной, серной разбавленной, серной концентрированной. Во все пробирки внести порошкообразного марганца, полученного в предыдущем опыте.

Описать ход реакций, написать их уравнения.



Опыт 3. Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II).

Ход работы:

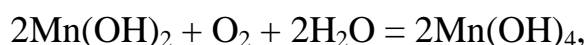
В три пробирки внести по 2–3 капли раствора сульфата марганца (II) и в каждую добавить по 2–3 капли раствора щелочи; наблюдать образование осадка Mn(OH)_2 , отметить цвет осадка.

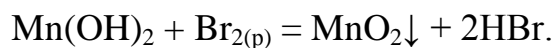


В первую пробирку добавить 5–6 капель серной кислоты.

Содержимое второй пробирки перемешать стеклянной палочкой – осадок изменяет окраску.

В третью пробирку прилить 5–6 капель бромной воды – окраска осадка также изменяется:

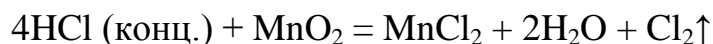




Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства MnO_2 .

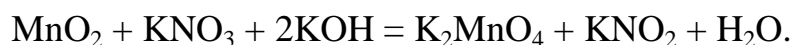
Ход работы:

а) окислительные свойства оксида марганца (IV). В сухую пробирку внести микрошпатель оксида марганца (IV) и прилить 3–4 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение хлора. Если хлор не выделяется, пробирку подогреть. Опыт проводить под тягой!



б) восстановительные свойства MnO_2 . В тигель поместить несколько гранул гидроксида калия и один микрошпатель нитрата калия. Смесь расплавить в пламени спиртовки и внести на кончике микрошпателя несколько кристалликов диоксида марганца. Отметить цвет полученного расплава.

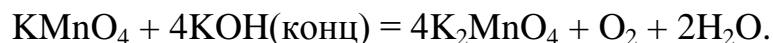
В отчете написать уравнение реакции окисления MnO_2 до K_2MnO_4 (манганат калия), подобрать коэффициенты методом электронного баланса или методом полуреакций.



Опыт 5. Получение и свойства манганата калия.

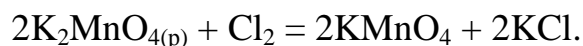
Ход работы:

а) получение манганата калия. В пробирку внести 5–6 капель концентрированного раствора KOH (или NaOH). Добавить 3–4 капли раствора перманганата калия и нагреть смесь на спиртовке до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый.



Раствор манганата разлить в три пробирки и использовать в следующих опытах;

б) взаимодействие манганата калия с хлором. К раствору манганата калия в первой пробирке прилить 4–5 капель хлорной воды (или бромной) – наблюдается изменение окраски раствора.

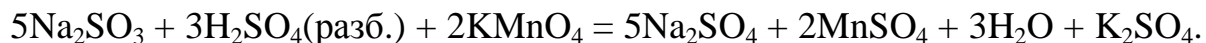


Опыт 6. Влияние среды на свойства перманганата калия.

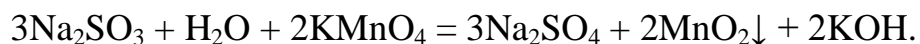
Ход работы:

В трех пробирках провести параллельно три реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия.

В первой пробирке реакция проводится в кислой среде:



Во второй пробирке реакция проводится в нейтральной среде:



В третьей пробирке – в щелочной среде:



В кислой среде перманганат-ионы восстанавливаются до ионов Mn^{2+} , в нейтральной среде – до оксида марганца (IV), а в щелочной среде – до манганат-ионов.

Контрольные вопросы и задания:

1. Почему оксид марганца (IV) может проявлять и окислительные и восстановительные свойства?
2. Выберите вещества, с которыми взаимодействует марганец: кислород, углерод, натрий, карбонат калия, хлороводородная кислота, кремний, сурьма. Составьте уравнения возможных реакций.
3. Как получить сульфат марганца (II) из оксида марганца (II)?
4. Нитрат марганца (II) прокалили, к полученному твердому бурому веществу прилили концентрированную хлороводородную кислоту. Напишите уравнения описанных реакций.

2.9. Медь и ее соединения

Оборудование: стакан химический, фильтровальная бумага, штатив с сеткой, стеклянная палочка, металлический лист, спиртовка, пинцет, фарфоровая чашечка, спички, газоотводная трубка.

Реактивы: порошковый оксид меди (II), алюминиевая пудра (продается в строительных магазинах как «серебрянка»), раствор нитрата ртути (II), монеты (медные), раствор концентрированного раствора хлорида меди II, алюминий (порошок), медная проволока, растворы разбавленной соляной кислоты, этилового спирта.

Опыт 1. «Серебрение» медных монет.

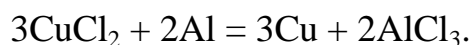
Ход работы:

В фарфоровую чашечку наливают 10–15%-ный раствор нитрата ртути (II) или другой растворимой соли ртути. С помощью пинцета в раствор помещают несколько монет достоинством 1–5 коп. (1 или 5 руб.), выдерживают их в чашке 20–40 с, вынимают из раствора и протирают салфеткой. Медные монеты превратились в «серебряные», которые через некоторое время вновь станут медными вследствие стирания и испарения ртути с поверхности монет.

Опыт 2. Получение меди.

Ход работы:

Получить медь значительно проще, чем кобальт или никель, так как реакция замещения тут идет очень бурно. В сосуд налейте 200 мл концентрированного раствора хлорида меди II (CuCl_2) и киньте туда 4–5 таблеток алюминия. Буквально через несколько секунд реакция пойдет очень бурно, сосуд начнет разогреваться и на дно сосуда начнет оседать толстый слой рыхлой красной меди:



После того как реакция пройдет, полученная красная медь несколько раз тщательно промывается (иначе она вскоре превратится в зеленый рыхлый порошок), фильтруется и сушится (только не на воздухе, а в чашке для выпаривания на газе). После того, как вы получите высушенную медь, ссыпьте ее в баночку, плотно закройте и обязательно залейте крышку воском; в противном случае – она быстро окислится и превратится в CuO .

Опыт 3. Вспышка оксида меди и алюминия.

Ход работы:

На металлический лист насыпьте смесь состоящей из равного по объему количества алюминиевой пудры и оксида меди (II). Если у вас нет оксида меди, то его можно получить при сливании горячих растворов медного купороса (сульфата меди II) и гидроксида натрия (едкого натра), далее осадок фильтруется и сушится.

Начните греть лист на газу или на спиртовке. Через некоторое время вставьте в горочку спичку, так чтобы головка слегка торчала. Затем поднесите горящую лучинку к спичке, так чтобы она могла возгореться. При возгорании спички произойдет слабый хлопок с яркой вспышкой.

Произошла реакция: $3\text{CuO} + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Cu}$.

Опыт 4. Медная проволока.

Ход работы:

Из кусочка медной проволоки сделайте маленькую спиральку и укрепите ее в деревянной держалке (можно оставить свободный конец достаточной длины и намотать его на обычный карандаш). Прокалите спиральку в пламени. Ее поверхность покроется черным налетом оксида меди (II) CuO .

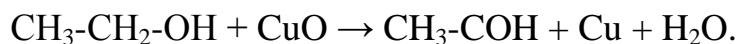
Если почерневшую проволоку опустить в разбавленную соляную кислоту, то жидкость окрасится в голубой цвет, а поверхность металла вновь станет красной и блестящей. Кислота, если она не нагрета, не действует на медь, но растворяет ее оксид, превращая его в соль CuCl_2 .

Опыт 5. Окисление этилового спирта оксидом меди (II).

Ход работы:

В прибор для окисления спиртов нальем немного этилового спирта. Присоединим к газоотводной трубке прибор для подачи воздуха. Раскалим в горелке медную спираль и поместим ее в прибор. Подадим в прибор ток воздуха.

Медная спираль в приборе продолжает быть раскаленной, так как начинается окисление спирта. Продукт окисления спирта – уксусный альдегид:



Альдегид обнаруживаем, пропуская через фуксинсернистую кислоту выходящие из прибора газы. Под действием альдегида фуксинсернистая кислота приобретает фиолетовую окраску. Покажем, что медная спираль раскалена. Извлекаем спираль из прибора и поднесем к ней спичку. Спичка загорается. Мы убедились в том, что при окислении одноатомных спиртов образуются альдегиды.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о химических свойствах меди:

- а) медь растворяется в кислотах-окислителях без выделения водорода;
- б) медь реагирует с кислородом и галогенами.

2. Выберите вещества, с которыми взаимодействует медь: азотная кислота, кислород, хлор, гидроксид алюминия, хлороводородная кислота, сульфат железа, гидроксид калия. Составьте уравнения возможных реакций.

3. Напишите качественную реакцию на ионы меди (II).

4. Концентрированная серная кислота прореагировала с медью. Выделившийся при этом газ полностью поглотили избытком раствора гидроксида калия. Продукт окисления меди смешали с расчетным количеством гидроксида натрия до прекращения выпадения осадка. Последний растворили в избытке соляной кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

2.10. Амфотерность соединений

Оборудование: магнитная мешалка, химические стаканы емкостью 250–400 мл (3 шт.), химические стаканы емкостью 250–400 мл (4 шт.), стеклянные палочки, химические стаканы емкостью 600 мл.

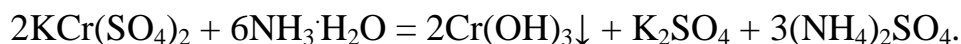
Реактивы: разбавленные (5%-ные) водные растворы сульфата хрома(III)-калия, гидроксида калия, серной кислоты, аммиака, водный (10–15%-ный) раствор хлорида цинка, водный (10%-ный) раствор гидроксида натрия, концентрированный водный раствор аммиака; водный (20–25%-ный) раствор хлорида

сурьмы(III), разбавленная (15–20%-ная) соляная кислота HCl, водный (15%-ный) раствор хлорида бериллия, вода.

Опыт 1. Амфотерность гидроксида хрома (III).

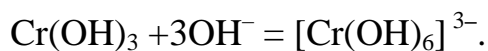
Ход работы:

В химический стакан наливают около 100 мл раствора сульфата хрома (III)-калия, ставят его на магнитную мешалку и при перемешивании добавляют раствор аммиака до выпадения серо-зеленого осадка гидроксида хрома (III):



серо-зеленый осадок

К содержимому стакана при перемешивании добавляют примерно равный объем воды. Затем, остановив перемешивание, осадок делят на три части. Одну порцию осадка оставляют в первом стакане для сравнения, а две другие переносят во второй и третий стаканы. Во второй стакан добавляют при перемешивании раствор гидроксида калия до образования прозрачного зеленого раствора, содержащего гексагидроксохромат (III)-ионы:



В третий стакан добавляют при перемешивании разбавленную серную кислоту до образования серо-фиолетового раствора, содержащего аквакатионы хрома (III):



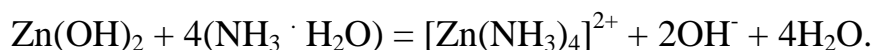
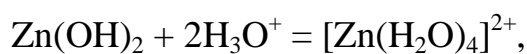
Опыт 2. Амфотерность гидроксида цинка.

Ход работы:

В стакан наливают 50–75 мл раствора хлорида цинка. Небольшими порциями по стеклянной палочке добавляют раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Полученную суспензию делят на четыре порции, три из которых помещают в отдельные стаканы. Одну порцию оставляют для сравнения.

К суспензии в одном из стаканов добавляют избыток раствора гидроксида натрия. Во второй стакан приливают раствор серной кислоты, в третий – кон-

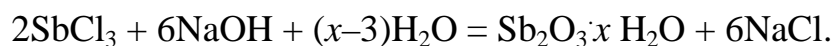
центрированный раствор аммиака. Во всех случаях наблюдают растворение осадков за счет реакций:



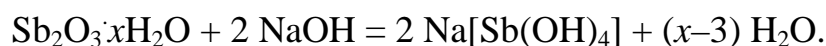
Опыт 3. Амфотерность полигидрата оксида сурьмы (III).

Ход работы:

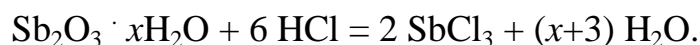
В стакан наливают 15–20 мл раствор хлорида сурьмы (III), а потом при перемешивании добавляют раствор гидроксида натрия до начала выпадения белого осадка:



Затем, не прекращая перемешивания, в стакан добавляют воду до 3/4 его объема. Полученную суспензию полигидрата оксида сурьмы (III) наливают в два других стакана равными порциями по 30–50 мл. В один из этих стаканов при перемешивании добавляют раствор гидроксида натрия, добиваясь исчезновения осадка в результате реакции:



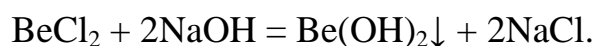
В случае избытка гидроксида натрия может образоваться также комплекс $\text{Na}_3[\text{Sb(OH)}_6]$. Во второй стакан, также при перемешивании, добавляют соляную кислоту до исчезновения суспензии в результате реакции:



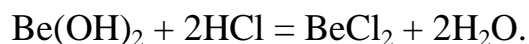
Опыт 4. Амфотерность гидроксида бериллия.

Ход работы:

В стакан наливают 80–100 мл раствора хлорида бериллия. По стеклянной палочке приливают небольшими порциями раствор гидроксида натрия до образования суспензии гидроксида бериллия:



Суспензию разливают равными частями в три стакана. Один оставляют для сравнения, во второй при перемешивании добавляют соляную кислоту до исчезновения суспензии за счет реакции:



В третий стакан при перемешивании приливают избыток раствора гидроксида натрия до полного растворения суспензии гидроксида бериллия:



Таким образом доказывают, что амфотерный гидроксид бериллия реагирует и со щелочами, и с кислотами с образованием солей.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения об амфотерных гидроксидах:

а) все амфотерные гидроксиды взаимодействуют, как со щелочами, так и с кислотами;

б) все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде.

2. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида бериллия.

3. При взаимодействии с водным раствором какого соединения гидроксид хрома (III) и гидроксид алюминия превращаются в комплексные соединения? Запишите уравнения реакций.

4. Можно ли отнести гидроксид железа (III) к амфотерным гидроксидам? Обоснуйте свой ответ.

ГЛАВА 3. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. НЕМЕТАЛЛЫ

3.1. Водород

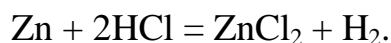
Оборудование: аппарат для получения водорода, карандаши простые, алюминиевая фольга, стеклянная бутылка из толстого стекла, газоотводная трубка, штатив, пробирки, спиртовка, пробиркодержатель, химический стакан.

Реактивы: сульфат меди, поваренная соль, цинк (гр.), растворы разбавленной серной и соляной кислоты, вода, раствор щелочи, алюминий (гр.), алюминий (порошок), оксид меди (II).

Опыт 1. Получение водорода. Опыт Кавендиша.

Ход работы:

Заряжают аппарат для получения водорода. Для этого поднимают цилиндрическую воронку с пробкой и прокладкой (рис. 1) и через верхнее отверстие загружают в пробирку 10–12 гранул цинка. Затем вставляют коническую воронку (резервуар) в пробирку, плотно подгоняя резиновую пробку. После этого закрывают резиновый шланг зажимом и заливают в цилиндрическую воронку, разбавленную серную (соляную) кислоту так, чтобы уровень ее достигал слоя цинка. При закрытом зажиме кислота заполняет примерно половину объема пробирки. При контакте гранулированного цинка с кислотой начинается выделение газообразного водорода:



Выделяющийся водород вытесняет кислоту в резервуар, слой цинка остается оголенным, и реакция прекращается. Установка готова к дальнейшей работе. Начинают получение водорода с открывания зажима. Теперь, чтобы регулировать выделение газа, достаточно зажимать резиновый шланг рукой.

Собирают водород вытеснением воды в маленькую пробирку, перевернутую отверстием вниз (водород легче воздуха). Проба на присутствие водорода: характерный хлопок при поднесении пробирки с водородом (отверстием вниз!)

к открытому пламени. В том случае, когда собранный водород содержит примесь воздуха, водород вспыхивает со свистящим звуком.

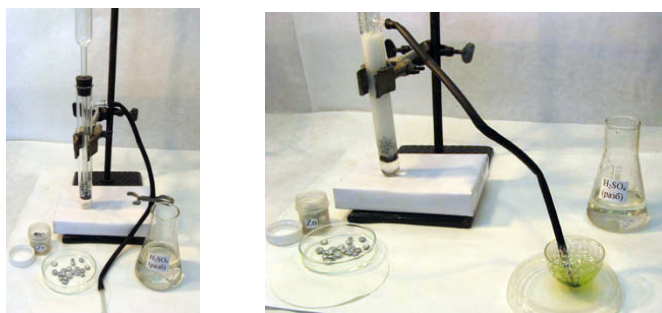


Рис. 1. Прибор для получения водорода. Прибор Кирюшкина

Собирание газа методом вытеснения воды – возможно, так как водород малорастворим в ней.

Опыт 2. Получение водорода электролизом воды.

Ход работы:

В этом способе используется только поваренная соль (NaCl). Опыт будет проводиться с помощью электролиза. Все, что нужно, это пропустить через раствор поваренной соли электричество. Ток должен быть постоянным (водород будет выделяться на аноде, а на катоде – небольшое количества кислорода). В качестве электродов мы будем использовать простые карандаши, заточенные с двух сторон (рис. 2).

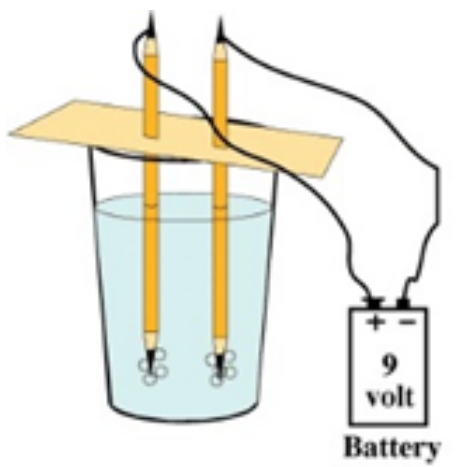


Рис. 2. Получение водорода электролизом воды

Опыт 3. Получение водорода реакцией алюминия со смесью сульфата меди (II) и хлорида натрия.

Ход работы:

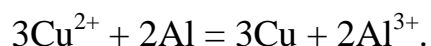
Нам понадобятся медный купорос (CuSO_4), обычная поваренная соль (NaCl), фольга или любое другое изделие из алюминия (ложка, вилка и т. п.). Кроме того, потребуется бутылка из толстого стекла (подойдет любая стеклянная бутылка) и кастрюля с холодной водой. Это нужно, поскольку при данной реакции выделяется большое количество тепла, и бутылка может треснуть или вовсе лопнуть.

Насыпаем в бутылку примерно четыре ложки сульфата меди и чуть больше соли, добавим воды и все это тщательно перемешиваем. Если все сделано правильно, то раствор будет зеленым, если нет, то требуется добавить еще немного поваренной соли. В приготовленный раствор положим алюминий. Через непродолжительное время начинает выделяться водород, при этом алюминий начнет ржаветь, а вода начнет пузыриться (рис. 3).

В результате первой реакции образуется комплекс натрия с медью зеленого цвета, он смывает защитную пленку с алюминия и наравне с восстановлением меди идет образование водорода.



Рис. 3. Получение водорода реакцией алюминия со смесью сульфата меди (II) и хлорида натрия



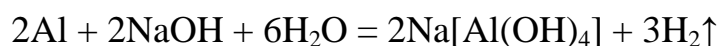
Образующийся в опыте водород можно собрать в пробирку, цилиндр или другие сосуды и далее использовать для проведения экспериментов, где требуется газообразный водород. Например, опыты: летающая банка, взрывающиеся пузыри, летающие мыльные шарик.

Если данный опыт провести не в химическом стакане, а в бутылке с узким горлышком, то можно наполнить водородом шарик. Поджигать воздушный шарик с водородом настоятельно не рекомендуется!

Следует соблюдать правила безопасности при работе с водородом! При проведении опыта необходимо одеть защитные очки и перчатки.

Опыт 4. Надуваем шарик водородом.

Ход работы:



В данном опыте можно использовать разные способы получения водорода, возможно провести реакцию между алюминием и щелочью (рис. 4).

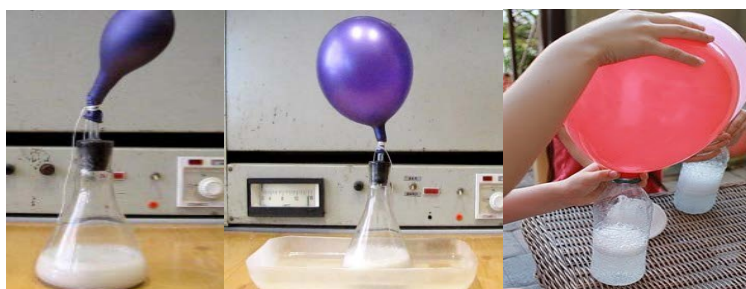


Рис. 4. Надуваем шарики с водородом

Опыт 5. Получение водорода реакцией замещения между цинком и соляной кислотой.

Ход работы:

В прибор для получения газов опустите 2–3 гранулы цинка. Налейте соляной кислоты (столько, чтобы кислота лишь покрывала цинк). Начинается выделяться водород.

Опыт 6. Сбор водорода.

Ход работы:

Соберите водород, способом вытеснения воздуха, опустив газоотводную трубку в пробирку, расположенную дном вверх.

Опыт 7. Проверка водорода на чистоту.

Ход работы:

Для опыта используется водород, собранный вытеснением воздуха. Не изменяя положения пробирки приемника, поднесите ее вплотную к пламени горелки или спички и резко поверните так, чтобы ее отверстие оказалось в пламени. Если при этом раздается резкий «лающий» звук, с газом (водородом) работать нельзя, так как он содержит примесь воздуха.

Необходимо некоторое время подождать, пока из пробирки будет вытеснен весь воздух. Если вы услышите легкий звук, напоминающий «п – пах», с водородом можно работать.

Опыт 8. Изучение физических свойств водорода.

Ход работы:

Рассмотрите пробирку с собранным водородом и отметьте его физические свойства: агрегатное состояние, цвет, вкус, запах, растворимость в воде, плотность по отношению к воздуху.

Опыт 9. Изучение химических свойств водорода.

Ход работы:

Восстановление водородом оксида меди (II).

В сухую пробирку поместите 0,5 г оксида меди (II). Зажмите ее в пробиркодержатель или в лапку штатива. Опустите конец газоотводной трубки в пробирку с оксидом меди (II) так, чтобы он был над веществом.

Нагревайте пробирку с оксидом меди, в том месте, где находится вещество. Что вы наблюдаете на стенках пробирки и на поверхности кристаллов оксида меди?

После появления на поверхности кристаллов оксида меди красного налета нагревание прекратите. Дайте пробирке остыть.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах водорода и его соединениях:
 - а) в химических реакциях водород только восстановитель;
 - б) при комнатной температуре водород реагирует со всеми металлами.
2. При каком химическом процессе водород проявляет свойства восстановителя? Запишите уравнения реакций.
3. Как называется взрывоопасная смесь, которая содержит в своем составе два объема водорода и один объем кислорода?
4. Как отличить водород от кислорода, диоксида углерода и азота?

3.2. Галогены. Хлор

Оборудование: колба на 250 мл, пробка с двумя отверстиями, капельная воронка, газоотводная трубка, цилиндр, наполненный хлором, ложка для сжигания веществ, керамическая или стеклянная пластинка, штатив с пробирками.

Реактивы: перманганат калия (кристаллы), раствор концентрированной соляной кислоты, двуокись марганца, красный фосфор, железная проволока, раствор хлорной воды, растворы бромиды и йодида калия.

Техника безопасности. Соблюдать правила работы с ядовитыми газами. Опыт проводить только под тягой.

Хлор (от греч. $\chi\lambda\omicron\rho\acute{o}\varsigma$ – зеленый) – элемент главной подгруппы седьмой группы, третьего периода периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, с атомным номером 17. Химически активный неметалл. Простое вещество хлор при нормальных условиях — ядовитый газ желтовато-зеленого цвета, с резким запахом.

Все опыты, связанные с хлором, следует проводить строго под вытяжкой!

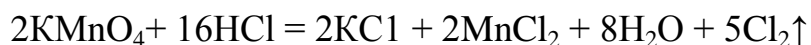
Эксперименты с хлором начинаются с получения хлора. Раньше для лабораторного получения хлора чаще всего применяли перманганат калия и соляную кислоту. Выбор соляной кислоты и перманганата был обусловлен тем, что данные вещества были дешевы и легкодоступны.

Опыт 1. Получение хлора из перманганата калия.

Ход работы:

Колбу на 250 мл закроем пробкой с двумя отверстиями. В одно вставим капельную воронку, в другое – согнутую под прямым углом газоотводную трубку. На дно колбы положим несколько кристалликов перманганата калия, а капельную воронку до середины заполним концентрированной соляной кислотой.

Когда соляная кислота будет капать на перманганат калия, образуется желто-зеленый газ, он постепенно наполнит колбу и затем начнет проходить через трубку. Перманганат калия KMnO_4 (калиевая соль марганцевой кислоты HMnO_4) является сильным окислителем. Он окисляет до воды содержащийся в соляной кислоте водород и освобождает хлор:



Опыт 2. Получение хлора из оксида марганца (IV).

Ход работы:

Хлор получают взаимодействием соляной кислоты с двуокисью марганца при нагревании.



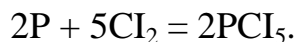
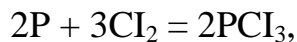
В колбе находится двуокись марганца, в капельной воронке, проходящей через пробку – соляная кислота. Хлор собирают в цилиндры.

Опыт 3. Взаимодействие хлора с красным фосфором.

Ход работы:

В ложку для сжигания веществ помещаем немного красного фосфора. Опускаем ложку с фосфором в цилиндр, наполненный хлором. Происходит самовозгорание фосфора. Фосфор горит слабым зеленоватым пламенем. На стенках цилиндра оседают хлориды фосфора.

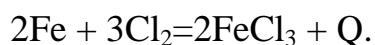
В зависимости от соотношения реагирующих веществ, в результате может получаться хлорид фосфора (III) или хлорид фосфора (V).



Опыт 4. Взаимодействие железа с хлором.

Ход работы:

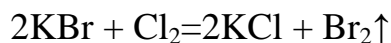
В колбу, заполненную хлором, вносят нагретую до 200–300 °С железную (стальную) проволоку. Железо разогревается в результате реакции до красного каления, выделяется бурый дым хлорного железа.



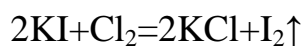
Опыт 5. Хлорная вода – раствор хлора в воде с растворами солей.

Ход работы:

При добавлении хлорной воды к раствору бромида калия хлор вытесняет бром из соединения, молекулы хлора окисляют анионы брома.



Из-за небольшой концентрации образующегося брома раствор окрашивается в бледно-желтый цвет. В случае реакции хлорной воды с раствором иодида калия образуется йод, и раствор приобретает коричневый цвет.



Раствор йода в воде окрашен в коричневый цвет, что связано с поляризующим действием на молекулы йода полярных молекул воды. При добавлении в стаканчик с раствором йода крахмального клейстера возникает сине-фиолетовое окрашивание. Реакция эта является качественной реакцией на йод.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах хлора и его соединениях:

- а) хлор является сильным окислителем;
- б) хлор легко взаимодействует с кислотами и щелочами.

2. Выберите вещества, с которыми взаимодействует хлор: оксид натрия, сера, водород, гидроксид меди (II), иодоводородная кислота, кислород, раствор гидроксида натрия, магний, оксид хрома (III). Составьте уравнения возможных реакций.

3. В каком случае в реакции взаимодействия фосфора с хлором получаются разные продукты? Напишите уравнения реакций.

4. Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании запах исчезает, а при добавлении соляной кислоты становится более сильным, чем был ранее. Напишите уравнения описанных реакций.

3.3. Опыты с бромом и йодом

Оборудование: штатив с пробирками, фарфоровая чашечка, пипетка.

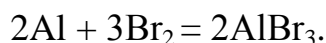
Реактивы: раствор бромной воды, алюминиевая фольга, йод (порошок), алюминиевая пудра, вода, йодная настойка, перекись водорода, подсолнечное масло.

Опыт 1. Взаимодействие брома с алюминием.

Ход работы:

Если в пробирку из термостойкого стекла поместить несколько миллилитров брома и аккуратно опустить в него кусочек алюминиевой фольги, то через некоторое время (необходимое для того, чтобы бром проник через оксидную пленку) начнется бурная реакция.

От выделяющегося тепла алюминий плавится и в виде маленького огненного шарика катается по поверхности брома (плотность жидкого алюминия меньше плотности брома), быстро уменьшаясь в размерах. Пробирка наполняется парами брома и белым дымом, состоящим из мельчайших кристаллов бромида алюминия:



Опыт 2. Взаимодействие йода с алюминием.

Ход работы:

Смешаем в фарфоровой чашечке небольшое количество порошкообразного йода с алюминиевой пудрой. Пока реакции не заметно: в отсутствие воды она протекает крайне медленно. Пользуясь длинной пипеткой, капнем на смесь несколько капель воды, играющей роль инициатора, и реакция пойдет энергично с образованием пламени и выделением фиолетовых паров йода.

Опыт 3. Взаимодействие йода с перекисью водорода.

Ход работы:

Добавим к йодной настойке несколько капель перекиси водорода H_2O_2 и перемешаем. Через некоторое время из раствора выделится черный поблескивающий осадок. Это кристаллический йод – плохо растворимое в воде вещество. Йод выпадает быстрее, если раствор немного подогреть горячей водой. Перекись нужна для того, чтобы окислить содержащийся в настойке иодид калия KI (его добавляют, с целью увеличить растворимость йода).

Опыт 4. Экстрагирование из воды жидкостями, состоящими из неполярных молекул (маслом, бензином и т. д.).

Ход работы:

В чайную ложку воды добавим несколько капель подсолнечного масла. Перемешаем и увидим, что масло с водой не смешивается. Если теперь туда капнуть 2–3 капли йодной настойки и сильно встряхнуть, то слой масла приобретет темно-коричневую окраску, а слой воды – бледно-желтую, т. е. большая часть йода перейдет в масло.

Несколько капель йодной настойки поместим на металлическую поверхность. Через некоторое время жидкость обесцветится, а на поверхности металла останется пятно. Металл прореагировал с йодом с образованием соли – йодида. На этом свойстве йода основан один из способов нанесения надписей на металл.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах брома и йода:
 - а) бром, так же как и хлор, диспропорционирует в водном растворе;
 - б) йод реагирует с алюминием и водородом.
2. Хлорированием йода получено соединение. Напишите уравнение реакции, дайте название полученного соединения, опишите его строение.
3. В двух пробирках находятся растворы брома и йода в воде. Определите, где какой раствор?
4. Йод нагрели с избытком фосфора, и продукт реакции отработали небольшим количеством воды. Газообразный продукт реакции полностью нейтрализовали раствором едкого натра и добавили в полученный раствор нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

3.4. Халькогены. Кислород

Оборудование: пробирки, спиртовка, вата, пробка с газоотводной трубкой, штатив, кристаллизатор, газометр, стакан химический, плотный лист бумаги, лучинка, пластмассовая бутылка, пакетик из-под чая, колба, лакмус, ложка для сжигания.

Реактивы: перманганат калия, раствор пероксида водорода, оксид марганца (IV), бертолетова соль, вода, насыщенный раствор нитрата калия, диоксид марганца, сера (порошок), фосфор (порошок).

Кислород – самый распространенный элемент на земле. При обычных условиях это – газ без цвета, вкуса и запаха. Кислород необходим нам для дыхания. Он также необходим для горения. Для школьного эксперимента часто используют кислород. Наиболее часто проводимые и зрелищные опыты с использованием кислорода, а также реакции, в результате которых выделяется кислород:

1. Получение и сбор кислорода.

2. Зажигание тлеющей лучинки.
3. Горение серы и фосфора в атмосфере кислорода.
4. Джин из бутылки (каталитическое разложение пероксида водорода).
5. Выжигание на бумаге (термическое разложение нитрата калия).

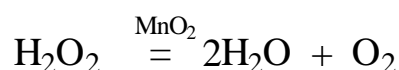
Опыт 1. Реакции, используемые для получения кислорода в лаборатории.

Ход работы:

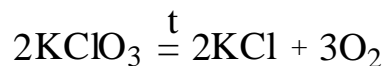
а) небольшие количества кислорода можно получать нагреванием перманганата калия KMnO_4 . Это наиболее часто используемая реакция:



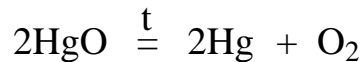
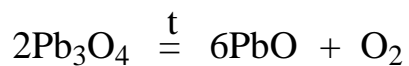
б) используют также реакцию каталитического разложения пероксида водорода H_2O_2 в присутствии оксида марганца (IV):



в) кислород можно получить каталитическим разложением хлората калия (бертолетовой соли) KClO_3 :



г) кроме того, существует достаточно большое число реакций, в результате которых можно получить кислород в лаборатории:



Опыт 2. Получение и соби́рание кислорода.

А. Соби́рание кислорода методом вытеснения воздуха.

Ход работы:

Перманганат калия (KMnO_4) поместите в сухую пробирку. У отверстия пробирки положите рыхлый комочек ваты.

Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, проверьте на герметичность (рис. 5).

Укрепите прибор в лапке штатива. Газоотводную трубку опустите в стакан, не касаясь дна, на расстоянии 2–3 мм (рис. 6).

Подогрейте вещество в пробирке.

Проверьте наличие газа тлеющей лучинкой (угольком).



Рис. 5. Проверка прибора на герметичность



Рис. 6. Получение из KMnO_4 кислорода и собирание его методом вытеснения воздуха. Обнаружение кислорода тлеющей лучинкой

Б. Собираание кислорода методом вытеснения воды.

Ход работы:

1) пробирку заполните водой. Закройте пробирку большим пальцем и переверните ее вверх дном. В таком положении опустите руку с пробиркой в кристаллизатор с водой. Подведите к концу газоотводной трубки пробирку, не вынимая ее из воды (рис. 7):

2) когда кислород вытеснит воду из пробирки, закройте ее большим пальцем и выньте из воды.

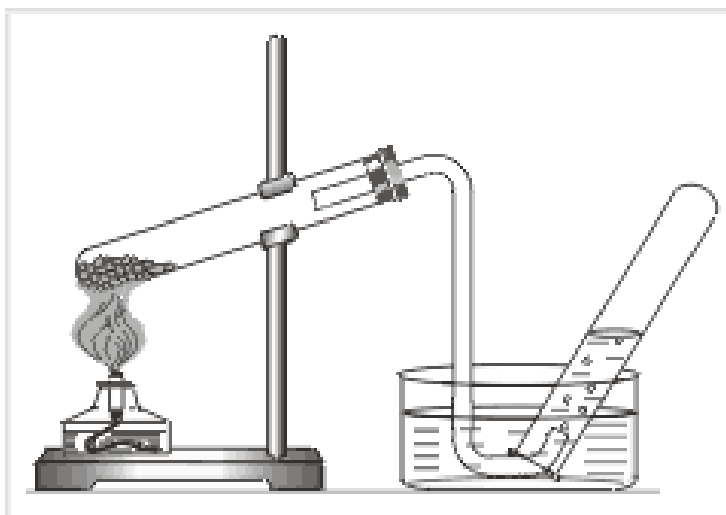


Рис. 7. Прибор для получения кислорода и собиание его методом вытеснения воды

Внимание! Выньте газоотводную трубку из кристаллизатора, не прекращая нагревать пробирку с KMnO_4 . Если этого не сделать, то воду перебросит в горячую пробирку.

Опыт 3. Получение кислорода в лаборатории и заполнение им газометра.

Ход работы:

Прибор для получения кислорода состоит из пробирки и газоотводной трубки, соединенной с нижним тубулусом газометра. Чтобы в газометр не попадали частицы перманганата калия, в пробирку у пробки помещают ватный тампон. Вата не должна соприкасаться с KMnO_4 .

Порядок заполнения газометра кислородом

Газометр заполните водой, полностью вытеснив воздух (рис. 8).

К нижнему тубулусу с краном присоедините прибор для получения кислорода.

Кран верхнего (газового) тубулуса газометра должен быть закрыт; откройте краны воронки и нижнего тубулуса.

Нагревайте пробирку с перманганатом калия, начиная от ее доньшка.

Кислород поступает в газометр, вытесняя воду в воронку. Избыток воды из воронки вычерпывается стаканом.

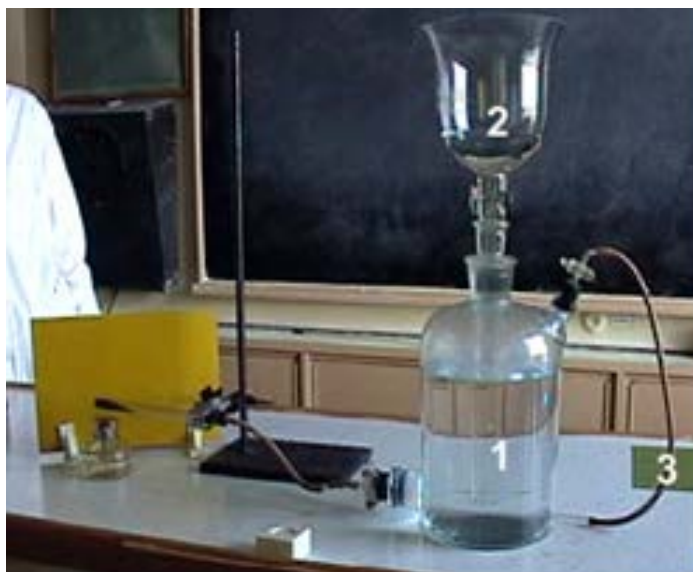
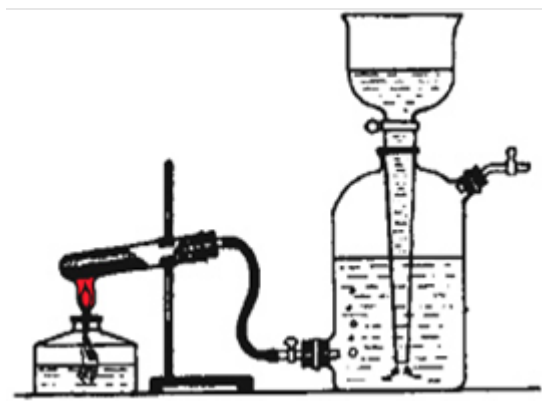


Рис. 8. Получение кислорода в лаборатории и заполнение им газометра

Опыт 4. Выжигание по бумаге.

Ход работы:

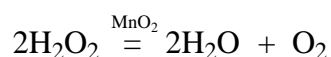
Необходим плотный лист белой бумаги и насыщенный раствор KNO_3 . Для приготовления насыщенного раствора нитрата калия необходимо в 20 мл воды при нагревании растворить 30 г соли. При помощи кисточки нанести рисунок на бумагу. Линии не должны прерываться и пересекаться, не должно оставаться непрокрашенных мест на рисунке. Рисунок наносится не остывшим раствором. Выберите на контуре рисунка точку, которую можно отметить красным цветом. Когда бумага высохнет, коснитесь концом горячей лучинки отмеченной ранее точки. Сразу появится искра, которая медленно поползет по контуру, пока не «обежит» весь рисунок. Опыт лучше будет смотреться в затемненном помещении.

Химизм процесса основан на реакции разложения нитрата калия при нагревании:



В бумаге выкристаллизовывается нитрат калия, который при прикосновении горячей лучинки разлагается. На участках, где происходит процесс разложения соли, бумага обугливается.

Опыт 5. Разложение пероксида водорода («джинн из бутылки»).



Ход работы:

Нужно взять непрозрачную бутылку, кувшин или пластиковую бутылку, налить туда 20–30 мл 30%-ной перекиси водорода. В пакетик из-под чая аккуратно насыпать 1 г диоксида марганца и прикрепить скотчем таким образом, чтоб снаружи было незаметно. Позже в нужный момент, делая вид, что трете бутылку, дернуть за веревочку от пакетика из-под чая таким образом, чтоб пакетик порвался. В результате образуется белый дым (рис. 9), вместе с кислородом из бутылки вырывается газообразная вода. В результате опыта не выделяется токсических веществ, однако происходит небольшое разогревание. Опыт необходимо проводить вдали от открытого огня.



Рис. 9. Экзотермическая реакция разложения 30 %-ной перекиси водорода под действием катализатора – диоксида марганца

Опыт 6. Горение серы и фосфора в кислороде.

Ход работы:

Эти два опыта выполняются абсолютно аналогично. Однако они несколько отличаются от эталонных (рис. 10, 11). В нашем опыте мы совмещаем сразу три разных опыта. Помимо реакции горения серы и фосфора в кислороде мы будем изучать взаимодействие кислотных оксидов, образующихся в результате реакции с водой. В связи с этим лучше использовать плоскодонную колбу средних размеров:

1. В колбу на дно наливается $1/6$ часть воды, подкрашенной лакмусом.
2. Необходимо собрать кислород (опыт описан выше).
3. На специальную ложку для сжигания насыпаете небольшое количество серы (фосфора). Поджигаете серу (фосфор) вне колбы!
4. Вносите горящую серу (фосфор) в атмосферу кислорода. Ложку для сжигания лучше расположить в непосредственной близости от воды. Так как оба оксида и SO_2 и P_2O_5 тяжелее воздуха, они будут опускаться на дно колбы и постепенно смешиваться с водой.
5. По окончании бурной реакции горения ложку можно извлечь из колбы. Закрывать колбу резиновой пробкой и перемешать. В результате взаимодействия кислотных оксидов с водой образуется кислота и лакмус окрасит воду в розовый цвет.



Рис. 10. Горение серы в кислороде



Рис. 11. Горение фосфора в кислороде

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах кислорода:
 - а) кислород образуется в результате разложения пероксида водорода;
 - б) кислород не окисляет серебро.
2. Почему кислород способствует горению других элементов, но не горит сам?
3. Приведите пример вещества, которое прекрасно горит в чистом кислороде.
4. Фосфор сожгли на воздухе. Полученный оксид обработали водой. В полученный раствор поместили гидроксид кальция. Напишите уравнения описанных реакций.

3.5. Сера и ее соединения

Оборудование: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, аппарат Киппа, колба Вюрца, капельная воронка, газоотводная трубка, стеклянная палочка, химический стакан.

Реактивы: фенолфталеин, черенковая сера, вода, дихромат калия, раствор сероводородной воды, перманганат калия, соли марганца, меди, кадмия, цинка, железа (II), сульфид натрия, соли алюминия, сульфит натрия (безводный), 70%-ный раствор серной кислоты, медные стружки, цинк (гр.), сахарная пудра.

Опыт 1. Получение пластической серы.

Ход работы:

Пробирку наполните до половины ее объема кусочками черенковой серы, укрепите в держателе и осторожно нагрейте, все время встряхивая содержимое пробирки. Сера начнет плавиться ($112,8^{\circ}\text{C}$), образуя желтую, легкоподвижную жидкость.

При дальнейшем нагревании (160°C) жидкость начинает темнеть и ее вязкость повышается. Далее (при 200°C) она становится красно-коричневой и настолько вязкой, что не выливается из пробирки. При дальнейшем нагревании

(выше 250 °С) жидкость становится более подвижной. При 444,6 °С сера закипает. По мере повышения температуры цвет паров изменяется от оранжево-желтого до соломенно-желтого.

Кипящую серу вылейте тонкой струйкой в стакан с холодной водой. Стеклопалочкой достаньте из воды получившуюся массу и убедитесь в ее эластичности.

Сохраните полученную пластическую серу до конца занятия, чтобы проследить ее переход в ромбическую серу.

Опыт 2. Получение и свойства сероводорода (под тягой!).

Ход работы:

Сероводород ядовит! Все опыты с ним следует проводить в вытяжном шкафу. Продукты реакции, содержащие сероводород, нельзя выливать в раковину. Для нейтрализации сероводорода рекомендуется использовать кальцинированную соду – карбонат натрия.

Сероводород получают в аппарате Киппа (или в колбе Вюрца) при действии на сульфид железа (II) разбавленной соляной кислоты (или разбавленной серной кислоты).

Напишите уравнения реакции.

К подкисленному раствору дихромата калия прилейте сероводородной воды. Наблюдайте изменения окраски раствора из оранжевого в зеленый и помутнение раствора за счет образования серы.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

К подкисленному раствору перманганата калия прилейте сероводородной воды. Наблюдайте обесцвечивание раствора и выпадение серы.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Получение сульфидов металлов путем реакции обменного взаимодействия.

Ход работы:

В отдельные пробирки налейте растворы солей марганца (II), кадмия (II), меди (II), цинка (II) и железа (II). В каждую пробирку прилейте понемногу сульфида натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, укажите окраску образующихся осадков.

Опыт 4. Гидролиз сульфидов.

Ход работы:

а) к раствору сульфида натрия прилейте 2–3 капли раствора фенолфталеина. Объясните происходящие изменения окраски индикатора;

б) к раствору соли алюминия прилейте раствор сульфида натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах, зная, что образовавшийся студенистый осадок представляет собой гидроксид алюминия.

Опыт 5. Получение диоксида серы и его растворение в воде.

Использовать общий прибор под тягой!

Ход работы:

Для получения диоксида серы в колбу Вюрца внесите безводный сульфит натрия, а в капельную воронку налейте 70%-ную серную кислоту. Выделение газа можно регулировать либо введением в колбу малыми порциями серной кислоты, либо подогреванием колбы.

Опустите конец газоотводной трубки в пробирку (пробирку держать вертикально, вниз дном), наполните ее диоксидом серы.

Проверьте его растворимость в воде, как это было сделано при растворении хлороводорода.

Убедитесь, что полученный раствор является кислотой.

Напишите уравнения реакций получения и растворения диоксида серы.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства сульфитов.

Ход работы:

В две пробирки с подкисленным серной кислотой раствором сульфита натрия прилейте: в одну – раствор сульфида натрия, в другую – раствор перманганата калия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций и укажите, какую роль играет сульфит натрия в том и другом случае.

Опыт 7. Действие концентрированной серной кислоты на металлы.

Под тягой!

Ход работы:

а) в пробирку поместите немного медных стружек, прилейте 2–3 мл концентрированной серной кислоты и слабо нагрейте. Обратите внимание на запах выделяющегося газа (осторожно!);

б) в пробирку положите 2–3 гранулы цинка, добавьте немного концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте. Выделяется диоксид серы, который может быть обнаружен по запаху. При дальнейшем нагревании на стенках пробирки наблюдается образование желтого налета мелкодисперсной серы. Напишите уравнения реакций. Какие свойства в этих опытах проявляет серная кислота?

Опыт 8. Дегидратирование органических веществ серной кислотой.

Ход работы:

а) стеклянной палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, напишите что-нибудь на бумаге (например, «химия»). Бумагу слегка прогрейте, держа ее высоко над пламенем горелки. Через некоторое время наблюдайте почернение бумаги;

б) на кусок ткани нанесите стеклянной палочкой каплю концентрированной серной кислоты. Через некоторое время испытайте ткань на прочность;

в) обугливание сахара (демонстрационный опыт). В химический стакан на 100 мл поместите 10 г сахарной пудры, добавьте 1 мл воды и влейте 10 мл концентрированной серной кислоты.

Содержимое стакана хорошо перемешайте и, оставив стеклянную палочку в стакане, наблюдайте за происходящим.

Напишите уравнения реакций.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах серы и ее соединениях:

а) чтобы приготовить раствор серной кислоты, нужно в концентрированную кислоту вливать воду;

б) раствор серного ангидрида в концентрированной серной кислоте называется «олеум».

2. В лаборатории сероводород получают в аппарате Киппа по реакции твердого сульфида железа (II) с хлороводородной кислотой. Можно ли заменить HCl на H_2SO_4 (разб.), HNO_3 (конц.), HNO_3 (разб.)? Ответ поясните.

3. Напишите уравнения реакций взаимодействий концентрированной серной кислоты с металлами разной активности.

4. Сернистый газ пропустили через раствор перекиси водорода. Из образовавшегося раствора выпарили воду и к остатку добавили магниевую стружку. Выделившийся газ пропустили через раствор медного купороса. Выпавший осадок черного цвета отделили и подвергли обжигу. Напишите уравнения описанных реакций.

3.6. Азот и его соединения

Оборудование: спиртовка, штатив с пробирками, пробка с газоотводной трубкой, бутылка вместимостью 3–10 л, лучинка, ложечка для сжигания вещества, коническая колба, фарфоровый тигель или чашка, стеклянная палочка, вата, асбестовая сетка, монетки.

Реактивы: сухая аммиачная селитра, сухой нитрит аммония, хлорид аммония, раствор щелочи, водный раствор аммиака, оксид хрома (III), 25%-ный водный раствор аммиака, оксид хрома (III), бихромат аммония, этиловый спирт, растворы концентрированной серной и азотной кислот, 10–15%-ный раствор нитрата ртути (II), раствор концентрированной соляной кислоты.

Азот – элемент 15-й группы (по устаревшей классификации – главной подгруппы пятой группы) второго периода периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, с атомным номером 7. Относится к пниктогенам.

Обозначается символом N (лат. Nitrogenium). Простое вещество азот – достаточно инертный при нормальных условиях двухатомный газ без цвета, вкуса и запаха (формула – N_2), из которого на три четверти состоит земная атмосфера.

Название «азот» (фр. azote, по наиболее распространенной версии от др.-греч. ἄζωτος – безжизненный) вместо предыдущих названий («флогистированный», «мефитический» и «испорченный» воздух) предложил в 1787 г. Антуан Лавуазье, который в то время в составе группы других французских ученых разрабатывал принципы химической номенклатуры, в том же году это предложение было опубликовано в труде «Метод химической номенклатуры».

Как показано выше, в то время уже было известно, что азот не поддерживает ни горения, ни дыхания. Это свойство и сочли наиболее важным. Хотя впоследствии выяснилось, что азот, наоборот, крайне необходим для всех живых существ, название сохранилось во французском и русском языках.

Окончательно в русском языке этот вариант названия закрепился после выхода в свет книги Г. Гесса «Основания чистой химии» в 1831 г.

Опыт 1. Получение веселящего газа (закиси азота) из нитрата аммония.

Ход работы:

Нам понадобится сухая аммиачная селитра (нитрат аммония) и нагревательный прибор (горелка). Поместим небольшое количество селитры в пробирку и закроем пробкой с газоотводной трубкой. Аккуратно начнем нагрев до температуры не более 200 °С и прекратим нагрев при появлении газа из трубки.

Сильный нагрев может привести к взрыву, поэтому следует быть очень осторожными и работать с защитным экраном дистанционно.

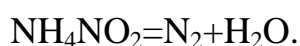


Газ поддерживает горение и имеет приятный запах, если поместить в банку с записью азота горящую лучину, то она будет гореть интересным ярким пламенем. Не советуем долго вдыхать данный газ, поскольку он обладает сильным действием и используется в качестве наркоза в медицине. Симптомами действия газа является головокружение, потеря ориентации, слабость. Данный опыт будет для вас «забавным экспериментом» только при соблюдении осторожности и работе под вытяжкой.

Опыт 2. Получение азота из нитрита аммония.

Ход работы:

Для опыта возьмем сухой нитрит аммония, поместим в пробирку с отводящей газ трубкой и нагреем на горелке или спиртовке. При нагревании выделяется азот.



Если поместить горящую лучину в емкость с азотом, она быстро потухнет.

Опыт 3. Получение аммиака из хлорида аммония и едкого натра.

Ход работы:

Возьмем в пробирку сухой хлорид аммония и гидроксид натрия (едкий натр), при нагревании будет получаться газ – аммиак с резким запахом.



Можно повторить школьный опыт (фонтанчик) или поджечь газ и поместить в емкость с полученным кислородом – аммиак будет гореть интересным фиолетовым пламенем. Осторожно, аммиак – ядовит, соблюдайте правила и работайте с вытяжной вентиляцией.

Опыт 4. Взаимодействие водного раствора аммиака с оксидом хрома (III) («огненная метель»).

Ход работы:

Один из самых забавных и эффектных химических опытов.

В бутылку налейте водный раствор аммиака, смочите ее стенки, а избыток жидкости слейте в склянку для слива растворов. Бутылку закройте крышкой

(пробкой). Все это сделайте заранее. В ложечку для сжигания веществ поместите оксид хрома (III) и накалите над пламенем горелки, а затем внесите в бутылку с газообразным аммиаком и сбросьте его. Образуется целый сноп искр, которые кружатся внутри бутылки, как в метель, в темноте зрительный эффект повышается.

Опыт 5. Разложение дихромата аммония («вулкан на столе»).

Ход работы:

В горло конической колбы вставьте тигелек или фарфоровую чашку. Колбу можно покрыть пластилином, придав ей форму горы, или изготовить макет сопки. Под колбу или макет положите большой лист бумаги для сбора оксида хрома (III). В тигелек насыпьте бихромат аммония, в центре холмика смочите его спиртом. Зажигается «вулкан» горячей лучинкой. Реакция экзотермическая, протекает бурно, вместе с азотом вылетают раскаленные частички оксида хрома (III). Если погасить свет, то создается впечатление извергающегося вулкана, из кратера которого выливаются раскаленные массы.

Следует соблюдать осторожность, поскольку продукты горения могут отскакивать на небольшие расстояния, поэтому лучше предварительно защитить глаза или установить защитную перегородку из оргстекла.

Опыт 6. Получение бездымного пороха.

Ход работы:

В 50 мл горячего раствора, представляющего собой смесь концентрированных азотной и серной кислот, осторожно в соотношении 1:2 вносят с помощью стеклянной палочки комочек распушенной ваты и оставляют на 5–10 мин. Продукт реакции (нитроклетчатка) вынимают палочкой, промывают под краном водой, избегая слипания волокна в плотный комочек, отжимают и высушивают в сушильном шкафу или на солнце. Во время подсыхания полученные комочки нужно распушить. После полного высыхания можно проверить характер горения нитроклетчатки. Для этого немного вещества помещают на асбестовую сетку и поджигают лучинкой. Для сравнения рядом поджигают кусочек исходной ваты.

Опыт 7. «Серебрение» медных монет.

Ход работы:

В фарфоровую чашечку наливают 10–15%-ный раствор нитрата ртути (II) или другой растворимой соли ртути. С помощью пинцета в раствор помещают несколько монет достоинством 1–5 коп. (1 или 5 руб.), выдерживают их в чашке 20–40 с, вынимают из раствора и протирают салфеткой. Медные монеты превратились в «серебряные», которые через некоторое время вновь станут медными вследствие стирания и испарения ртути с поверхности монет.

Опыт 8. Дым без огня.

Ход работы:

В чистую сухую широкогорлую колбу объемом 200 мл наливают 5–10 мл концентрированного раствора соляной кислоты. Вращательным движением колбы смачивают кислотой стенки сосуда, выливают избыток раствора и плотно закрывают пробкой. В другую, точно такую же колбу аналогичным способом набирают раствор аммиака (25 %).

Во время опыта колбы открывают и соединяют горлышками одна к другой, поворачивая их в таком положении на 180 °С. Колбы заполняются густым белым дымом.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах азота:

а) при обычных условиях азот реагирует с серебром;

б) азот при обычных условиях в отсутствие катализатора не реагирует с водородом.

2. Почему с алюминием, хромом и железом на холоде концентрированная азотная кислота не реагирует? Обоснуйте свой ответ.

3. Даны вещества: аммиак, кислород и вода. Составьте уравнения реакций, в результате которых из данных веществ можно получить 4 новых вещества. Укажите условия их протекания.

4. Продукт взаимодействия лития с азотом обработали водой. Полученный газ пропустили через раствор серной кислоты до прекращения химических реакций. Полученный раствор обработали хлоридом бария. Раствор профильтровали, а фильтрат смешали с раствором нитрита натрия и нагрели. Напишите уравнения описанных реакций.

3.7. Фосфор и его соединения

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, ложечка для сжигания вещества.

Реактивы: красный фосфор (порошок), оксид кремния, фосфорнокислый кальций, уголь, фосфид кальция, вода, ортофосфорная кислота, карбонат калия, раствор щелочи, фенолфталеин, раствор нитрата серебра.

Опыт 1. Получение фосфора.

Проводится под тягой.

Ход работы:

Свободный фосфор получают из природного фосфорнокислого кальция нагреванием его с песком (SiO_2) и углем в электрической печи. Данный процесс протекает по суммарному уравнению:

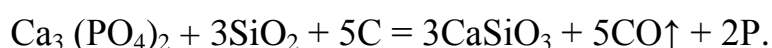


Схема электропечи для получения фосфора показана на рис. 12 (А – массивные угольные электроды, Б – загрузка смеси фосфата с песком и углем, В – вывод жидкого шлака, Г – выход паров фосфора). Образующиеся пары фосфора отводят в орошаемые водой конденсаторы и затем собирают в приемнике с водой, под слоем которой расплавленный фосфор и накапливается. В результате охлаждения паров фосфора получается белая форма.

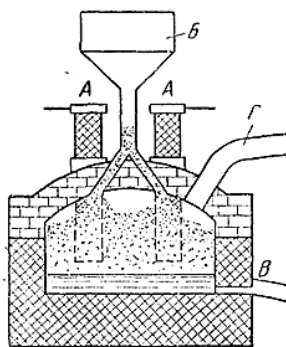


Рис. 12. Схема электропечи для получения фосфора

Опыт 2. Превращение белого фосфора в красный.

Ход работы:

При хранении белого фосфора он постепенно (очень медленно) переходит в более устойчивую красную форму. Переход сопровождается выделением тепла (теплота перехода):

$$P_{\text{белый}} = P_{\text{красный}} + 4 \text{ ккал.}$$

Процесс ускоряется при нагревании и под действием света. Практически красный фосфор получают длительным нагреванием белого до 280–340 °С (в герметизированной аппаратуре). Наибольшие его количества потребляются спичечным производством.

Опыт 3. Превращение красного фосфора в белый.

Ход работы:

Красный фосфор представляет собой порошок с плотностью 2,3, нерастворимый в сероуглероде и при нагревании возгоняющийся (т. возг. 416 °С). Пары его, сгущаясь, вновь дают белый фосфор. Последний, в противоположность красному, очень ядовит.

Опыт 4. Превращение белого фосфора в черный.

Ход работы:

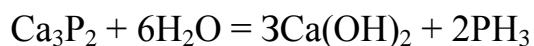
Нагреванием белого фосфора до 220 °С под давлением 12 000 атм может быть получен черный фосфор с плотностью 2,7. Он похож по внешнему виду на

графит, довольно хорошо проводит электричество и химически несколько менее активен, чем красный фосфор.

Опыт 5. Получение фосфина из фосфидов.

Ход работы:

С водородом фосфор практически не соединяется. Однако разложением некоторых фосфидов водой по реакции, например,

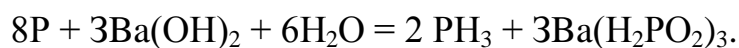


может быть получен аналогичный аммиаку фосфористый водород (фосфин) – PH_3 . Последний представляет собой бесцветный, весьма ядовитый газ (т. пл. – 134 °С, т. кип. – 88 °С). Он имеет неприятный запах («гнилой рыбы»), легко воспламеняется на воздухе и является очень сильным восстановителем.

Опыт 6. Получение фосфина из белого фосфора и раствора щелочи.

Ход работы:

Одним из применяемых для получения PH_3 методов является нагревание белого фосфора с крепким водным раствором щелочи. Реакция идет, например, по уравнению:



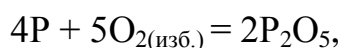
Одновременно образуется соль фосфорноватистой кислоты.

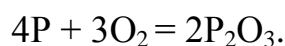
Опыт 7. Взаимодействие фосфора с кислородом.

Ход работы:

Взаимодействие фосфора с кислородом в зависимости от условий ведет к образованию различных продуктов. При сгорании фосфора в избытке кислорода (или воздуха) получается его высший окисел – фосфорный ангидрид (P_2O_5).

Напротив, горение при недостатке воздуха или медленное окисление дает в результате главным образом фосфористый ангидрид (P_2O_3). Последний представляет собой белую, похожую на воск кристаллическую массу (т. пл. – 24 °С, т. кип. – 175 °С). Определения его молекулярного веса приводят к удвоенной формуле (P_4O_6).

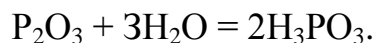




Опыт 8. Взаимодействие фосфористого ангидрида с водой.

Ход работы:

Взаимодействуя с водой, P_2O_3 медленно образует фосфористую кислоту:

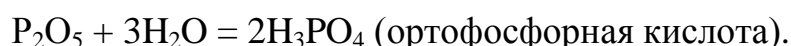
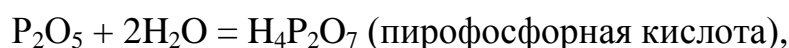


Подобно белому фосфору, фосфористый ангидрид очень ядовит.

Опыт 9. Взаимодействие P_2O_5 с водой.

Ход работы:

Взаимодействие P_2O_5 с водой сопровождается ее присоединением, причем в зависимости от числа присоединенных молекул H_2O возможно образование следующих основных гидратных форм:

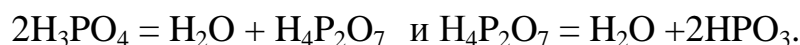


Как видно из приведенного сопоставления, наиболее богата водой орто-кислота, которую обычно называют просто фосфорной.

Опыт 10. Нагревание ортофосфорной кислоты.

Ход работы:

При нагревании ортофосфорной кислоты происходит отщепление воды, причем последовательно образуются пиро- и метаформы:



Обратно, при действии воды на метаформу она переходит в пиро- и затем в ортоформу. Однако переход этот на холоде протекает крайне медленно. Поэтому каждая кислота реагирует как индивидуальное вещество.

Опыт 11. Взаимодействие фосфорной кислоты с карбонатом калия.

Ход работы:

Провести реакцию между растворами карбоната калия и фосфорной кислоты.

В результате реакции наблюдается выделение углекислого газа:

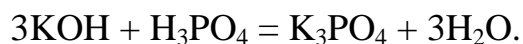


Опыт 12. Взаимодействие щелочи с фосфорной кислотой.

Ход работы:

Провести реакцию между растворами гидроксида калия и фосфорной кислоты.

Под действием кислоты раствор щелочи, окрашенный фенолфталеином в малиновый цвет, обесцвечивается, происходит нейтрализация:

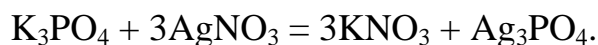


Опыт 13. Взаимодействие фосфата калия с нитратом серебра.

Ход работы:

Провести реакцию между растворами фосфата калия и нитрата серебра.

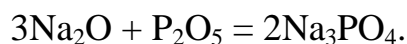
В результате реакции образуется желтый осадок фосфата серебра:



Опыт 14. Взаимодействие оксида фосфора с основным оксидом.

Ход работы:

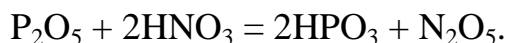
Провести реакцию между оксидом фосфора и оксидом натрия:



Опыт 15. Оксид фосфора как водоотнимающее средство.

Ход работы:

Провести реакцию между оксидом фосфора и азотной кислотой:



Контрольные вопросы и задания:

1. Как получают ортофосфорную кислоту. Ответ обоснуйте с помощью уравнений реакций.

2. Чем отличается белый фосфор от красного. Ответ обоснуйте.

3. При взаимодействии фосфора с хлором образуется хлорид со степенью окисления фосфора +3. При дальнейшем взаимодействии получившегося галогенида с избытком хлора получается хлорид со степенью окисления +5. Напиши-

те уравнения реакций и рассмотрите их с точки зрения окисления и восстановления.

4. Простое вещество, полученное при нагревании смеси фосфата кальция с коксом и оксидом кремния, растворяется в растворе едкого кали. Выделяющееся газообразное вещество сожгли, продукты горения собрали и охладили, а в полученный раствор добавили нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

3.8. Углерод и кремний

Оборудование: фарфоровая чашка, фарфоровая чашка с песком, щипцы, штатив с кольцом, шпатель, пинцет, спиртовка, спички, штатив с пробирками, чашки Петри (2 шт.), эталонная чашка pH, универсальный индикатор, стеклянные палочки, демонстрационный бокал, источник углекислого газа, пробирка из тугоплавкого стекла, стакан емкостью 200 мл, молоток, стеклянная трубка с оттянутым концом, держатель для пробирки, лучинка, пробка, стакан емкостью 200 мл.

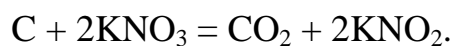
Реактивы: кристаллический нитрат калия, древесный уголь, водные растворы карбоната натрия и гидрокарбоната натрия ($C = 0,1$ моль/л), концентрированный раствор силиката натрия, 2 М раствор соляной кислоты, тонкоизмельченный кварцевый песок, порошок магния, 1 М раствор соляной кислоты, тонкоизмельченный порошок кремния, концентрированный раствор щелочи.

Опыт 1. Горение угля в расплаве нитрата калия.

Ход работы:

Насыпаем в фарфоровую чашку кристаллический нитрат калия. Помещаем чашку на кольцо штатива и при помощи спиртовки расплавляем соль. Чашку ставим в фарфоровую чашку с песком. Берем кусочек угля щипцами и опускаем в расплав нитрата калия. Наблюдаем энергичное взаимодействие угля с распла-

вом нитрата калия. В результате взаимодействия угля и нитрата калия образуется оксид углерода (IV) и нитрит калия:

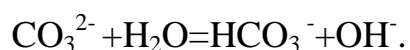


Углерод при взаимодействии с окислителями проявляет восстановительные свойства.

Опыт 2. Гидролиз солей угольной кислоты.

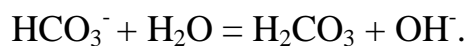
Ход работы:

В первую чашку наливаем раствор карбоната натрия, во вторую – гидрокарбоната. В каждую чашку опускаем полоску универсального индикатора. Сравниваем окраску индикатора с эталонной шкалой pH. Раствор карбоната натрия имеет щелочную среду (pH = 12). В водном растворе карбонат натрия подвергается гидролизу по аниону:



Раствор гидрокарбоната натрия также имеет щелочную среду (pH = 8), хотя основные свойства выражены слабее, чем у карбоната натрия. В растворе гидрокарбоната натрия протекают два процесса:

1. Гидролиз NaHCO_3 иона:



2. Диссоциация NaHCO_3 иона:



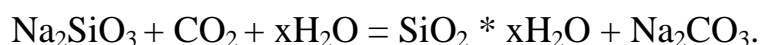
Реакция гидролиза протекает в большей степени, поэтому раствор гидрокарбоната натрия проявляет основные свойства.

В ряду солей угольной кислоты $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$ степень гидролиза уменьшается.

Опыт 3. Действие углекислого газа на раствор силиката натрия.

Ход работы:

Наливаем в бокал раствор силиката натрия и пропускаем через него ток углекислого газа:



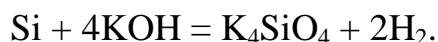
Спустя 10–15 мин выпадает осадок кремниевой кислоты, так как кремниевая кислота является более слабой, чем угольная.

Опыт 4. Взаимодействие кремния со щелочью.

Ход работы:

Помещаем в пробирку порошок кремния и приливаем концентрированный раствор щелочи. Закрываем пробирку пробкой с газоотводной трубкой.

Кремний взаимодействует с щелочью с выделением водорода:

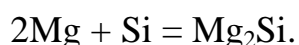
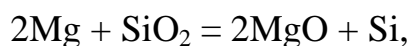


Собираем водород в пробирку и подносим к пламени горелки, проверяем на чистоту. Если водород чистый, его можно поджечь у отверстия газоотводной трубки.

Опыт 5. Взаимодействие магния с диоксидом кремния.

Ход работы:

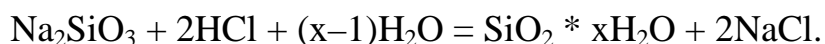
Смешаем порошок магния с кварцевым песком (в массовом отношении 5:3), помещаем смесь в пробирку, закрепленную в штативе над ящиком с песком, и сильно нагреваем ее пламенем горелки. Через некоторое время смесь самопроизвольно разогревается докрасна, так как взаимодействие диоксида кремния с магнием сопровождается выделением большого количества теплоты:



Опыт 6. Получение геля кремниевой кислоты.

Ход работы:

К раствору силиката натрия в бокале добавляем равный объем соляной кислоты. Образуется студнеобразный осадок кремниевой кислоты:



Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах углерода и кремния:

- а) углерод растворяется в кислотах-окислителях;
- б) кремний растворяется в щелочах с выделением водорода.

2. Одно из веществ, образующихся при сплавлении оксида кремния с магнием, растворяется в щелочи. Выделяющийся газ ввели в реакцию с серой, а продукт их взаимодействия обработали хлором. Напишите уравнения описанных реакций.

3. И углерод, и кремний могут взаимодействовать с металлами, неметаллами, водой, кислотами, щелочами, солями, основаниями, оксидами.

4. Газ, образовавшийся при сгорании кокса, длительное время соприкасался с раскаленным углем. Продукт реакции последовательно пропустили через слой железной руды и негашеную известь. Напишите уравнения описанных реакций.

ГЛАВА 4. ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

4.1. Предельные углеводороды

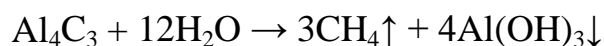
Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, вата, пробка с газоотводной трубкой, штатив.

Реактивы: карбид алюминия, вода, оксид меди (порошок), парафин, сульфат меди (безводный), раствор известковой или баритовой воды, медная проволока, хлороформ, ацетат натрия, едкий натр, оксид кальция, перманганат калия, раствор концентрированной серной кислоты, бромная вода.

Опыт 1. Гидролиз карбидов.

Ход работы:

При обработке некоторых карбидов, содержащих углерод в степени –4 (например, карбид алюминия), водой образуется метан:

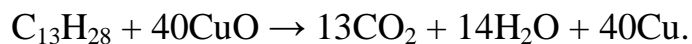


Опыт 2. Обнаружение углерода и водорода.

Ход работы:

Присутствие углерода в органических соединениях в большинстве случаев можно обнаружить по обугливанию веществ при осторожном его прокаливании.

Наиболее точным методом открытия углерода и одновременно с ним водорода является сожжение органического вещества в смеси с мелким порошком оксида меди (II). Углерод образует с кислородом оксида меди (II) углекислый газ, а водород – воду. Оксид меди (II) восстанавливается до металлической меди:



Опыт 3. Определение углерода и водорода в органическом соединении (парафин).

Ход работы:

Смесь 1–2 г оксида меди (II) и 0,2 г парафина хорошо перемешайте и поместите на дно пробирки. Сверху насыпьте еще немного оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки поместите в виде пробки небольшой кусочек ваты и

насыпьте на нее тонкий слой белого порошка безводного сульфата меди (II). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом конец трубки должен почти упираться в комочек ваты с сульфатом меди (II).

Укрепите пробирку в лапке штатива, как показано на фото (рис. 13). Нижний конец газоотводной трубки должен быть погружен в пробирку с баритовой водой (раствор гидроксида бария) или известковой водой (раствор гидроксида кальция). Нагрейте пробирку в пламени горелки.

Если пробка плотно закрывает пробирку, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только баритовая вода помутнеет, пробирку с ней следует удалить и продолжать нагревание, пока пары воды не достигнут белого порошка сульфата меди (II) и не вызовут его посинение.

После изменения окраски сульфата меди (II) следует прекратить нагревание.

Вывод: обнаружив образовавшиеся в результате реакции углекислый газ и воду, установили в исследованном веществе наличие углерода и водорода. Так как эти элементы не содержались в добавленном оксиде меди (II), то они могли находиться только во взятом для анализа органическом веществе.

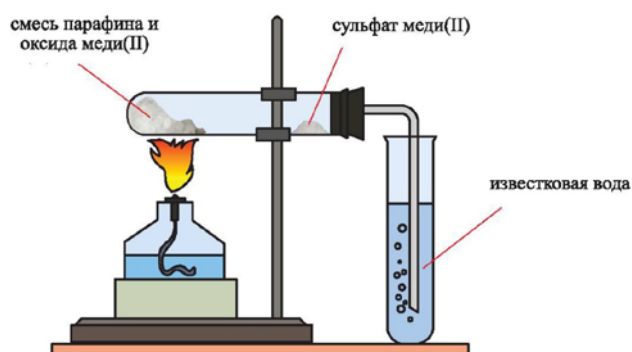


Рис. 13. Прибор для определения углерода и водорода в углеводороде

Опыт 4. Обнаружение галогенов (проба Бельштейна).

Ход работы:

Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенной русским химиком Ф.Ф. Бельштейном.

Для проведения опыта требуется медная проволока длиной около 10 см, загнутая на конце петлей и вставленная другим концом в небольшую пробку.

Держа за пробку, прокалите петлю проволоки до исчезновения посторонней окраски пламени.

Остывшую петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), опустите в пробирку с хлороформом, затем смоченную веществом петлю вновь внесите в пламя горелки.

Немедленно появляется характерная зеленовато-голубая окраска пламени, так как образующиеся при сгорании летучие галогениды меди окрашивают пламя горелки (рис. 14).



Рис. 14. Определение галогена в хлороформе

Опыт 5. Получение и свойства метана.

Ход работы:

Метан можно получить в лабораторных условиях сплавлением сухого ацетата натрия и едкой щелочи.

В ступке тщательно растирают обезвоженный ацетат натрия с натронной известью (натронная известь состоит из смеси едкого натра и оксида кальция), массовое отношение 1:2. Смесь помещают в сухую пробирку, закрывают газоотводной трубкой и закрепляют в штативе.

Отдельно в одну пробирку наливают 2–3 мл раствора перманганата калия и подкисляют 1–2 каплями концентрированной серной кислоты, в другую пробирку – 2 мл бромной воды.

Смесь в пробирке нагревают в пламени спиртовки и конец газоотводной трубки поочередно вносят в растворы перманганата калия и бромной воды. Пропускание газа проводят в течение 20–30 с. После этого газоотводную трубку переворачивают вверх и поджигают газ у конца газоотводной трубки. Окраска этих растворов не изменяется, следовательно, метан с взятыми веществами не реагирует.

Не прекращая нагревания, собирают выделяющийся газ. Для этого пустую пробирку наполняют водой и опрокидывают в чашку с водой. Подводят конец газоотводной трубки под пробирку и наполняют ее газом. Не вынимая пробирки из воды, закрывают ее пальцем и затем подносят к пламени горелки. Зажженный газ горит голубоватым пламенем.

Контрольные вопросы и задания:

1. Опишите лабораторный способ получения метана, используя уравнения реакций.
2. Для каких целей используют вату в реакции определения углерода и водорода в органическом соединении?
3. Можно ли получить из предельных углеводов непредельные? Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.
4. Выберите вещества, с которыми взаимодействует метан: водород, хлор, хлороводород, азотная кислота, вода, кислород, серная кислота, фтор, бром? Составьте уравнения возможных реакций.

4.2. Непредельные углеводороды

Оборудование: прибор для получения и собирания нерастворимых газов, штатив железный с лотком, лучина, кристаллизатор с водой, щипцы тигельные, спиртовка, спички, крышка тигля, штатив с пробирками, санитарная склянка, пробка с газоотводной трубкой.

Реактивы: этанол, раствор концентрированной серной кислоты, пемза, пористый фарфор или песок (мелкозернистый), раствор перманганата калия,

подкисленного серной кислотой, этилен, раствор бромной воды, речной песок, пропитанный спиртом, необожженная глина, подсушенная и измельченная до размеров булавочной головки, вода.

Опыт 1. Получение этилена.

Ход работы:

В пробирку налейте 2–3 мл этилового спирта и осторожно добавьте 6–9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпьте немного предварительно прокаленного песка, чтобы избежать толчков жидкости при кипении. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе и осторожно нагрейте.

Опыт 2. Взаимодействие этилена с раствором перманганата калия.

Ход работы:

В пробирку налейте 2–3 мл разбавленного раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой, и пропустите через него этилен.

Отметить признаки реакции Вагнера.

Почему эта реакция называется качественной?

Какие продукты образуются?

Написать уравнение реакции, используя структурные формулы, указать механизм и тип реакции (при расстановке коэффициентов использовать метод электронного или электронно-ионного баланса).

Опыт 3. Взаимодействие этилена с бромной водой.

Ход работы:

Пропустить этилен через бромную воду. Наблюдать эффект (рис. 15).

Почему эта реакция называется качественной? Написать уравнение реакции, используя структурные формулы веществ. Указать тип и механизм реакции.

Опыт 4. Взаимодействие этилена с бромной водой.

Ход работы:

Поджечь этилен, собранный в пробирке, над пламенем щипцами подержать крышку тигля.

Обратить внимание на разницу в яркости пламени по сравнению с твердыми парафинами. Указать причину различия, обосновать ответ.

Написать уравнение реакции на основе электронного баланса.

Опыт 5. Получение этилена другим способом.

В пробирку поместить речной песок, пропитанный спиртом, а поверх слоем в 4–5 см катализатор (необожженная глина, подсушенная и измельченная до размеров булавочной головки) (рис. 16).

Получить этилен, используя в качестве катализатора песок SiO_2 и глину (алюмосиликат).

Написать уравнение реакции синтеза этилена из этилового спирта таким способом.

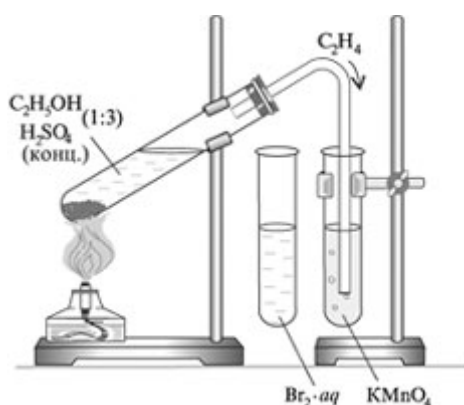


Рис. 15. Качественные реакции на этилен

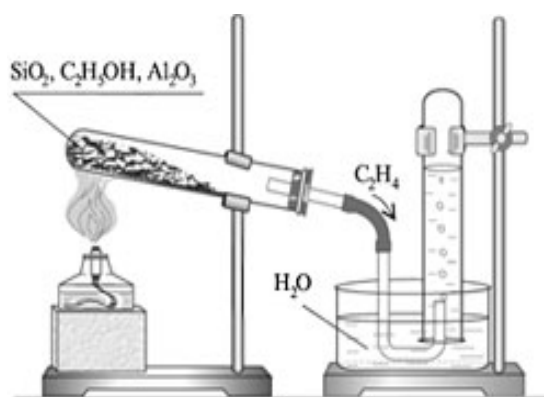


Рис. 16. Получение этилена

Контрольные вопросы и задания:

1. Как получают этилен и углеводороды ряда этилена? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Используя структурные формулы веществ, напишите уравнения реакций пропена с: а) бромом (бромной водой); б) йодоводородом; в) серной кислотой. Дайте названия продуктам реакций, укажите их условия.
3. На примере реакции взаимодействия бутена с галогеноводородом поясните сущность правила В.В. Марковникова.
4. Почему этилен горит более светящимся пламенем, чем метан?

4.3. Ароматические углеводороды

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, фильтровальная бумага, пробиркодержатель, электроплитка, резиновая трубка, водяная баня.

Реактивы: толуол, ксилол, бромная вода, алюминий (в виде проволоки или полоски), железо (в виде опилок), йод (кристаллический), раствор перманганата калия, растворы разбавленной и концентрированной серной кислоты, вода, раствор концентрированной азотной кислоты.

Опыт 1. Бромирование ароматических углеводородов.

Ход работы:

Опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

В сухую пробирку помещают 1 мл толуола, добавляют 1 мл раствора брома и встряхивают. Смесь делят на две части, отливая половину ее объема в чистую сухую пробирку.

Одну часть с раствором брома оставляют стоять в штативе, другую – нагревают до кипения, после чего также ставят в штатив.

Признаками реакции бромирования являются исчезновение окраски брома и выделение дымящегося на воздухе бромистого водорода.

Опыт 2. Влияние катализатора на ход бромирования ароматических углеводородов.

Ход работы:

Опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

А. В сухой пробирке смешивают 2–3 мл исследуемого углеводорода с равным объемом раствора брома и делят смесь на четыре части, примерно одинаковые по объему. К трем порциям добавляют катализаторы: в первую – несколько кристалликов йода, во вторую – алюминия, в третью – маленькую щепотку железных опилок. В четвертую порцию катализатор не добавляют.

Смеси, содержащие толуол, оставляют при комнатной температуре, часто взбалтывая.

Наблюдая различия в скорости и интенсивности выделения бромистого водорода, отмечают, как влияют различные катализаторы на ход бромирования.

Б. Для обнаружения влияния катализатора не только на скорость, но и на направление бромирования толуола, смеси нагревают без катализатора и с катализатором – железом до начала кипения.

Энергичное бромирование наблюдается в обоих случаях. Затем обе пробирки охлаждают и погружают в каждую из них конец полоски фильтровальной бумаги, свернутой жгутом так, чтобы жидкость смочила бумагу.

Вынув обе бумажки, слегка подсушивают их над электроплиткой или просто на воздухе и время от времени определяют запах смоченной части бумаги (осторожно!). Бромистый водород и растворитель улетучиваются очень быстро, затем испаряется и взятый в избытке толуол. После этого можно установить резкое различие запаха обеих бумажек.

После окончания опыта все пробирки ополаскивают в вытяжном шкафу теплым раствором щелочи.

Опыт 3. Влияние света на ход бромирования ароматических углеводородов.

Ход работы:

В каждую пробирку помещают одинаковый объем одного из углеводородов. Высота столба жидкости должна составлять 7–8 см. Затем на каждую пробирку надевают кусок непрозрачной резиновой трубки или кольцо из полоски черной бумаги (закрепленной мягкой проволокой) так, чтобы часть столба жидкости (не менее 3–4 см) была закрыта от прямого света.

В каждую пробирку приливают по 5–10 капель раствора брома, встряхивают их и оставляют либо на рассеянном дневном свете, либо при освещении электрической лампочкой на расстоянии 2–3 см; освещенность всех пробирок должна быть примерно одинаковой. По часам отмечают время начала опыта.

Через 1–10 мин (в зависимости от толщины стенок пробирок и интенсивности освещения) видимая часть раствора обесцвечивается сначала в одной из

пробирок, затем – в другой. Записав время, потребовавшееся для обесцвечивания жидкости в каждой пробирке, сразу же открывают затемненную часть слоя данной жидкости и отмечают, исчезла ли окраска брома и в этой части.

У отверстия пробирок, в которых наблюдается обесцвечивание, выделяется дымящий на воздухе газ, иногда в жидкости заметны пузырьки. Испытывают на бумажках, какой запах имеют продукты реакции в обесцветившихся растворах сразу после испарения более летучих веществ.

В одной из пробирок жидкость остается окрашенной бромом очень длительное время.

Опыт 4. Окисляемость ароматических углеводов.

Ход работы:

В пробирку помещают 1 мл раствора перманганата калия и 1 мл разбавленной серной кислоты и добавляют несколько капель (0,5 мл) толуола. Сильно встряхивают в течение нескольких минут. Что наблюдаете?

Опыт 5. Сульфирование ароматических углеводов.

Ход работы:

В пробирки помещают по 0,5–1 мл каждого из углеводов и добавляют 4 мл концентрированной серной кислоты, затем пробирки нагревают на водяной бане до 80 °С при частом и сильном встряхивании.

Углеводы при встряхивании образуют с кислотой эмульсию (тем легче, чем дольше идет процесс) и постепенно растворяются. Отмечают различие во времени, которое требуется для полного растворения исследуемых углеводов при одинаковом режиме нагревания и встряхивания.

Когда растворение закончится, все пробирки охлаждают в стакане с холодной водой, затем содержимое каждой пробирки выливают в колбочку или стаканчик с 10–15 мл холодной воды и отмечают, выделяется ли исходный углеводород или продукт реакции.

Опыт 6. Взаимодействие ароматических углеводов с концентрированной азотной кислотой.

Ход работы:

Опыт следует проводить в вытяжном шкафу. Работают параллельно с двумя веществами.

В две пробирки помещают по 1 мл концентрированной азотной кислоты, добавляют в них соответственно 5–6 капель одного из углеводов и сильно встряхивают. Жидкости в пробирках образуют нестойкую, быстро расслаивающуюся эмульсию.

Продолжая часто встряхивать, нагревают смеси почти до кипения. Отмечают различие хода процесса в разных пробирках.

После 1–2 мин нагревания со встряхиванием пробирки приливают в каждую по 4–5 мл холодной воды. Отмечают характерный запах продуктов реакции. В двух пробирках продукты реакции выделяются в виде тяжелого окрашенного масла.

Контрольные вопросы и задания:

1. Почему ароматические соединения по химическим свойствам отличаются как от предельных, так и от непредельных углеводов?
2. Объясните роль катализатора при галогенировании ароматических углеводов.
3. Напишите реакцию бромирования бензола и рассмотрите механизм этого процесса.
4. Сравните химические свойства бензола и толуола и поясните сущность взаимного влияния атомов в молекулах. Вспомните соответствующее положение из теории А.М. Бутлерова и приведите другие примеры.

4.4. Спирты

Оборудование: химический стакан, водяная баня, хлопчатобумажный платочек, средство для мытья посуды, пинцет, лучинка, фарфоровая чашечка,

емкость на 3–5 л, вода, сухой лед, клей силикатный, перчатки резиновые, палочка для размешивания.

Реактивы: зеленые листья, этиловый спирт, силикат натрия, перманганат калия (порошок), раствор концентрированной серной кислоты, глицерин.

Опыт 1. Экстракция.

Ход работы:

Возьмите несколько зеленых листьев, поместите их в банку (стакан), залейте небольшим количеством раствора спирта. Нагрейте стакан на водяной бане. Через некоторое время раствор окрасится в красивый зеленый цвет.

Ответьте на вопросы: какое это явление физическое или химическое? Что вызывает появление окраски?

Опыт 2. Несгораемый платок.

Ход работы:

Небольшой платочек (обязательно хлопчатобумажный) погружают в раствор средства для мытья посуды “Fairy” или силиката натрия (смешивают силикатный клей с водой в соотношении 1:10), хорошо смачивают и отжимают. Затем платочек берут за уголок пинцетом, погружают в стакан с этанолом (можно брать ацетон, диэтиловый эфир, денатурат, бензин и другие легковоспламеняющиеся жидкости), вынимают и тут же поджигают с помощью лучинки. Горящий платок плавно крутят сначала по часовой стрелке, потом против. Спирт быстро сгорает, а платочек остается невредимым. После опыта платочек стирают в теплой воде и его снова можно использовать по назначению.

Опыт 3. Вулкан Шееле.

В 1779 г. шведский аптекарь-химик Карл Шееле впервые получил из оливкового масла глицерин. Он назвал полученную жидкость «сладким маслом». Изучая свойства глицерина, однажды смешал его с кристаллическим перманганатом калия. Внезапно произошла вспышка смеси, которая обожгла ему лицо. В настоящее время этот эффектный опыт проводят следующим образом. Опыт проводится под тягой!

Ход работы:

В фарфоровую чашку или на керамическую плитку насыпают в виде горки тщательно растертый в ступке перманганат калия KMnO_4 . В вершине горки делают небольшое углубление, вносят туда несколько капель глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, не содержащего примеси воды, и сразу же отходят в сторону: сейчас «вулкан» проснется! Примерно через 1–2 мин происходит вспышка фиолетового цвета из-за разбрызгивания небольшой части KMnO_4 ; глицерин при этом воспламеняется.

Реакция сопровождается большим выделением энергии в виде теплоты и газообразных продуктов (CO_2 , пары воды), которые увлекают за собой раскаленные твердые частицы диоксида марганца MnO_2 и карбоната калия K_2CO_3 . Полная иллюзия извержения вулкана!



Обычно опыт не вызывает затруднений, однако иногда глицерин не загорается. Глицерин может содержать в себе примесь масла или воды. От масла очистить глицерин сложно, а воду можно удалить. Для удаления воды глицерин нужно аккуратно нагреть в открытом сосуде.

Если содержание воды существенное, то глицерин (точнее вода в нем) сначала закипит. Как только начинают образовываться густые пары белого дыма, значит вода вся испарилась.

Осторожно! Пары глицерина при контакте с пламенем могут загореться! Если произойдет возгорание, необходимо прекратить доступ кислорода, накройте отверстие сосуда фанерой или картоном, большим стаканом.

Лить воду в горящий глицерин нельзя! Будет гореть еще сильнее.

Опыт 4. Приготовление гигантского мыльного пузыря.

Ход работы:

Нам понадобится емкость большого размера на 3–5 л. В эту емкость наливаем горячей воды и бросаем туда пригоршню сухого льда. До этого необходимо приготовить мыльный раствор.

Самый простой способ приготовить раствор таков: на 100 г средства для мытья посуды (например, “Fairy”) необходимо взять 300 мл воды и 50 мл глицерина. Глицерин именно то средство, которое делает стенки мыльного пузыря прочнее, а сам пузырь, соответственно, более долгоживущим.

Вода должна быть мягкой. В жесткой воде содержится много солей, из-за чего пузыри получаются хрупкими и быстро лопаются. Самый простой способ смягчить воду – хорошенько прокипятить ее и дать отстояться, чтобы соль осела на дно. Для приготовления раствора лучше брать теплую воду – в ней быстрее растворяется мыло.

Берем кусок ткани обмакиваем в мыльный раствор и проводим полоску ткани по поверхности емкости с водой, где растворен сухой лед.

Опыт 5. Попрыгунчик.

Ход работы:

Первый шаг: в стакан наливаем силикатный клей и сразу же туда добавляем спирт: пропорции должны быть 4 к 1 (4 ложки клея и 1 ложка спирта) хорошо перемешиваем, пока не образуется густая масса.

Второй шаг: одеваем резиновые перчатки, из стакана достаем получившуюся массу и начинаем скатывать в шарик. Скатываем до тех пор, пока он не станет сухим и круглым.

Третий шаг: шарик-попрыгунчик готов.

Контрольные вопросы и задания:

1. Даны вещества: металлический натрий, гидроксид натрия, хлороводород, водород, уксусная кислота. С какими из предложенных веществ реагирует этанол? Напишите уравнения реакций.

2. Напишите качественную реакцию на глицерин.

3. Приведите три примера отличия многоатомных спиртов от одноатомных.

4. Продукт дегидратации спиртов взаимодействует с хлороводородом, при этом образуется галогеналкан, который реагирует с щелочью. Напишите уравнения описанных реакций.

4.5. Альдегиды

Оборудование: пробирки, спиртовка, спички, часовое стекло.

Реактивы: формалин, раствор щелочи, аммиачный раствор оксида серебра, бензальдегид, раствор сульфата меди, пипетка.

Опыт 1. Реакция «серебряного зеркала».

Ход работы:

В пробирку, содержащую 1 мл формалина (водный раствор формальдегида), прибавьте несколько капель аммиачного раствора оксида серебра. Пробирку слегка нагрейте на пробирке. После чего можно будет увидеть зеркальный осадок (рис. 17).

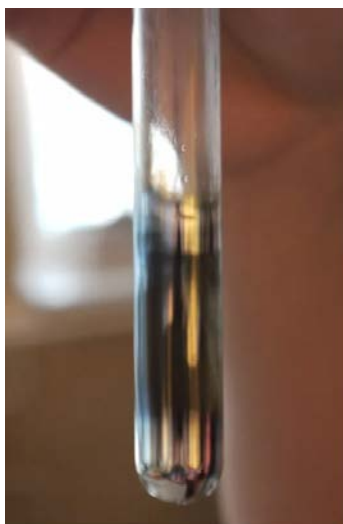


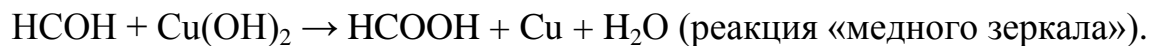
Рис. 17. Реакция «серебряного зеркала»

Опыт 2. Взаимодействие формальдегида с гидроксидом меди (II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$).

Ход работы:

Для проведения опыта сначала приготавливается гидроксид меди (II) – к гидроксиду натрия добавляется раствор сульфата меди (медного купороса). Полученный раствор имеет ярко-голубой цвет из-за образовавшегося осадка гидроксида двухвалентной меди.

К полученному осадку добавляется раствор формальдегида и для ускорения реакции раствор нагревается. Голубое окрашивание исчезло – это значит, альдегид восстановил двухвалентную медь до металлической, которая и оседает на стенках пробирки:



В большинстве случаев реакция проходит с образованием коричнево-красного осадка оксида меди (I) Cu_2O :

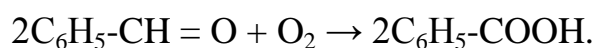


Восстановление двухвалентной меди свидетельствует о наличии альдегида в растворе.

Опыт 3. Окисление бензальдегида кислородом воздуха.

Ход работы:

Каплю бензальдегида поместить на часовое стекло и оставить на воздухе. Через 15–30 мин отметить образование кристаллов по краям капли:



Контрольные вопросы и задания:

1. Из предложенного перечня выберите все вещества, с которыми реагируют альдегиды, но не реагируют первичные одноатомные спирты: а) $\text{Cu}(\text{ОН})_2$; б) KMnO_4 ; в) Na ; г) NaHSO_3 ; д) HCN .

2. Верны ли следующие суждения о свойствах альдегидов:

- а) при окислении альдегиды превращаются в карбоновые кислоты;
- б) альдегиды вступают в реакции с водородом.

3. С какой целью производят нагревание реакции взаимодействия формальдегида с гидроксидом меди (II) ($\text{Cu}(\text{ОН})_2$)?

4. Напишите качественную реакцию на альдегиды. Наличие какой функциональной группы подтверждает эту качественную реакцию?

4.6. Кетоны

Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, пробка, спиртовка.

Реактивы: ацетон, концентрированный раствор йода в йодиде калия, раствор гидроксида натрия (10 %), уксуснокислый натрий (безводный), вода, раствор концентрированной соляной кислоты, раствор нитропруссид натрия, уксусная кислота.

Опыт 1. Йодоформная проба.

Эту реакцию дают метилкетоны и вещества, способные при окислении образовывать ацетильную группу.

Ход работы:

К 1 см³ воды, содержащему 1 каплю ацетона, прибавляют сначала 2 капли концентрированного раствора I₂ в KI и затем по каплям раствор NaOH (10 %).

Окраска йода исчезает и одновременно выделяется обильный осадок. Образование осадка на холоде характерна для ацетона, для других соединений требуется выдержка или нагревание реакционной смеси.

Опыт 2. Получение ацетона из уксуснокислого натрия.

Ход работы:

В сухую пробирку, снабженную газоотводной трубкой, поместите около 0,1 г обезвоженного путем сплавления уксуснокислого натрия. Высота слоя должна быть 6–8 мм. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Нижний конец трубки опустите в пробирку с 10 каплями воды.

Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Уксуснокислый натрий сначала плавится, потом начинает вспучиваться от паров ацетона, которые перегоняются, а затем конденсируются в воде. Через несколько секунд реакция прекращается. После остывания реакционной пробирки добавьте в нее 1 каплю концентрированной HCl.

Наблюдается сильное вспенивание от выделения двуокиси углерода.

Опыт 3. Цветная реакция на ацетон с нитропруссидом натрия.

Ход работы:

Поместите в пробирку 1 каплю раствора нитропруссид натрия, 5 капель воды и 1 каплю водного раствора ацетона. При добавлении 1 капли NaOH по-

является красное окрашивание, которая от добавления 1 капли раствора CH_3COOH , принимая вишнево-красный оттенок.

Контрольные вопросы и задания:

1. Из предложенного перечня выберите все вещества, с которыми взаимодействует как ацетон, так и ацетальдегид: оксид меди (II), кислород, водород, гидроксид меди (II), аммиачный раствор оксида серебра.

2. Можно ли получить ацетон прокаливанием CH_3COONa ? Как выглядит соответствующее уравнение реакции?

3. Этаналь реагирует с аммиачным раствором оксида серебра и с реактивом Фелинга? Вступают ли в эти реакции кетоны? Напишите уравнения реакций.

4. Как называют продукты реакций кетонов с солянокислыми растворами гидросиламина? В реакцию введены гидросиламин и ацетон. Напишите уравнения реакций.

4.7. Карбоновые кислоты

Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, электроплитка, спиртовка.

Реактивы: дихромат калия, диэтиловый эфир, 30%-ный пероксид водорода, 2 М раствор уксусной кислоты, индикатор конго, индикатор метиловый оранжевый, индикатор фенолфталеин, концентрированная муравьиная кислота, концентрированная уксусная кислота, бензойная кислота, дистиллированная вода, 2 М раствор гидроксида натрия, универсальная индикаторная бумага, 2 М раствор муравьиной кислоты, 2 М раствор щавелевой кислоты, 2 М раствор серной кислоты, 0,1 М раствор перманганата калия, 9%-ный уксус или 70%-ная уксусная кислота, пищевая сода или гидрокарбонат натрия, хлорид натрия.

Опыт 1. Кислотные свойства карбоновых кислот.

Ход работы:

В три пробирки внесите по 5 капель уксусной кислоты и добавьте по 2 капли: в первую пробирку – индикатора конго, во вторую – индикатора метилового оранжевого, в третью – индикатора фенолфталеина.

Отметьте, в каких пробирках происходит изменение окраски индикатора.

Опыт 2. Растворимость в воде карбоновых кислот и их солей. Отношение кислот к индикаторам.

Ход работы:

В три пробирки внесите по 20 капель воды и добавьте в первую пробирку 5 капель концентрированной уксусной кислоты, во вторую – 5 капель концентрированной муравьиной кислоты, в третью – 1 лопатку бензойной кислоты. Пробирки с осадком нагрейте до растворения осадка.

По капле полученных растворов органических кислот нанесите на полоску универсальной индикаторной бумаги и определите pH растворов. Нагретые смеси охладите, отметьте, выделяются ли снова кристаллы кислоты и добавьте 3 капли гидроксида натрия, встряхните и отметьте происходящие изменения.

Опыт 3. Окисление карбоновых кислот перманганатом калия.

Ход работы:

В 3 пробирки внесите по 3 капли растворов муравьиной, уксусной и щавелевой кислот, прибавьте 3 капли раствора серной кислоты и 2 капли раствора перманганата калия. Нагрейте пробирки.



Опыт 4. Изготовление горячего льда или ацетата натрия.

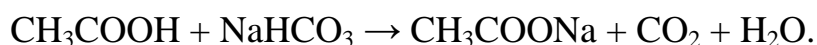
Ход работы:

Для приготовления ацетата натрия нам понадобится уксус, лучше, если уксусная кислота будет 30%-ной или 70%-ной. Но можно воспользоваться и 9%-ной. Вторым компонентом могут быть: обычная столовая сода (гидрокарбонат натрия), карбонат натрия, гидроксид натрия. Для начала вам необходимо рассчитать необходимое количество компонентов:

1. Для 200 мл CH_3COOH 70 % – 210 г NaHCO_3 .

2. Для 200 мл CH_3COOH 30 % – 87,4 г NaHCO_3 .

3. Для 200 мл CH_3COOH 9 % – 25,25 г NaHCO_3 .



Соды необходимо брать чуть меньше, так как выход этой реакции около 88–90 %. Это потому, что в процессе выделения углекислого газа часть уксуса улетучивается. Реакцию лучше проводить сразу в кастрюльке, нагревая смесь. Нагревать нужно, так как в ходе реакции температура смеси понижается и реакция замедляется. Только не надо использовать газовую горелку (может пригореть). В ходе реакции образуется много пены. После окончания реакции, раствор должен быть прозрачным.

Испытайте вашу смесь: капните туда немного уксуса – если реакция пойдет, это значит, что в растворе остался избыток соды. В этом случае стоит добавить уксусной кислоты до завершения реакции. В случае если раствор сильно пахнет уксусом, это означает переизбыток уксусной кислоты. Тогда следует добавлять соду маленькими порциями до исчезновения запаха уксуса. На этом этапе очень важно, чтобы в растворе не было переизбытка соды, а то при следующем этапе у вас ничего не получится.

Приготовленную смесь ставим нагреваться на водяной бане. В процессе выпаривания из раствора улетучивается избыток воды, поэтому процесс необходимо строго контролировать. Упаривать необходимо для получения перенасыщенного раствора ацетата натрия. Варить надо до появления по краям кастрюльки кристаллизационной корки. Время варки зависит от того, какой концентрации был выбран уксус. Как только появилась корка, необходимо убрать кастрюлю с огня. Остужаем смесь минут пять. После небольшого охлаждения кристаллизационная корка должна расшириться и поверхность раствора должна покрыться как бы «льдом». Далее по капелькам добавляем в кастрюльку с нашей смесью кипятков, при постоянном перемешивании до тех пор, пока весь «лед» не растворится полностью.

В итоге должен получиться горячий прозрачный, более плотный и густой (по сравнению с водой) раствор. Полученный раствор переливаем в чистую емкость (банку, кружку, бутылку). Перелитый раствор ставим в холодильник, он должен охладиться до комнатной температуры. В охлажденный раствор добав-

ляем щепотку столовой соли. Если пошла кристаллизация, то это значит, что ваш опыт удался. А после кристаллизации этот горячий лед можно еще и повторно использовать! Для этого просто поставьте вашу емкость с кристаллизировавшимся ацетатом натрия на водяную баню. Помешивайте смесь ложечкой. Лед, как ему положено, будет таять. А если будет образовываться кристаллизационная корка, следует по каплям добавлять горячую воду.

Контрольные вопросы и задания:

1. Какие свойства являются общими для неорганических и карбоновых кислот? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.
2. Из предложенного перечня выберите все вещества, с которыми не взаимодействует уксусная кислота: оксид меди, хлорид натрия, гидроксид меди, карбонат натрия, сульфат натрия.
3. Выберите утверждения, которые справедливы для всех карбоновых кислот: а) имеют жидкое агрегатное состояние при нормальных условиях; б) содержат карбоксильную группу; в) хорошо растворимы в воде; г) вступают в реакцию со щелочами.
4. Напишите качественную реакцию на карбоновые кислоты.

4.8. Простые эфиры

Оборудование: штатив с пробирками, пипетка, спиртовка.

Реактивы: дихромат калия, диэтиловый эфир, раствор серной кислоты, 30%-ный пероксид водорода, вода.

Простые эфиры – органические вещества, имеющие формулу $R-O-R_1$, где R и R_1 – углеводородные радикалы. Следует, однако, учитывать, что такая группа может входить в состав других функциональных групп соединений, не являющихся простыми эфирами.

Техника безопасности при работе с эфирами. Особого внимания требует серный (диэтиловый) эфир. Под действием света в нем образуются перекис-

ные соединения, способные к самопроизвольному разложению со взрывом. Поэтому эфир хранят в темном прохладном месте. Работы необходимо проводить в вытяжном шкафу, не допуская загазованности. Вблизи препарата не допускается присутствие открытого огня, электронагревательных приборов!

Уксусноэтиловый эфир вызывает дерматиты и экземы. Уксусноизоамиловый эфир – наркотик, раздражает верхние дыхательные пути.

Опыты с эфирами должны демонстрироваться учителем без допуска учащихся к реактивам. Все работы проводятся в вытяжном шкафу с использованием спецодежды и средств индивидуальной защиты.

Опыт 1. Дихромат калия и диэтиловый эфир с пероксидом водорода.

Ход работы:

Прилить в пробирку дихромат калия, сверху налить диэтиловый эфир. Диэтиловый эфир плавает на поверхности дихромата калия, так как его плотность меньше. Подкислить всю смесь небольшим количеством серной кислоты; чтобы начать реакцию, необходимо добавить каплю 30%-ного раствора пероксида водорода.

После добавления пероксида водорода жидкость между слоями диэтилового эфира и дихромата калия окрашивается в темно-зеленый цвет, почти черный. При этом выделяется кислород.



Опыт 2. Основные свойства простого эфира.

Ход работы:

В пробирку внесите 5 капель концентрированной серной кислоты. При охлаждении холодной водой и взбалтывании медленно добавьте 5 капель диэтилового эфира. Образовавшийся гомогенный раствор не имеет запаха эфира (почему?). Далее при охлаждении и взбалтывании прибавьте в пробирку 5 капель холодной воды. Над слоем разбавленной кислоты всплывает эфир (верхний слой) и ощущается его характерный запах.

Контрольные вопросы и задания:

1. Составьте структурные формулы следующих простых эфиров: диметиловый, метилэтиловый, изопропилфениловый, дифениловый эфир.
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия метилового спирта и пропилена.
3. Можно ли произвести расщепление простого эфира? Ответ обоснуйте с помощью уравнений соответствующих реакций.
4. Объясните отличие простых эфиров от сложных, используя уравнения реакций.

4.9. Сложные эфиры

Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, фарфоровая чашечка, лучинка, спиртовка.

Реактивы: изоамиловый спирт, растворы концентрированной уксусной и серной кислот, борная кислота (кристаллы), этиловый спирт, флакончики с фруктовыми ароматами.

Опыт 1. Получение сложных эфиров взаимодействием органических и неорганических кислот со спиртами.

Ход работы:

А. В пробирку налить 2 мл изоамилового спирта и 2 мл концентрированной уксусной кислоты и 0,5–1,0 мл концентрированной серной кислоты. Смесь перемешать и нагреть на водяной бане. Наблюдаем пожелтение жидкости. Смесь остудили, эфир собрался на поверхности, ощущаем запах грушевой эссенции (рис. 18).

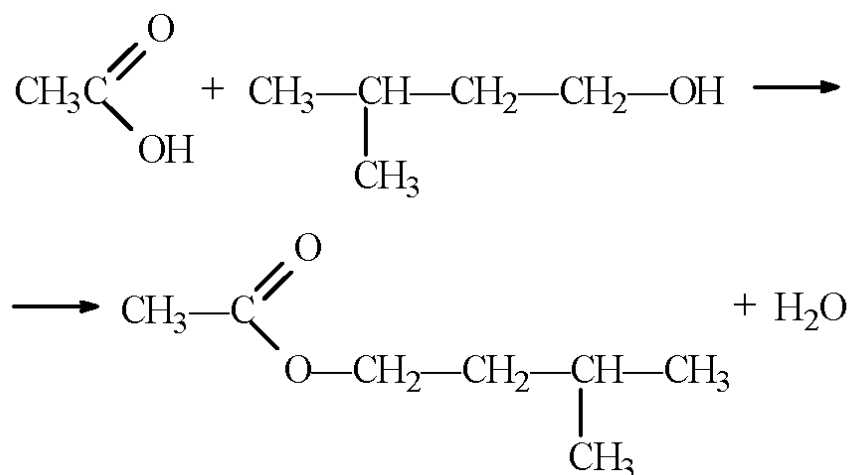


Рис. 18. Схема реакции получения сложных эфиров взаимодействием органических кислот со спиртами

Б. В фарфоровую чашку поместить несколько кристаллов борной кислоты и прибавить немного этилового спирта. Смесь перемешать и поднести к ней зажженную лучинку. Образовавшееся вещество (триэтилборат) сгорит зеленым пламенем (рис. 19).

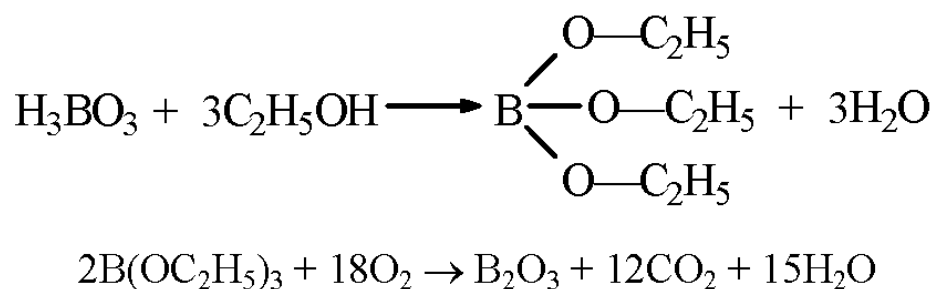


Рис. 19. Схема реакции получения сложных эфиров взаимодействием неорганических кислот со спиртами

Органические и неорганические кислоты проявляют аналогичные химические свойства.

Опыт 2. Определение запаха пищевых добавок и сравнение их с запахом соответствующих фруктов.

Ход работы:

На столах учащихся в трех флакончиках находятся вещества с различными фруктовыми ароматами. Учащиеся, за исключением тех, у кого аллергия на

запаху, определяют предложенные ароматы, а затем сравнивают их с запахами аналогичных фруктов и ягод. Делают вывод, что ароматы фруктов и предложенные жидкости имеют сходные запахи – ароматы, а затем сравнивают их с запахами аналогичных фруктов и ягод.

Ароматические вещества в выданных флаконах получены синтетическим способом, а ароматы фруктов и ягод созданы природой. Несмотря на разное происхождение, они обладают одинаковыми свойствами, а следовательно, и строением. Цветочно-фруктовые запахи излучают сложные эфиры.

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах сложных эфиров:

- а) сложные эфиры – сильные окислители;
- б) для сложных эфиров характерна реакция гидролиза.

2. Из ацетилена получите этиловый эфир уксусной кислоты. Получите этот эфир другим путем. Напишите уравнения описанных реакций.

3. Сложные эфиры могут также быть образованы неорганическими кислородсодержащими кислотами при их взаимодействии со спиртами. Напишите уравнение реакции этерификации между этиловым спиртом и азотной кислотой.

4. Установите строение сложного эфира, если известно, что при его гидролизе образуются бутанол-2 и формиат натрия. Напишите схему реакции. В какой среде протекает реакция гидролиза.

4.10. Углеводы. Моносахариды. Глюкоза

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, держатель.

Реактивы: глюкоза (кристаллическая), водный раствор глюкозы (буферный раствор глюкозы), растворы гидроксида натрия, раствор сульфата меди (II), аммиачный раствор оксида серебра, восстановитель.

Глюкоза обладает химическими свойствами, характерными для спиртов и альдегидов. Кроме того, она обладает и некоторыми специфическими свойствами.

Опыт 1. Глюкоза – многоатомный спирт.

Ход работы:

Проведите реакцию между глюкозой и гидроксидом меди (II).

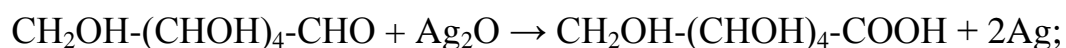
Глюкоза с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ дает раствор синего цвета (глюконат меди (II)).

Опыт 2. Глюкоза – альдегид.

Ход работы:

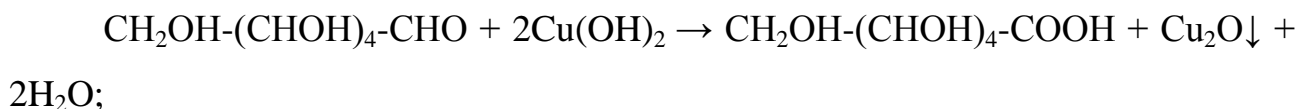
Проведите реакции на глюкозу с аммиачным раствором серебра и гидроксидом меди (II) при нагревании. Свойства глюкозы как альдегида:

а) реагирует с аммиачным раствором оксида серебра с образованием серебряного зеркала:

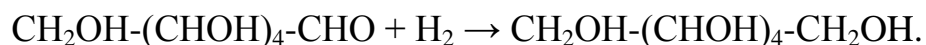


глюконовая кислота

б) с гидроксидом меди дает красный осадок Cu_2O :



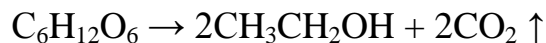
в) восстанавливается водородом с образованием шестиатомного спирта (сорбита):



Опыт 3. Брожение.

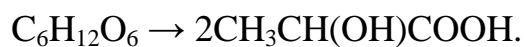
Ход работы:

А. Спиртовое брожение (для получения спиртных напитков):



этиловый спирт

Б. Молочнокислое брожение (скисание молока, квашение овощей):



молочная кислота

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах глюкозы:

а) глюкоза восстанавливается водородом;

б) глюкоза окисляется аммиачным раствором оксида серебра.

2. Какие типы реакций характерны для глюкозы? Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.

3. Как можно доказать, что глюкоза способна окисляться и давать качественную реакцию альдегидов? Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.

4. Как отличить растворы глюкозы и фруктозы?

4.11. Дисахариды

Оборудование: штатив с пробирками, фильтровальная бумага, химический стакан, электроплитка.

Реактивы: 1%-ные растворы свекловичного, молочного и солодового сахара, реактив Фелинга, аммиачный раствор оксида серебра, молоко, вода, 10%-ный раствор уксусной кислоты, серная кислота, 25%-ный раствор гидроксида натрия, шоколад (стружка), 10%-ный раствор сульфата меди (II).

Дисахариды относятся к классу полиоз и представляют собой ангидриды двух молекул моносахаридов. Они сладки на вкус, очень хорошо растворимы в воде, неплохо – в спирте и нерастворимы в эфире. Наиболее важными из них являются сахар подобные полиозы общей формулы $C_{12}H_{22}O_{11}$ (сахароза, мальтоза, лактоза).

Опыт 1. Восстанавливающая способность дисахаридов.

Ход работы:

В три пробирки наливают: в одну – 4–5 мл 1%-ного раствора свекловичного сахара (сахароза), во вторую – 4–5 мл 1%-ного раствора молочного сахара (лактоза), в третью – 4–5 мл 1%-ного раствора солодового сахара (мальтоза). И в каждую пробирку приливают по 3–4 мл реактива Фелинга. При нагревании, лактоза и мальтоза восстанавливают жидкость Фелинга, а в пробирке с сахаро-

зой никаких изменений не происходит, что свидетельствует об отсутствии у сахарозы восстанавливающей способности. С этими же тремя веществами проводят опыт восстановления аммиачного раствора серебра. Сахароза не дает реакции «серебряного зеркала».

Вывод: молекула сахарозы не содержит свободных глюкозидных гидроксильных, а мальтоза и лактоза их содержат, чем и объясняется восстанавливающая способность последних.

Опыт 2. Открытие молочного сахара в молоке.

Ход работы:

В колбочку с 30 мл цельного молока приливают 30 мл воды и несколько капель (до свертывания) 10%-ной уксусной кислоты. Затем раствор отфильтровывают от осадка (оседают белковые вещества). В две пробирки наливают 3–4 мл фильтрата и приливают: в первую – 3–4 мл реактива Фелинга, а во вторую – 3–4 мл аммиачного раствора гидроксида серебра. В первой пробирке при нагревании образуется красный осадок окиси меди, а во второй – «серебряное зеркало».

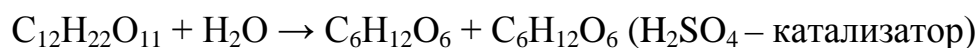
Опыт 3. Инверсия тростникового сахара (гидролиз).

Ход работы:

Под влиянием кислот или ферментов свекловичный сахар подвергается гидролизу и расщепляется с образованием молекулы глюкозы и фруктозы.

Этот процесс гидролиза сахара называется инверсией, так как при этом происходит изменение направления вращения плоскости поляризации (инверсия (лат.) – перемена, изменение, обращение).

Получающаяся в результате гидролиза смесь глюкозы и фруктозы вращает влево вследствие более сильного вращения фруктозы. Сахароза имеет угол вращения (+66,5), α -глюкоза (+52,5), α -фруктоза (–93). Поэтому после гидролиза сахарозы удельное вращение раствора равно –40,5, оно противоположно по знаку тому, что было у сахарозы до гидролиза.



В пробирку наливают 4–6 мл 1%-ного раствора свекловичного сахара, приливают несколько капель H_2SO_4 (1:5) и раствор кипятят в течение 3–5 мин. Охладив пробирку, нейтрализуют кислоту приливанием нескольких капель 25%-ного раствора NaOH и, прилив реактив Фелинга, еще немного нагревают. Ввиду наличия глюкозы и фруктозы в смеси после гидролиза, происходит восстановление фелинговой жидкости и выделяется красный осадок закиси меди. Контрольный опыт, сделанный с раствором сахарозы без гидролиза раствора, не дает изменения в окраске реактива Фелинга.

Опыт 4. Обнаружение сахарозы.

Ход работы:

Возьмите небольшой кусочек шоколада и мелко настругайте его ножом. При обращении с ножом будьте осторожны! Шоколадную стружку насыпьте в пробирку на высоту примерно 1 см. Добавьте к шоколаду 2–3 мл дистиллированной воды. Содержимое пробирки несколько раз хорошо встряхните и профильтруйте.

К фильтрату добавьте 1 мл 10%-ного раствора NaOH и 3 капли 10%-ного раствора CuSO_4 . Пробирку встряхните. Происходит ярко-синее окрашивание. Реакцию дает сахароза, являющаяся многоатомным спиртом.

Контрольные вопросы и задания:

1. Свекловичный сахар и сахароза – это два одинаковых соединения или разные?
2. В отличие от глюкозы, сахароза: а) реагирует с бромной водой; б) является многоатомным спиртом; в) реагирует с концентрированной серной кислотой; г) не содержит альдегидной группы.
3. За счет каких функциональных групп молекула сахарозы вступает в реакцию со свежеосажденным гидроксидом меди (II)? Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.
4. В результате какой реакции из молекулы дисахарида можно получить два остатка моносахаридов? Напишите уравнение описанной реакции.

4.12. Полисахариды

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, колба, пробка с газоотводной трубкой, фильтровальная бумага, штатив.

Реактивы: крахмальный клейстер, настойка йода, крахмал (порошок), вода, серная кислота, карбонат кальция, мел, аммиачный раствор оксида серебра, глюкоза, спиртовой раствор резорцина или нафтол.

Опыт 1. Качественная реакция на крахмал.

Ход работы:

К раствору крахмального клейстера добавляем настойку йода, после чего раствор синеет.

Опыт 2. Крахмал и йод при нагревании.

Ход работы:

Насыпаем щепотку крахмала в пробирку и добавляем воды. Добавляем йод. Поджигаем горелку и нагреваем пробирку до обесцвечивания раствора.

Охлаждаем пробирку в стакане с холодной водой. Раствор крахмала в воде с добавлением йода при нагревании обесцвечивается, а при охлаждении снова возвращается к темно-синему цвету.

Опыт 3. Гидролиз крахмала.

Ход работы:

Соберите прибор. В колбу налейте 100 мл воды и поместите мелко нарезанный картофель (100 г) или крахмал, добавьте 10 мл раствора серной кислоты в качестве катализатора. Закройте ее пробкой с газоотводной трубкой. Кипятите раствор крахмала.

Под действием H_2SO_4 происходит гидролиз крахмала. В полученном растворе находится продукт гидролиза крахмала – глюкоза и остаток катализатора H_2SO_4 .

Кислоту нейтрализуем CaCO_3 . Мел добавляем небольшими порциями, взбалтывая колбу до прекращения выделения пузырьков газа. Отфильтровать

остаток картофеля и выпавший осадок сульфата кальция. Отлить в пробирку немного фильтрата и провести реакцию «серебряного зеркала».

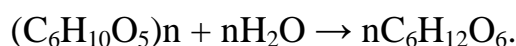
Еще немного фильтрата прилить в тигль и упарить до появления белых кристаллов глюкозы.

Опыт 4. Проба Молиша на целлюлозу и глюкозу.

Ход работы:

В две пробирки наливают 1 мл дистиллированной воды. В одну из пробирок добавляют каплю глюкозы, в другую кладут кусочек фильтровальной бумаги. В раствор добавляют 2–3 капли спиртового раствора резорцина (можно тимола или нафтола). Пробирки закрепляют в штативе наклонно и по стенке осторожно наливают 1–2 мл концентрированной серной кислоты. Затем пробирки ставят вертикально.

В месте соприкосновения серной кислоты с водным раствором появляется ярко-красное кольцо, что доказывает наличие в пробе углеводов. Проведите реакцию гидролиза фильтровальной бумаги при нагревании в водном растворе соляной кислоты:

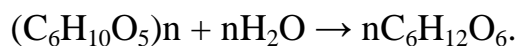


Глюкоза и целлюлоза (фильтровальная бумага) – углеводы.

Опыт 5. Проба Молиша на крахмал и глюкозу.

Ход работы:

В две пробирки наливают 1 мл дистиллированной воды. В одну из пробирок добавляют каплю глюкозы, а в другую – каплю крахмального клейстера. В раствор добавляют 2–3 капли спиртового раствора резорцина (можно тимола или нафтола). Пробирки закрепляют в штативе наклонно и по стенке осторожно наливают 1–2 мл концентрированной серной кислоты. Затем пробирки ставят вертикально. В месте соприкосновения серной кислоты с водным раствором появляется ярко-красное кольцо, что доказывает наличие в пробе углеводов:



Глюкоза и крахмал – углеводы (сахариды).

Контрольные вопросы и задания:

1. Какое вещество является мономером крахмала, целлюлозы?
2. Укажите число гидроксильных групп в мономерном звене целлюлозы и крахмала.
3. Какие химические свойства, обусловленные наличием гидроксогрупп, проявляют крахмал и целлюлоза? Напишите уравнения реакций.
4. Напишите качественную реакцию на крахмал.

4.13. Аминокислоты

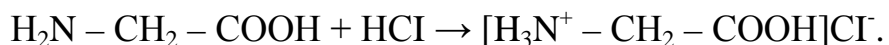
Оборудование: штатив с пробирками, предметное стекло, шпатель, спиртовка, лед.

Реактивы: соляная кислота, индикатор метилоранж, глицин, раствор щелочи, индикатор фенолфталеин, карбонат меди, 2%-ный раствор аминокислотной кислоты, 10%-ный раствор нитрита натрия, ледяная уксусная кислота.

Опыт 1. Взаимодействие аминокислоты с неорганическими кислотами.

Ход работы:

На предметное стекло поместите 1 каплю раствора соляной кислоты и 1 каплю метилоранжа. Затем по каплям прибавляйте раствор глицина до изменения цвета реакционной смеси.

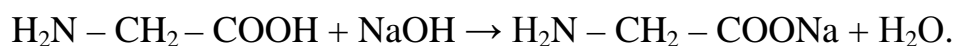


Группа $-\text{COOH}$ (карбоксильная группа) определяет кислотные свойства этих соединений, т. е. взаимодействует со щелочами.

Опыт 2. Взаимодействие аминокислоты со щелочами.

Ход работы:

На предметное стекло поместите 1 каплю раствора гидроксида натрия (NaOH) и 1 каплю фенолфталеина. Индикатор изменяет свою окраску на малиновую. Затем по каплям прибавляйте раствор глицина до обесцвечивания реакционной смеси.

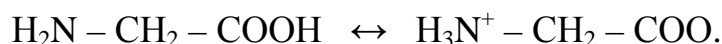


Кроме того, аминогруппа в молекуле аминокислоты вступает во взаимодействие с входящей в ее состав карбоксильной группой, образуя внутреннюю соль.

Опыт 3. Испытание раствора аминокислоты индикаторами.

Ход работы:

На предметное стекло поместите 2–3 капли раствора глицина и добавьте 1 каплю метилоранжа.



Опыт 4. Образование медной соли аминокислоты.

Ход работы:

В сухую пробирку внести шпателем карбонат меди (II) и 1,5 мл 2%-ного раствора аминокислоты. Реакционную смесь нагреть на спиртовке. После нагревания хорошо видна синяя окраска раствора. Раствор разделить на две пробирки. В одну пробирку с раствором добавить 2 капли раствора гидроксида натрия. Выпадает осадок гидроксида меди (II).

Вторую пробирку с раствором охладить в стакане с ледяной водой. Постепенно выпадают кристаллы труднорастворимой медной соли аминокислоты (рис. 20). Для ускорения процесса кристаллизации стенку пробирки потереть стеклянной палочкой.

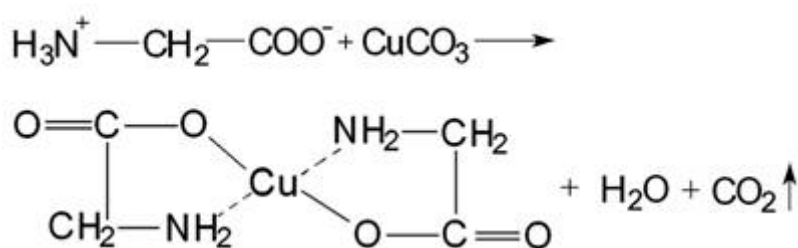


Рис. 20. Комплексная медная соль аминокислоты

Опыт 5. Взаимодействие аминокислоты с азотистой кислотой.

Ход работы:

Аминокислоты взаимодействуют с азотистой кислотой с выделением азота. Эту реакцию используют для количественного определения аминокислот.

К 1 мл 10%-ного раствора глицина прилить 1 мл 10%-ного раствора нитрита натрия и 1–2 капли ледяной уксусной кислоты. При встряхивании пробирки наблюдается выделение азота в виде мелких пузырьков.

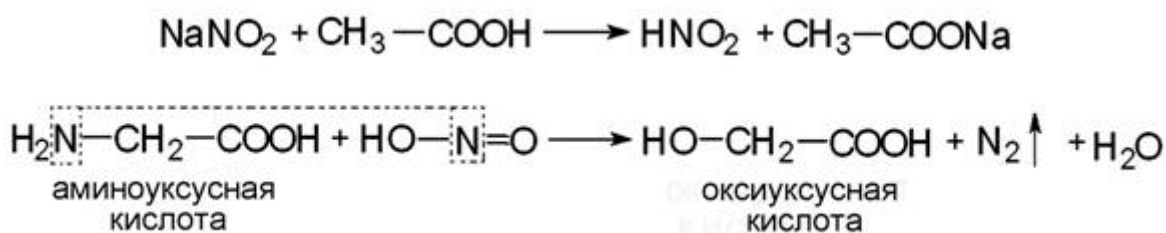


Рис. 21. Схема реакции взаимодействия аминокислоты с азотистой кислотой

Контрольные вопросы и задания:

1. Верны ли следующие утверждения о свойствах аминокислот:

а) аминокислоты реагируют с неорганическими кислотами, а также со щелочами;

б) все аминокислоты, кроме глицина, взаимодействуют с азотистой кислотой.

2. Почему аминокислоты называют амфотерными соединениями? Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.

3. Чем отличаются химические свойства аминов от свойств аминокислот?

4. Какова структура молекулы аминокислоты в водном растворе? Какую реакцию среды будет иметь этот раствор?

4.14. Белки

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, химический стакан, стеклянная палочка.

Реактивы: раствор белка, молоко, формалин, вода, этиловый спирт, уксусная кислота, раствор нитрата серебра, растворы концентрированной азотной кислоты, аммиака, гидроксида натрия и разбавленного сульфата меди (II).

Опыт 1. Свертывание белков при нагревании.

Ход работы:

А. В пробирку нальем немного раствора белка. Нагреем раствор до кипения. Раствор мутнеет, белок выпадает в виде хлопьев. Свертывание белков при кипении – процесс необратимого осаждения, белковые молекулы меняют свою структуру.

Б. Нагревают немного молока в химическом стакане. Сверху образуется пленка свернувшегося белка. Ее поднимают стеклянной палочкой и демонстрируют. Затем пленку переносят в пробирку и оставляют для следующих опытов (для цветной реакции).

Опыт 2. Свертывание белков при действии различных веществ.

Ход работы:

А. К яичному белку прибавляем раствор формальдегида (формалина). Происходит свертывание белка. Пытаясь растворить свернувшийся белок в воде, убеждаются, что это свертывание необратимо.

Б. Подобное свертывание белка наблюдают при действии на него раствора спирта.

В. В химический стакан наливают 50 мл молока, разбавляют его вдвое водой и прибавляют 1 мл раствора уксусной кислоты. Белок (казеин), находившийся в коллоидном растворе, свертывается и выделяется в виде хлопьев.

Опыт 3. Цветные реакции белков. Ксантопротеиновая реакция на белки.

Ход работы:

Ксантопротеиновая реакция проводят для обнаружения белков, содержащих в своем составе ароматические аминокислоты. К раствору белка прибавляем концентрированную азотную кислоту. Белок свертывается. При нагревании белок желтеет. При добавлении избытка аммиака окраска переходит в оранжевую.

Появление окрашивания свидетельствует о наличии ароматических аминокислот в составе белка.

Опыт 4. Цветные реакции белков. Биуретовая реакция белков.

Ход работы:

Наличие белков в растворе можно обнаружить цветными реакциями. Наиболее универсальной качественной реакцией на белки является биуретовая реакция. Эта реакция характерна для групп атомов, образующих пептидную связь. К раствору белка приливаем немного раствора щелочи и несколько капель слабого раствора сульфата меди. Жидкость окрашивается в фиолетовый цвет, что указывает на присутствие белка в растворе.

Опыт 5. Осаждение белков солями тяжелых металлов.

В две пробирки приливаем раствор белка. В первую пробирку добавляют раствор сульфата меди (II), во вторую – раствор нитрата серебра. В обеих пробирках выпадают осадки. Соли тяжелых металлов осаждают белки из растворов, образуя с ними нерастворимые в воде солеобразные соединения.

Опыт 6. Осаждение белков спиртом.

К раствору белка прибавляем немного этилового спирта. Раствор мутнеет. При действии спирта происходит денатурация белка – разрушение его структуры.

Контрольные вопросы и задания:

1. Из предложенного перечня выберите все вещества, с которыми реагируют все белки: а) бромная вода; б) концентрированная соляная кислота; в) водород; г) концентрированная азотная кислота.
2. Сравните свойства углеводов и белков. Ответ обоснуйте, используя уравнения реакций.
3. Объясните значение определения «денатурация».
4. Опишите качественные реакции на белки.

ГЛАВА 5. ШКОЛЬНЫЙ ПРАКТИКУМ

8 КЛАСС

Практическая работа № 1

Приемы обращения с лабораторным оборудованием

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

Проводите опыты лишь с теми веществами, которые указаны учителем. Не берите для опыта больше вещества, чем эта необходимо.

Строго соблюдайте указанные учителем меры предосторожности, иначе может произойти несчастный случай.

Не пробуйте вещества на вкус.

Твердые вещества берите из баночек только сухой ложкой или сухой пробиркой. Наливайте жидкость и насыпайте твердые вещества в пробирку осторожно. Предварительно проверьте, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.

При выяснении запаха веществ не подносите сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу.

Нагревая пробирку с жидкостью, дерните ее так, чтобы открытый конец ее был направлен в сторону и от себя, и от соседей. Производите опыты только над столом.

В случае ожога, пореза или попадания едкой и горячей жидкости на кожу или одежду немедленно обращайтесь к учителю или лаборанту.

Не приступайте к выполнению опыта, не зная, что и как нужно делать.

Не загромождайте свое рабочее место предметами, которые не потребуются для выполнения опыта. Работайте спокойно, без суетливости, не мешая соседям.

Производите опыты только в чистой посуде. Закончив работу, вымойте посуду. Банки и склянки закрывайте теми же пробками или крышками, какими они были закрыты. Пробки открываемых склянок ставьте на стол только тем концом, который не входит в горлышко склянки.

Обращайтесь бережно с посудой, веществами и лабораторными принадлежностями.

Закончив работу, приведите рабочее место в порядок.

Лабораторное оборудование

В процессе выполнения практических работ в химической лаборатории используют лабораторный штатив и нагревательные приборы. Предварительно ознакомьтесь с их устройством и основными приемами обращения с ними.

1. *Устройство лабораторного штатива.* Штатив служит для укрепления частей химических установок при выполнении опытов. Он состоит из массивной чугунной подставки, в которую ввинчен стержень. Массивная подставка придает штативу устойчивость. На стержне при помощи муфт укрепляют лапку и кольцо (прил. 1).

Муфты с укрепленными в них лапкой и кольцами можно перемещать вдоль стержня и закреплять в нужном положении. Для этого при помощи винта необходимо ослабить крепление муфты к стержню и, поставив ее на необходимую высоту, закрепить.

2. *Использование лабораторного штатива.* Снимите с установленного на столе штатива лапку и кольцо следующим образом, ослабьте винт крепления муфты со стержнем и, поднимая муфту с лапкой или кольцом вверх, снимите ее со стержня штатива. Затем освободите лапку и кольцо от муфты. Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий ее, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись бы

таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта. При таком креплении кольца и лапки они никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую – лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении, отверстием вверх. Пробирка укреплена правильно, если ее можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху.

На одно кольцо штатива положите сетку, на нее поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

3. *Приемы работы со спиртовкой (газовой горелкой).* Спиртовка состоит из сосуда (резервуара), в который налит спирт, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка. Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосуда, оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде. Зажгите спиртовку горячей спичкой. Нельзя зажигать ее от другой горячей спиртовки! Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком (прил. 1).

4. *Строение пламени.* Зажгите еще раз спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет пламя. Пламя имеет три зоны. Темная зона находится в нижней части пламени, она самая холодная. За ней самая яркая часть пламени. Температура здесь выше, чем в темной зоне, но наиболее высокая температура – в зоне верхней трети пламени спиртовки.

Наблюдение показывает, что для быстрого нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени. В нее и помещают нагреваемый предмет.

5. *Посуда.* Большинство опытов проводят в стеклянной посуде: пробирках, химических стаканах, колбах. Во время опыта в них приходится перемешивать содержимое. В пробирке, как правило, смешивают малые количества

веществ (не более 2 мл). Высота столбика жидкости при смешивании растворов в пробирке не должна превышать 2 см (прил. 1).

Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем.

Во-первых, попадание любых количеств химических реактивов на кожу опасно; во-вторых, при этом в пробирку могут попасть загрязнения и опыт не получится.

Перемешивание растворов в пробирке производят быстрыми энергичными движениями – постукиваниями. В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане – стеклянной палочкой, надев на ее конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.

Для переливания жидкостей из широкогорлой посуды в сосуд с узким горлом применяют воронки. Их используют и для фильтрования. В этом случае в воронку вкладывают бумажный фильтр (кружок фильтровальной бумаги), который вырезают по размеру воронки.

Сначала фильтровальную бумагу надо сложить и обрезать, а затем вложить в воронку и смочить водой, чтобы она плотнее прилегала к стенкам воронки, и чтобы сухой фильтр не впитал фильтруемую жидкость (если ее мало, то можно вовсе не получить фильтрата). При фильтровании жидкость наливают на фильтр по палочке тонкой струей, направляя ее на стенку воронки, а не на непрочный центр фильтра, чтобы его не разорвать. Через фильтр проходит прозрачный фильтрат, а на фильтре задерживается осадок.

Для последующей работы может понадобиться и то, и другое. Для выпаривания используют фарфоровые чашки. Выпаривание применяют, когда нужно выделить растворенное вещество из раствора. В фарфоровую чашку наливают раствор так, чтобы он занимал не более $\frac{1}{3}$ объема чашки. Устанавливают чашку на кольце штатива и нагревают на открытом пламени при постоянном помешивании, чтобы выпаривание шло равномерно.

Для получения газов используют простейший прибор, который состоит из колбы или пробирки и плотно входящих в них пробок с газоотводными трубками или аппарат Кирюшкина. Прибор, собранный для получения газов, всегда

вначале проверяют на герметичность. Для этого кончик газоотводной трубки опускают в стакан с водой, а колбу или пробирку плотно обхватывают ладонью. От теплой ладони воздух в сосуде для получения газа расширяется, и, если прибор собран герметично, из газоотводной трубки вы ходят пузырьки воздуха.

Практическая работа № 2

Наблюдение за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание

*...Я собираюсь изложить вам... ряд сведений по химии,
которые можно извлечь из горящей свечи.*

М. Фарадей

Рассмотрение физических явлений, происходящих при горении свечи, представляет собой самый широкий путь, которым можно подойти к изучению естествознания...

Опыт 1. Физические явления при горении свечи.

Зажгите свечу. Вы увидите, как начинает таять парафин около фитиля, образуя круглую лужицу. Какой процесс (физический или химический) здесь имеет место?

Возьмите тигельными щипцами изогнутую под прямым углом стеклянную трубку, один конец ее внесите в среднюю часть пламени, а другой опустите в пробирку. Что вы наблюдаете?

Опыт 2. Обнаружение продуктов горения в пламени.

Возьмите тигельными щипцами кусочек жести (2x2 см) от консервной банки или предметное стекло, внесите в зону темного конуса горящей свечи и подержите 3–5 с. Быстро поднимите жечь (стекло), посмотрите на нижнюю плоскость. Объясните, что там появилось.

Сухую пробирку закрепите в держателе, переверните вверх дном и поддерживайте над пламенем до запотевания. Объясните наблюдаемое явление.

В ту пробирку быстро прилейте 2–3 мл известковой воды. Что наблюдаете? Дайте объяснение.

Опыт 3. Влияние воздуха на горение свечи. Вставьте стеклянную трубку с оттянутым концом в резиновую грушу. Сжимая ее рукой, продуйте в пламя горящей свечи воздух. Как изменилась яркость пламени?

Прикрепите две свечи при помощи расплавленного парафина картону (фанере, оргалиту). Зажгите их и накройте одну поллитровой банкой, другую двухлитровой (можно взять химические стаканы различной вместимости). В каком случае свеча горит дольше? Почему?

Запишите уравнения реакций горения, если вещества, из которых состоит свеча, имеют формулы $C_{16}H_{34}$ и $C_{17}H_{36}$.

Практическая работа № 3

Анализ почвы и воды

Опыт 1. Механический анализ почвы.

В пробирку поместите почву (столбик почвы должен быть 2–3 см). Прилейте дистиллированную воду, объем которой должен быть в 3 раза больше объема почвы.

Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте 1–2 мин, а затем вооружитесь лупой и наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадков. Опишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 2. Получение почвенного раствора и опыты с ним.

Приготовьте бумажный фильтр, вставьте его в воронку, закрепленную в кольце штатива. Подставьте под воронку чистую сухую пробирку и профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды. Перед фильтрованием

смесь не следует встряхивать. Почва останется на фильтре, а собранный в пробирке фильтрат представляет собой почвенную вытяжку (почвенный раствор).

Несколько капель этого раствора поместите на стеклянную пластинку и с помощью пинцета подержите ее над горелкой до выпаривания воды. Что наблюдаете? Объясните.

Возьмите две лакмусовые бумажки (красную и синюю), нанесите на них стеклянной палочкой почвенный раствор. Сделайте вывод по результатам своих наблюдений.

Опыт 3. Определение прозрачности воды.

Для опыта нужен прозрачный плоскодонный стеклянный цилиндр диаметром 2–2,5 см, высотой 30–35 см. Можно использовать мерный цилиндр на 250 мл без пластмассовой подставки.

Мы рекомендуем провести опыт сначала с дистиллированной водой, а затем с водой из водоема и сравнить результаты. Установите цилиндр на печатный текст и вливайте исследуемую воду, следя за тем, чтобы можно было читать через воду текст. Отметьте, на какой высоте вы не будете видеть шрифт. Измерьте высоты столбиков воды линейкой. Сделайте выводы.

Опыт 4. Определение интенсивности запаха воды.

Коническую колбу наполните на 2/3 объема исследуемой водой, плотно закройте пробкой (желательно стеклянной) и сильно встряхните. Затем откройте колбу и отметьте характер и интенсивность запаха. Дайте оценку интенсивности запаха воды в баллах, пользуясь соответствующей таблицей.

Практическая работа № 4

Признаки химических реакций

Опыт 1. Прокаливание медной проволоки и взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой.

Зажгите спиртовку (газовую горелку). Возьмите тигельными щипцами медную проволоку и внесите ее в пламя. Через некоторое время выньте прово-

локу из пламени и счистите с нее образовавшийся черный налет на лист бумаги. Опыт повторите несколько раз. Поместите полученный черный налет в пробирку и прилейте в нее раствор серной кислоты. Подогрейте смесь. Что наблюдаете?

Образовалось ли новое вещество при нагревании меди? Запишите уравнение химической реакции и определите ее тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции. Какие признаки химической реакции вы наблюдали? Образовалось ли новое вещество при взаимодействии оксида меди (II) с серной кислотой? Определите тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции и запишите ее уравнение.

Опыт 2. Взаимодействие мрамора с кислотой.

Положите в небольшой стакан 1–2 кусочка мрамора. Прилейте в стакан столько соляной кислоты, чтобы ею покрылись кусочки. Зажгите лучинку и внесите ее в стакан.

Образовались ли новые вещества при взаимодействии мрамора с кислотой? Какие признаки химических реакций вы наблюдали? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 3. Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом калия.

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа (III), а затем несколько капель раствора роданида калия $KSCN$ – соли кислоты $HSCN$ с кислотным остатком SCN^- .

Какими признаками сопровождается эта реакция? Запишите ее уравнение и тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 4. Взаимодействие карбоната натрия с хлоридом кальция.

В пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия. Затем добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Практическая работа № 5

Приготовление раствора сахара и расчет его массовок доли в растворе

Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды и влейте ее в коническую колбочку емкостью 100 мл.

Чайную ложку сахарного песка (или два кусочка) взвесьте на лабораторных весах, затем поместите его в колбочку с водой и перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения.

Теперь приступайте к расчетной части. Вначале рассчитайте массовую долю сахара в растворе. Необходимые данные у вас есть: масса сахара, объем воды, плотность воды примите равной 1 г/мл:

$$w(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{m(p - pa)}$$

$$m(p - pa) = m(\text{сах.}) + m(\text{вода})$$

$$m(\text{вода}) = V(\text{вода}) * \rho(\text{вода})$$

Также сможете рассчитать, сколько молекул сахара содержится в полученном растворе, используя известные вам соотношения:

$$N(\text{мол.сах.}) = N_A * n(\text{сах.})$$

$$n(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{M(\text{сах.})}$$

Поскольку сахар состоит на 99,9 % из сахарозы, имеющей формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$, вы легко рассчитаете молярную массу сахара и затем найдете число молекул сахара в полученном вами растворе.

Практическая работа № 6

Ионные реакции

Опыт 1. Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-} . В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата натрия, а в другую – 1–2 мл раствора сульфата калия. В обе пробирки по каплям добавьте раствор хлорида бария. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнение электролитической диссоциации взятых солей и

уравнение реакции обмена. Запишите полное и сокращенное ионные уравнения реакции. Какие соединения могут служить реактивом на ионы бария Ba^{2+} ? В чем сущность обнаружения ионов с помощью реактива?

Опыт 2. Обнаружение хлорид-ионов Cl^- . По таблице растворимости выясните, какие соли, содержащие хлорид – ион Cl^- , нерастворимы (малорастворимы). При помощи имеющихся реактивов докажите, что в растворе хлорида натрия присутствуют хлорид-ионы.

Составьте уравнение диссоциации солей, реакции обмена и полные и сокращенные ионные уравнения проведенных реакций.

Опыт 3. Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-} и хлорид-ионов Cl^- .

В двух пробирках содержатся растворы хлорида калия и сульфата магния. С помощью каких реакций можно доказать, что в одной пробирке находится раствор хлорида калия, а в другой – раствор сульфата магния? Раствор из первой пробирки разделите пополам и перелейте в две пробирки. Прилейте в одну пробирку раствор нитрата свинца (II), в другую – раствор хлорида бария. В какой из пробирок выпал осадок? Какая из солей – KCl или $MgSO_4$ – содержится в первой пробирке? Раствор из второй пробирки испытайте на присутствие аниона, не обнаруженного в первой пробирке. Для этого к испытуемому раствору прилейте раствор нитрата свинца (II).

Объясните наблюдаемое. Составьте уравнение реакций обмена проведенных вами реакций и полные и сокращенные ионные уравнения реакций обнаружения ионов.

Опыт 4. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав следующих веществ: а) хлорида бария; б) сульфата магния; в) карбоната аммония. Для выполнения этого опыта используйте табл. 2.

Определение ионов

Определяемый ион	Ион, используемый для определения	Результаты качественной реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски
Ag^+	OH^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Голубой осадок
Cu^{2+}	S^{2-}	Черный осадок
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени бурет
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, при избытке щелочи растворяется
Al^{3+}	OH^-	Белый желеобразный осадок, который при избытке OH^- растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Окрашивание пламени в желтый цвет
K^+		Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
I^-	Ag^+	Желтый осадок
SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 – газа с резким запахом, обесцвечивающим раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
NO_3^-	$H_2SO_{4(конц.)}$ и Cu	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски

Практическая работа № 7

Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

Опыт 1. Возьмите три пробирки и налейте в каждую по 2–3 мл раствора: в первую – сульфата меди (II), во вторую – хлорида калия, в третью – сульфата алюминия. Затем добавьте: в первую пробирку – немного раствора фосфата натрия, в третью – хлорида бария.

Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. В две пробирки налейте по 2–3 мл растворов сульфита натрия и карбоната натрия соответственно. Затем прилейте в каждую из них раствор азотной кислоты.

Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. В одну пробирку налейте 3–4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте соляную кислоту или раствор серной кислоты до обесцвечивания. В другую пробирку налейте примерно 2–3 мл сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется голубой осадок гидроксида меди (II). Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка.

Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй – растворение осадка. Каким общим свойством обладают растворимые и нерастворимые основания?

Практическая работа № 8

Свойства кислот, оснований, оксидов и солей

Опыт 1. Осуществите реакции, характеризующие химические свойства: *вариант 1* – соляной кислоты, *вариант 2* – серной кислоты. Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах.

Реакцию с металлом рассмотрите как окислительно-восстановительную.

Опыт 2.

Вариант 1. Проведите реакции, характеризующие химические свойства раствора гидроксида натрия.

Вариант 2. Получите гидроксид железа (III) реакцией обмена и осуществите реакции, характеризующие его химические свойства.

Запишите уравнения проведенных вами реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3.

Вариант 1. Получите оксид серы (IV) и проведите реакции, характеризующие его химические свойства.

Вариант 2. Проведите реакции, характеризующие химические свойства оксида кальция. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, если это возможно.

Опыт 4. Проведите реакции, характеризующие химические свойства: *вариант 1* – хлорида железа (II), *вариант 2* – хлорида меди (II).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, если это возможно. Реакцию с металлом рассмотрите как окислительно-восстановительную.

Практическая работа № 9

Решение экспериментальных задач

Опыт 1. Налейте в пробирку 1–2 мл концентрированного раствора серной кислоты и опустите в нее гранулу цинка.

Составьте уравнения реакции в молекулярном и ионном видах, покажите переход электронов. Что в этой реакции является окислителем?

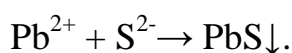
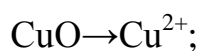
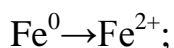
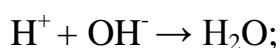
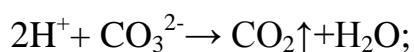
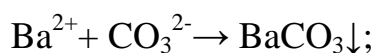
Опыт 2. В шести пробирках находятся растворы хлорида магния. В каждую из пробирок последовательно прилейте следующие растворы: а) гидроксид

натрия; б) сульфат калия; в) карбонат натрия; г) нитрат цинка; д) фосфат калия; е) сульфид натрия.

Составьте уравнения реакций, протекающих до конца, в молекулярном и ионном видах.

Опыт 3. Даны растворы: а) карбоната калия и соляной кислоты; б) сульфида натрия и серной кислоты; в) хлорида цинка и азотной кислоты; г) сульфата натрия и серной кислоты; д) сульфата меди (II) и азотной кислоты. Лейте попарно эти растворы, немного нагрейте и осторожно определите по запаху, в каких случаях реакции протекают до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Осуществите реакции, схемы которых представлены ниже:



Опыт 4. Проведите реакции между следующими веществами: а) сероводородной и хлорной водой; б) раствором йодида калия и алюминием; в) соляной кислотой и алюминием; г) концентрированной серной кислотой и медью (при нагревании).

Составьте уравнения реакций, покажите переход электронов.

Что является окислителем и что – восстановителем?

Опыт 5. Пользуясь растворами и веществами, находящимися на столе, получите: а) гидроксид железа (III); б) сульфид меди (II); в) оксид серы (IV); г) карбонат магния; д) свинец.

Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

9 КЛАСС

Практическая работа № 1

Осуществление цепочки химических превращений

Опыт 1. Проведите реакции, в которых осуществляются предложенные ниже химические реакции, в которых осуществляются предложенные ниже химические превращения (по вариантам).

Составьте уравнения соответствующих реакций. Реакции ионного обмена запишите также в ионной форме.

Вариант 1. $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$.

Вариант 2. $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

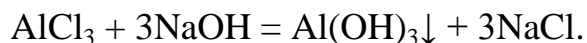
Вариант 3. $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_2]$.

Практическая работа № 2

Получение и свойства соединений металлов

Опыт 1. В математике действует правило «от перемены мест слагаемых сумма не изменяется». Справедливо ли оно для химии? Проверьте это на примере следующего опыта.

Получите гидроксид алюминия по реакции обмена и докажите его амфотерный характер. Для этого вы можете использовать реакцию, уравнение которой представлено ниже:



Проведите эту реакцию в двух вариантах, используя в каждом варианте одинаковые объемы исходных веществ: сначала к раствору одного из исходных веществ (реагенту) прибавляйте по каплям раствор другого реагента, затем поменяйте последовательность введения в реакцию реагентов.

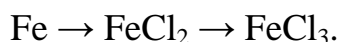
Наблюдайте, в каком случае выпадет осадок, а в каком – нет.

Объясните результаты и запишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида кальция.

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Осуществите превращения согласно следующей схеме (для осуществления второго превращения используйте хлорную воду):



Напишите уравнения соответствующих реакций и рассмотрите их с позиций окисления-восстановления.

Проведите качественные реакции, подтверждающие наличие продуктов реакций.

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Получите сульфат железа (II) не менее чем тремя способами.

Уравнения реакций ионного обмена запишите в ионной и молекулярной формах, а реакции замещения рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

Опыт 5. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав сульфата железа (II).

Запишите уравнение соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

Практическая работа № 3

Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ

Опыт 1. В выданных вам трех пробирках (варианты 1, 2 или 3) содержатся твердые вещества, а в трех других (вариант 4) – растворы веществ.

Вариант 1 – а) гидроксид натрия; б) карбонат калия; в) хлорид бария.

Вариант 2 – а) карбонат кальция; б) сульфат натрия; в) хлорид калия.

Вариант 3 – а) нитрат бария; б) сульфат натрия; в) карбонат кальция.

Вариант 4 – а) хлорид натрия; б) хлорид аммония; в) хлорид железа (III).

Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ.

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

После этой части работы выполните одну-две экспериментальные задачи из следующего перечня (по указанию учителя).

Опыт 2. Докажите опытным путем, что железный купорос, образец которого вам выдан, содержит примесь сульфата железа (III). Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 3. Получите оксид железа (III) из хлорида железа (III). Напишите уравнения соответствующих реакций, а уравнение реакции с участием электролита – и в ионном виде.

Опыт 4. Получите раствор алюмината натрия, исходя из хлорида алюминия. Запишите уравнения проделанных реакций и разберите окислительно-восстановительные процессы.

Опыт 5. Получите сульфат железа (II) из железа. Запишите уравнения проделанных реакций и разберите окислительно – восстановительные процессы.

Практическая работа № 4

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»

Опыт 1. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной кислоты. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. В пробирку поместите 1–2 гранулы цинка и прилейте в нее около 1 мл разбавленной серной кислоты. Что вы наблюдаете? Напишите уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

Опыт 3. Налейте в две пробирки раствор сульфида натрия. Прилейте в одну из них хлорную воду, а в другую – бромную воду. Что вы наблюдаете? Объясните свои наблюдения. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 4. Вам выданы три пробирки с растворами. Определите, в какой из находится соляная кислота, серная кислота и гидроксид натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 5. Определите, содержит ли поваренная соль примесь сульфатов. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 6. С помощью характерных реакций установите, является выданная вам соль сульфатом, иодидом или хлоридом. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 7. Из оксида меди (II) получите раствор сульфата меди (II) и выделите из него кристаллический медный купорос. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 8. Вам выданы три пробирки с растворами сульфата, сульфита и сульфида натрия. Определите с помощью только одного реактива, в какой пробирке находится каждое из веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Практическая работа № 5

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппы азота и углерода»

Опыт 1. Проведите реакции, с помощью которых можно доказать, что выданное вам в закрытых сосудах вещество является: а) хлоридом аммония; б) карбонатом натрия; в) нитратом аммония; г) нашатырным спиртом; д) карбонатом кальция; е) силикатом натрия. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2. Докажите опытным путем, что сульфат аммония и нитрат аммония нельзя смешивать с известью перед внесением этих удобрений в почву, и объясните, почему. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Докажите опытным путем, что:

а) в состав хлорида аммония входят ионы NH_4^+ и Cl^- ;

б) в состав сульфата аммония входят ионы NH_4^+ и SO_4^{2-} ;

Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 4. Получите аммиак из следующих солей: а) хлорида аммония; б) сульфата аммония; в) нитрата аммония. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 5. Проведите реакции, которые выражаются сокращенными ионными уравнениями:

а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;

б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;

в) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$.

Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 6. В четырех пробирках вам выданы кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид цинка, карбонат калия, силикат натрия. Определите, какое вещество находится в каждой пробирке. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Практическая работа № 6

Получение, соби́рание и распознавание газов

Опыт 1. Получение, соби́рание и распознавание водорода.

Соберите прибор для получения газов и проверьте его на герметичность. В пробирку положите 1–2 гранулы цинка и прилейте в нее 1–2 мл соляной кис-

лоты. Закройте пробирку с газоотводной трубкой и наденьте на кончик трубки еще одну пробирку. Подождите некоторое время, чтобы пробирка заполнилась выделяющимся газом.

Снимите пробирку с водородом и, не переворачивая ее, поднесите к горящей спиртовке. Если водород взрывается с глухим хлопком, то он чистый, а если с «лающим» звуком, значит, водород собран в смеси с воздухом («гремучий газ»).

Контрольные вопросы и задания:

1. Что происходит при взаимодействии цинка с соляной кислотой? Составьте уравнение реакции и дайте ее характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций?

2. Рассмотрите записанную реакцию с точки зрения процессов окисления-восстановления.

3. Опишите физические свойства водорода, непосредственно наблюдаемые при проведении опыта.

4. Опишите, как можно распознать водород.

Опыт 2. Получение, собирание и распознавание аммиака.

Соберите прибор и проверьте его на герметичность.

В фарфоровую чашку насыпьте хлорид аммония и гидроксид кальция объемом по одной ложечке для сжигания веществ. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и высыпьте в сухую пробирку. Закройте ее пробкой и укрепите в лапке штатива (обратите внимание на наклон пробирки относительно отверстия!). На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку для собирания аммиака.

Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция прогрейте сначала всю (2–3 движения пламени), а затем в том месте, где находится смесь.

Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку.

Прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, снимите с газоотводной трубки. Конец газоотводной трубки сразу же закройте кусочком мокрой ваты.

Немедленно закройте отверстие снятой пробирки большим пальцем и опустите в сосуд с водой. Палец отнимите только под водой. Что вы наблюдаете? Почему вода поднялась в пробирке? Закройте пальцем отверстие пробирки под водой и выньте ее из сосуда. Добавьте в пробирку 2–3 капли раствора фенолфталеина. Что вы наблюдаете?

Проведите аналогичную реакцию между растворами щелочи и соли аммония при нагревании. Поднесите к отверстию пробирки влажную индикаторную бумажку. Что вы наблюдаете?

Контрольные вопросы и задания:

1. Что происходит при взаимодействии хлорида аммония и гидроксида кальция? Составьте уравнение реакции и дайте ее характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций?

2. Опишите физические свойства аммиака, непосредственно наблюдаемые в опыте.

3. Опишите не менее двух способов распознавания аммиака.

4. Опишите способ получения аммиака в промышленности.

Опыт 3. Получение, собирание, и распознавание кислорода.

Соберите прибор и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте примерно на 1/4 ее объема перманганата калия KMnO_4 и у отверстия пробирки положите рыхлый комочек ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной доходил почти до дна сосуда, в котором будет собираться кислород. Наличие кислорода в сосуде проверьте тлеющей лучинкой.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что происходит при нагревании перманганата калия? Составьте уравнение реакции и дайте ее характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций?

2. Рассмотрите записанную реакцию с точки зрения процессов окисления-восстановления.

3. Опишите физические свойства кислорода, непосредственно наблюдаемые в опыте.

4. Какие физические свойства имеет аллотропная форма (модификация) кислорода – озон.

Опыт 4. Получение, собирание и распознавание оксида углерода (IV).

В пробирку поместите несколько кусочков мела или мрамора и прилейте 1–2 мл разбавленной соляной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку, в которой находится 2–3 мл известковой воды.

Несколько минут наблюдайте, как через известковую воду проходят пузырьки газа.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что происходит при взаимодействии мела или мрамора с соляной кислотой? Составьте уравнение реакции и дайте ее характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.

2. Рассмотрите проведенную реакцию в свете теории электролитической диссоциации.

3. Опишите физические свойства оксида углерода (IV), непосредственно наблюдаемые в опыте.

4. Опишите, как вы распознали оксид углерода (IV).

Практическая работа № 7

Распознавание минеральных удобрений

Опыт 1. Определите цвет, запах, влажность, характер кристаллов образцов удобрения.

Опыт 2. Определите растворимость удобрений. Для этого насыпьте 1–2 г удобрения в чистую пробирку, добавьте в нее 5–7 мл дистиллированной воды,

встряхните. Отметьте степень растворимости вещества: полностью растворимо, заметно растворимо (растворяется половина взятого количества), слабо растворимо (растворяется меньше половины взятого количества) или нерастворимо (объем взятого удобрения не изменяется). Раствор хорошо растворимого удобрения разлейте в три сухие пробирки:

а) в первую пробирку с раствором удобрения прилейте 1%-ный раствор щелочи ($1/2$ от объема раствора удобрения) и немного нагрейте. Осторожно понюхайте раствор. Опустите в пробирку, не касаясь ее стенок, влажную лакмусовую бумажку. Характерный запах аммиака и посинение красной лакмусовой бумажки свидетельствует о том, что удобрение представляет собой соль аммония;

б) во вторую пробирку с раствором удобрения внесите три капли раствора хлорида бария. Выпадение белого осадка укажет на наличие в составе удобрения сульфат-иона. Для окончательного вывода об этом прилейте к осадку соляную кислоту или раствор уксусной кислоты (осадок не должен раствориться);

в) в третью пробирку прилейте 2–3 капли 2%-ного раствора нитрата серебра. Выпадение белого творожистого осадка укажет на присутствие фосфат-ионов. При добавлении азотной кислоты осадок хлорида серебра образует растворимую соль.

Сульфаты тоже дают осадки с нитратом серебра, но они белые, тяжелые, кристаллические, не растворяются при добавлении раствора аммиака. Частично растворимые в воде удобрения отфильтруйте и проведите с фильтратом описанные выше реакции.

Опыт 3. К нерастворимому удобрению прибавьте осторожно по каплям 1%-ный раствор HCl . «Вскипание» укажет на наличие в удобрении карбонат-иона.

Опыт 4. Возьмите в петлю проволоки небольшое количество удобрения и внесите его в бесцветную часть пламени горелки. Устойчивое окрашивание пламени в кирпично-красный цвет укажет на присутствие ионов кальция, в желтый цвет – ионов натрия, в фиолетовый цвет – ионов калия.

Опыт 5. На раскаленный уголь насыпьте немного сухого некрупного кристаллического удобрения и наблюдайте за быстротой сгорания, цветом пламени и дыма, запахом и остатком после сгорания.

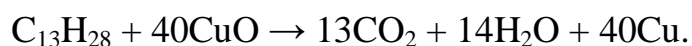
10 КЛАСС

Практическая работа № 1

Качественный анализ органических соединений

Присутствие углерода в органических соединениях в большинстве случаев можно обнаружить по обугливанию вещества при осторожном его прокаливании.

Наиболее точным методом открытия углерод и одновременно с ним водорода является сожжение органического вещества в смеси с мелким порошком оксида меди (II). Углерод образует с кислородом оксида меди (II) углекислый газ, а водород – воду. Оксид меди (II) восстанавливается до металлической меди, например:



Опыт 1. Определение углерода и водорода в органическом соединении (парафин).

Смесь 1–2 г оксида меди (II) и ~ 0,2 г парафина хорошо перемешайте и поместите на дно пробирки. Сверху насыпьте еще немного оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки поместите в виде пробки небольшой кусочек ваты и насыпьте на нее тонкий слой белого порошка безводного сульфата меди (II). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом конец трубки должен почти упираться в комочек ваты с сульфатом меди (II).

Укрепите пробирку в лапке штатива. Нижний конец газоотводной трубки должен быть погружен в пробирку с баритовой водой (раствор гидроксида бария) или известковой водой (раствор гидроксида кальция).

Нагрейте пробирку в пламени горелки. Если пробка плотно закрывает пробирку, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только баритовая вода помутнеет, пробирку с ней следует удалить и продолжать нагревание, пока пары воды не достигнут белого порошка сульфата меди (II) и не вызовут его посинения.

После изменения окраски сульфата меди (II) следует прекратить нагревание.

Выводы: обнаружив образовавшиеся в результате реакции углекислый газ и воду, вы установили в исследованном веществе наличие углерода и водорода. Так как эти элементы не содержались в добавленном оксиде меди (II), то они могли находиться только во взятом для анализа органическом веществе.

Опыт 2. Обнаружение галогенов (проба Бейльштейна).

Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенной русским химиком Ф.Ф. Бейльштейном.

Для проведения опыта требуется медная проволока длиной около 10 см, загнутая на конце петлей и вставленная другим концом в небольшую пробку. Держа за пробку, прокалите петлю проволоки до исчезновения посторонней окраски пламени. Остывшую петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), опустите в пробирку с хлорформом, затем смоченную веществом петлю вновь внесите в пламя горелки.

Немедленно появляется характерная зеленовато-голубая окраска пламени, так как образующиеся при сгорании летучие галогениды меди окрашивают пламя горелки.

Контрольные вопросы и задания:

1. Почему помутнел раствор баритовой воды? Напишите уравнение реакции.

2. Почему белый порошок сульфата меди (II) стал голубым? Напишите уравнение реакции.

3. Почему появилась характерная зеленовато-голубая окраска пламени? Напишите уравнение реакции.

4. Какие галогены можно обнаруживать при помощи реакцией окрашивания пламени, предложенной русским химиком Ф.Ф. Бельштейном.

Практическая работа № 2

Углеводороды

Опыт 1. Получение и свойства этена (этилена).

В пробирку поместите 2 мл концентрированной серной кислоты, 1 мл этилового спирта (лучше, если это будет соответствующая смесь, приготовленная учителем заранее) и несколько крупинок оксида алюминия (Al_2O_3) или маленький кусочек пемзы для равномерного кипения смеси при нагревании. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и нагрейте пробирку в пламени горелки.

Выделяющийся газ пропустите в отдельные пробирки с бромной водой и раствором перманганата калия. Убедитесь в том, что бромная вода и раствор перманганата калия быстро обесцвечиваются. Подожгите газ у конца газоотводной трубки. Отметьте цвет пламени (этен горит светящимся пламенем).

Опыт 2. Свойства бензола.

В две пробирки налейте по 5–6 капель бензола. В одну из них добавьте 1–2 мл бромной воды, а в другую – 1–2 мл раствора перманганата калия. Встряхните обе пробирки. Отметьте наблюдения.

Контрольные вопросы и задания:

1. Чем отличается горение этена и этана?
2. Как получают этен в лаборатории и промышленности? Напишите уравнение реакции.
3. Почему этен обесцвечивает растворы бромной воды и перманганата калия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Почему растворы бромной воды и перманганата калия не обесцвечиваются при добавлении бензола?

5. Почему в пробирке с бромной водой при добавлении бензола желтая окраска перешла в верхний бензольный слой, а в пробирке с перманганатом калия окрашенным остался нижний водный слой?

Практическая работа № 3

Спирты

Опыт 1. Растворимость спиртов в воде.

В отдельные пробирки прилейте по 1–2 мл этилового и изоамилового (изопентилового) спиртов. Добавьте к ним по 2–3 мл воды и взболтайте.

Отметьте, что этиловый спирт полностью растворился в воде, а изоамиловый спирт отделяется при отстаивании в виде маслянистого слоя над водой.

Опыт 2. Получение глицерата меди (II).

В пробирку налейте около 1 мл 10%-ного раствора сульфата меди (II) и добавьте немного 10%-ного раствора гидроксида натрия до образования голубого осадка гидроксида меди (II).

К полученному осадку добавьте по каплям глицерин. Взболтайте смесь.

Отметьте превращения голубого осадка в раствор темно-синего цвета.

Опыт 3. Окисление этилового спирта дихроматом калия.

В пробирке смешайте 2 мл 5%-ного раствора дихромата калия, 1 мл 20%-ного раствора серной кислоты и 0,5 мл этилового спирта. Отметьте цвет раствора. Осторожно нагрейте смесь на пламени спиртовки до начала изменения цвета. При этом ощущается характерный запах уксусного альдегида, образующегося в результате реакции.

Контрольные вопросы и задания:

1. В чем причина различного «поведения» спиртов в воде?
2. Почему изоамиловый спирт отслаивается над водой, а не наоборот?
3. Какие органические жидкие вещества при смешивании с водой будут отслаиваться над водой?

4. Какая реакция лежит в основе получения гидроксида меди (II)? Напишите уравнение этой реакции.

5. Почему при добавлении глицерина к осадку гидроксида меди (II) осадок растворяется? С чем связано интенсивное окрашивание раствора? Напишите уравнение взаимодействия глицерина с гидроксидом меди (II).

6. Будут ли этиловый и изоамиловый спирты реагировать с гидроксидом меди (II).

7. Почему цвет раствора меняется с оранжевого до синевато-зеленого? Напишите уравнение окисления этилового спирта.

8. Можно ли заменить серную кислоту в данной реакции на соляную?

Практическая работа № 4

Альдегиды и кетоны

Опыт 1. Реакция «серебряного зеркала».

В пробирку, содержащую 1 мл формалина (водный раствор формальдегида), прибавьте несколько капель аммиачного раствора оксида серебра. Пробирку слегка нагрейте на спиртовке.

Опыт 2. Окисление бензальдегида кислородом воздуха.

Каплю бензальдегида поместите на часовое стекло и оставьте на воздухе. Через 15–30 мин отметьте образование белых кристаллов по краям капли.

Опыт 3. Получение ацетона из ацетата кальция.

В сухую пробирку, снабженную газоотводной трубкой, поместите около 0,1 г безводного (прокаленного) ацетата кальция и закрепите ее в штативе горизонтально. Нижний конец газоотводной трубки опустите в пробирку с водой. Сначала наблюдается плавление паров ацетона, который концентрируется в пробирке с водой. Через несколько секунд реакция прекращается. В пробирке с водой ощущается характерный запах ацетона. После того как пробирка с аце-

татом кальция остынет, добавьте 1 каплю концентрированной соляной кислоты. Отметьте наблюдаемое явление.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что наблюдаете в пробирке?
2. Почему поверхность стекла становится зеркальной?
3. Напишите уравнение реакции.
4. Какое соединение образуется в результате взаимодействия бензальдегида с кислородом воздуха? Напишите уравнение реакции.
5. С помощью какой реакции вы получили ацетон? Запишите ее уравнение.
6. Что наблюдается при добавлении соляной кислоты в колбу с реакционной смесью? Какой газ образуется? Напишите уравнение реакции.

Практическая работа № 5

Карбоновые кислоты

Опыт 1. Растворимость карбоновых кислот в воде.

В одну пробирку налейте 1–2 мл воды и добавьте 2–3 капли уксусной кислоты, взболтайте содержимое. В другую пробирку также налейте 1–2 мл воды и добавьте 0,1–0,2 г бензойной кислоты, взболтайте содержимое. Отметьте различие в «поведении» уксусной и бензойной кислот. Пробирку с бензойной кислотой нагрейте на пламени спиртовки до растворения. Охладите пробирку.

Добавьте к выпавшему осадку немного раствора гидроксида натрия.

Опыт 2. Получение сложного эфира.

В пробирку налейте 2 мл изоамилового (изопентилового) спирта, 2 мл уксусной кислоты и 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку газоотводной трубкой и нагрейте на водяной бане в течение нескольких минут. После охлаждения добавьте в пробирку несколько миллилитров воды. При этом образуется слой изоамилового эфира уксусной кислоты (изоамилацетата) с характерным запахом грушевой эссенции.

Как называется взаимодействие кислот со спиртами? Напишите уравнение реакции этилового спирта и изоамилового спирта с уксусной кислотой.

Для чего в реакционную смесь, содержащую спирт и карбоновую кислоту, добавляют концентрированную серную кислоту?

Контрольные вопросы и задания:

1. В чем причина различной растворимости органических кислот в воде?
2. Что наблюдается при добавлении гидроксида натрия к бензойной кислоте? Напишите уравнение реакции.
3. Как называется взаимодействие кислот со спиртами? Напишите Уравнение реакции этилового спирта и изоамилового спирта с уксусной кислотой.
4. Для чего в реакционную смесь, содержащую спирт и карбоновую кислоту, добавляют концентрированную серную кислоту?

Практическая работа № 6

Углеводы

Опыт 1. Действие аммиачного раствора оксида серебра на глюкозу.

В пробирку, содержащую 12 мл раствора глюкозы, прилейте 1–2 мл аммиачного раствора оксида серебра и нагрейте пробирку на кипящей водяной бане.

Опыт 2. Действие гидроксида меди (II) на глюкозу.

А. В пробирку прилейте 0,5 мл раствора глюкозы и 2 мл раствора гидроксида натрия. К полученной смеси добавьте 1 мл раствора сульфата меди (II). Что наблюдается?

Б. К полученному раствору аккуратно добавьте 1 мл воды и нагрейте на пламени спиртовки пробирку, укрепив ее наклонно так, чтобы нагревалась только верхняя часть раствора. Прекратите нагревание, как только начнется изменение цвета.

Опыт 3. Действие аммиачного раствора оксида серебра на сахарозу.

А. В пробирку, содержащую 1–2 мл раствора сахарозы в воде, прилейте 12 мл аммиачного раствора оксида серебра и нагрейте пробирку на кипящей водяной бане. Что наблюдается?

Б. В пробирку, содержащую 1–2 мл раствора сахарозы в воде, добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты и нагрейте на кипящей водяной

бане в течение 5–10 мин. Затем охлажденный раствор доведите до слабощелочной реакции (проба на лакмус), добавив в пробирку раствор щелочи. К полученному раствору добавьте 1–2 мл аммиачного раствора оксида серебра и нагрейте пробирку на кипящей водяной бане.

Почему сахароза не дает реакцию «серебряного зеркала»?

Какие процессы происходят с сахарозой при нагревании ее раствора с кислотой? Почему после нагревания проба с аммиачным раствором оксида серебра дает положительный результат? Напишите уравнение гидролиза сахарозы.

Опыт 4. Действие йода на крахмал.

Приготовьте крахмальный клейстер по следующей методике: в стакан с 20 мл воды, нагретой до кипения, добавьте 2 г крахмала, хорошо размешайте образовавшуюся суспензию до образования прозрачного коллоидного раствора – крахмального клейстера. Налейте в пробирку 2–3 мл охлажденного клейстера и добавьте несколько капель спиртного раствора йода. Отметьте изменения цвета. Нагрейте смесь в пробирке. Какие изменения наблюдаются?

Данная реакция является качественной реакцией на крахмал.

Контрольные вопросы и задания:

1. Какая форма глюкозы (открытая или циклическая) дает реакцию «серебряного зеркала»? Напишите уравнение реакции.

2. Почему образовавшийся вначале осадок гидроксида меди (II) растворяется с образованием прозрачного раствора? Наличием каких функциональных групп в глюкозе обусловлена эта реакция? Напишите уравнение реакции.

3. Почему при нагревании происходит изменение цвета реакционной смеси с синего на оранжево-желтый? Что представляет собой желто-красный осадок? Наличие какой функциональной группы в глюкозе является причиной данной реакции? Напишите уравнение реакции.

4. Почему сахароза не дает реакцию «серебряного зеркала»?

5. Какие процессы происходят с сахарозой при нагревании ее раствора с кислотой? Почему после нагревания проба с аммиачным раствором оксида серебра дает положительный результат? Напишите уравнение гидролиза сахарозы.

Практическая работа № 7

Амины. Аминокислоты. Белки

Опыт 1. Образование солей анилина.

В пробирку налейте 0,6 мл анилина и 3 мл дистиллированной воды. Взболтайте. Что наблюдается? В пробирку добавьте соляной кислоты до полного растворения анилина в воде. К раствору добавьте 1–2 мл раствора щелочи. Что наблюдаете?

Опыт 2. Бромирование анилина.

В пробирку налейте 0,5 мл анилина и 0,5 мл дистиллированной воды. Прибавьте по каплям бромной воды до появления осадка.

Опыт 3. Получение медной соли глицерина.

В пробирку, содержащую 2 мл раствора глицина, добавьте 1 г порошка оксида меди (II) и нагрейте до кипения.

Опыт 4. Денатурация белка.

Приготовьте раствор белка. Для этого белок куриного яйца растворите в 150 мл воды. В пробирку налейте 4–5 мл раствора белка и нагрейте на спиртовке до кипения. Отметьте помутнение раствора. Охладите содержимое пробирки. Разбавьте водой в 2 раза.

Опыт 5. Осаждение белка солями тяжелых металлов.

В две пробирки налейте по 1–2 мл раствора белка и медленно, при встряхивании, по каплям добавляйте в одну пробирку насыщенный раствор сульфата меди (II), а в другую – раствор ацетата свинца. Отметьте образование трудно-растворимых солеобразных соединений белка.

Данный опыт иллюстрирует применение белка как противоядия при отравлении солями тяжелых металлов.

Опыт 6. Цветные реакции белков.

Ксантопротеиновая реакция. В пробирку налейте 2–3 мл раствора белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки, при этом образуется желтый осадок. Охладите смесь и добавьте раствор аммиака до щелочной реакции (проба на лакмус). Окраска переходит в оранжевую.

Биуретовая реакция. В пробирку налейте 2–3 мл раствора белка и 2–3 мл раствора гидроксида натрия, затем 1–2 мл раствора сульфата меди (II). Появляется фиолетовое окрашивание.

Контрольные вопросы и задания:

1. Почему при добавлении соляной кислоты происходит растворение анилина? Напишите соответствующее уравнение реакции.
2. Почему при добавлении щелочи анилин выделяется из водного раствора? Напишите уравнение реакции.
3. Почему обесцвечивается бромная вода?
4. Каково строение образующегося осадка? Напишите уравнение реакции.
5. Чем обусловлено появление голубой окраски раствора?
6. Каково строение образующейся соли?
7. Почему раствор белка при нагревании мутнеет?
8. Почему образующийся при нагревании осадок не растворяется при охлаждении и разбавлении водой?

Практическая работа № 8

Идентификация органических соединений

Опыт 1. В нашем распоряжении имеется газовая горелка и набор реактивов:

- 1) водный раствор NaOH;

- 2) H_2SO_4 разбавленная;
- 3) водный раствор Na_2CO_3 ;
- 4) водный раствор KMnO_4 ;
- 5) бромная вода;
- 6) водный раствор CuSO_4 ;
- 7) аммиачный раствор оксида серебра;
- 8) вода.

Опыт 2. В двух пробирках содержатся следующие вещества:

- 1 вариант – а) бензойная кислота; б) анилин;
- 2 вариант – а) глюкоза; б) бензойная кислота;
- 3 вариант – а) формалин; б) этиловый спирт;
- 4 вариант – а) глюкоза; б) сахароза;
- 5 вариант – а) уксусная кислота; б) этиловый спирт;
- 6 вариант – а) глюкоза; б) глицерин.

С помощью минимального числа реагентов (указанных в начале работы) определите содержимое каждой из пробирок.

Напишите уравнение соответствующих реакций.

Практическая работа № 9

Действие ферментов на различные вещества

Опыт 1. Действие амилазы слюны на крахмал.

Прополощите тщательно рот водой. Наберите 2–4 мл слюны в маленький мерный цилиндр. Добавьте воды в цилиндр или пробирку до объема в 10 мл. Полученный раствор содержит фермент амилазу, который вы и будете изучать.

Смешайте 5 мл раствора крахмала и 1 мл раствора фермента в маленькой мензурке или пробирке. Через 30 с после перемешивания возьмите каплю полученного раствора и проверьте ее на содержание крахмала, перемешав ее каплей раствора йода на предметном стекле. Спустя еще 30 с проверьте следующую

каплю смеси на содержание крахмала. Если крахмал еще присутствует, то повторяйте тест каждые 30 с до тех пор, пока больше не обнаружите крахмал в смеси. Запишите общее время, необходимо для того, чтобы исчез весь крахмал.

Две новые порции смеси растворов фермента и крахмала (2,5 мл раствора крахмала и 0,5 мл раствора фермента) в двух пробирках поместите в стаканчики с водой: в одном вода охлаждена с помощью льда или снега до температуры 10 °С, а с другой – с теплой водой при 35–40 °С (приблизительно). Каждые 30 с отбирайте по одной капле смеси растворов крахмала и фермента и смешивайте с каплей раствора йода на предметном стекле. Повторяйте это, пока не обнаружите, что в растворе исчез крахмал. Запишите затраченное время, сделайте вывод о влиянии температуры на работу фермента.

Опыт 2. Действие дегидрогеназы на метиленовый синий (стиральная синька).

Аптечный формалин разбавьте водой до получения 0,5%-ного раствора формальдегида (с учетом его первоначальной концентрации).

В две пробирки налейте по 5 мл некипяченого молока (лучше свежего), добавьте с помощью пипетки по 15 капель 0,5%-ного раствора формальдегида и по 5 капель (с помощью другой пипетки) раствора метилового синего (можно и просто разбавленных синих чернил). Краситель постепенно бледнеет, обесцвечивается. Это происходит потому, что у его молекулы присоединяется водород, «отобранный» у формальдегида при участии фермента дегидрогеназы (объясните этимологию название фермента), который содержится в коровьем молоке.

Налейте в обе пробирки немного подсолнечного масла, чтобы изолировать реакционную смесь от воздуха и таким образом предотвратить окисление обесцвеченного красителя кислородом воздуха.

Первую пробирку поставьте в пустой стаканчик, а вторую поместите в стаканчик с теплой водой (35–40 °С).

Отметьте, что особенно быстро краситель будет обесцвечиваться во второй пробирке, температура которой близка к температуре тела млекопитающих.

Это «работает» дегидрогеназа: она переносит атомы водорода от формальдегида к метиленовому синему.

Продуйте с помощью стеклянной трубки и резиновой груши через реакционную смесь воздух – краситель снова восстановит свой цвет.

Опыт 3. Действие каталазы на пероксид водорода.

Каталаза – это фермент, катализирующий разложение пероксида водорода:



Пероксид водорода образуется в некоторых растительных и животных клетках в качестве побочного продукта обмена веществ. Соединение – это токсично для клеток, и каталаза обесцвечивает эффективное его удаление. Это один из наиболее быстро работающих ферментов: при 0 °С одна молекула каталазы разлагает в 1 с до 50 000 молекул пероксида водорода.

Налейте в пробирки по 2 мл раствора перекиси водорода (имеющегося в каждой аптечке).

В первую пробирку опустите с помощью пинцета кусочек сырого мяса. Что наблюдаете? Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Что наблюдаете?

Во вторую пробирку опустите кусочек сырого картофеля и поднесите к отверстию тлеющую лучинку. Что наблюдаете?

Возьмите кусочек сырого картофеля, приблизительно такой же, какой использовали в предыдущем опыте, положите его в ступку с небольшим количеством мелкого чистого песка. Измельчите пестиком песок с картофелем и перенесите полученный материал в третью пробирку. Можно измельчить картофель и на крупной терке.

Обратите внимание на большую активность размельченной ткани картофеля по сравнению с его целым кусочком. Почему?

В четвертую и пятую пробирки опустите по кусочку вареного мяса и вареного картофеля. Что наблюдаете? Почему?

Контрольные вопросы и задания:

1. Как действует амилаза слюны на крахмал?
2. Как действует дегидрогеназа на метиленовый синий (стиральную синьку)?
3. Как действует каталаза на пероксид водорода?
4. Почему большую активность имеет размельченная ткань картофеля по сравнению с его целым кусочком?

Практическая работа № 10

Анализ лекарственных препаратов

Опыт 1. Анализ лекарственных препаратов – производных салициловой кислоты.

Объекты исследования:

1. Салициловая кислота (о-гидроксibenзойная кислота).
2. Аспирин, ацетилсалициловая кислота (салициловый эфир уксусной кислоты).
3. Салол (фениловый эфир салициловой кислоты).

Напишите структурные формулы указанных соединений. Укажите, в чем состоит различие в строении этих соединений, какие функциональные группы входят в состав каждого из соединений (карбоксильная, фенольный гидроксил, сложноэфирная группа). Опишите лекарственное действие этих соединений.

Разотрите в ступке таблетки каждого из этих лекарств. Перенесите в пробирки по 0,1 г каждого лекарства (приблизительно одна пятая часть таблетки). Для сравнения свойств можно взять аспирин различного производства, например, английский, немецкий, российский. Добавьте в каждую пробирку 2–3 мл дистиллированной воды и отметьте растворимость лекарств в воде. Нагрейте на спиртовке пробирки с веществами до кипения. Что наблюдается?

Внесите в пробирки приблизительно по 0,1 г лекарственных препаратов и добавьте по 2–3 мл этанола. Что наблюдается? Нагрейте на спиртовке пробирки до полного растворения осадков.

Сравните растворимость лекарственных препаратов в воде и этаноле.

Взболтайте по 0,1 г препарата с 2–3 мл воды и добавьте по 2–3 мл разбавленного раствора щелочи (NaOH). Изменилась ли растворимость веществ? Объясните наблюдаемые явления, напишите уравнения соответствующих реакций.

Взболтайте по 0,1 г каждого препарата хлорида железа (III). Что наблюдается? В каких пробирках произошло изменение окраски? Объясните наблюдаемое явление.

Опыт 2. Анализ лекарственных препаратов – производных *n*-аминофенола.

Объекты исследования:

1. Парацетамол (*n*-*N*-ацетаминобензол).
2. Фенацетин (1-этоксид-4-ацетаминобензол).

Напишите структурные формулы указанных соединений. Укажите, в чем состоит различие в строении этих соединений, какие функциональные группы входят в состав каждого из соединений (фенольный гидроксил, амид, простой эфир). Опишите лекарственное действие этих соединений.

Разотрите в ступке таблетки каждого из этих лекарств. Перенесите в пробирки по 0,1 г каждого лекарства (приблизительно одна пятая часть таблетки). Для сравнения свойств можно взять лекарства различного производства. Добавьте в каждую пробирку 2–3 мл воды и отметьте растворимость лекарств в воде. Нагрейте на спиртовке пробирки с веществами до кипения. Меняется ли растворимость лекарств в воде в зависимости от температуры?

Внесите в пробирки по 0,1 г лекарственного препарата и добавьте в каждую по 2–3 мл этанола. Отметьте растворимость веществ в этаноле. Нагрейте пробирки до кипения. Что наблюдаете?

Взболтайте по 0,1 г каждого препарата с 2–3 мл воды и добавьте несколько капель хлорида железа (III). Что наблюдаете? В какой пробирке произошло изменение окраски? Объясните наблюдаемое явление.

Контрольные вопросы и задания:

1. Как анализируют лекарственные препараты – производные салициловой кислоты.
2. Как анализируют лекарственные препараты – производные аминифенола.
3. Какая растворимость лекарственных препаратов в этаноле?
4. Опишите лекарственные действия этих соединений.

11 КЛАСС

Практическая работа № 1

Получение газов и изучение их свойств

Для выполнения этой работы используйте инструкции, данные учителем, и повторите технику проведения этих опытов по учебникам неорганической и органической химии.

Опыт 1. Получение водорода и изучение свойств.

Получите, соберите, распознайте водород и проделайте опыты, характеризующие его свойства. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Аналогичное задание выполните для ацетилена.

Опыт 2. Получение кислорода и изучение свойств.

Получите, соберите, распознайте кислород и проделайте опыты, подтверждающие его химические свойства. Запишите уравнения соответствующих реакций.

Выполните аналогичное задание для этилена.

Опыт 3. Получение углекислого газа и изучение свойств.

Получите, соберите, распознайте углекислый газ и проделайте опыты, подтверждающие его химические свойства. Запишите уравнения соответствующих реакций.

Выполните аналогичное задание для метана.

Контрольные вопросы и задания:

1. Какие химические свойства имеет ацетилен? Запишите уравнения соответствующих реакций.
2. Какие химические свойства имеет этилен? Запишите уравнения соответствующих реакций.
3. Какие химические свойства имеет метан? Запишите уравнения соответствующих реакций.
4. Какие химические свойства имеет аммиак? Запишите уравнения соответствующих реакций.

Практическая работа № 2

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и катализаторы на скорость взаимодействия йодида калия с пероксидом водорода:



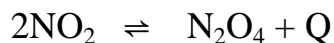
В четыре пронумерованные пробирки налейте по 3 мл раствора йодида калия разной концентрации и температуры, согласно приведенной ниже таблице. Добавьте во все пробирки несколько капель крахмального клейстера для обнаружения йода. Затем прилейте, по возможности одновременно, во все пробирки по 2 мл пероксида водорода одинаковой концентрации.

Наблюдения запишите в таблицу (табл. 3).

Таблица 3

№ пробирки	Содержание пробирки	Последовательность посинения растворов	Влияние какого фактора сказалось на v_p
1	0,4%-ный раствор йодида калия при комнатной температуре		
2	0,4%-ный раствор йодида калия горячий		
3	0,4%-ный раствор йодида калия с сульфатом меди (II)		
4	0,8%-ный раствор йодида калия		

Опыт 2. Влияние температуры, давления и концентрации веществ на равновесие в системе:



красно-бурый бледно-желтый,
почти бесцветный

А. Даны три пробирки, наполненные бурым NO_2 . Две из них закрыты пробками, а одна – поршнем. Оставив пробирку с поршнем как контрольную, погрузите одну пробирку с NO_2 в горячую воду, а другую – в холодную.

Через 2–3 мин сравните окраску газов в этих пробирках с контрольной и запишите наблюдения в таблицу (табл. 4).

Таблица 4

Наименование условий		Изменение окраски	Смещение равновесия
t	Нагревание		
	Охлаждение		
p	Сжатие		
	Расширение		

Б. Быстро сожмите газ в пробирке поршнем на $\frac{2}{3}$ ее объема.

Контрольные вопросы и задания:

1. Как изменилась окраска газа при сжатии?
2. Какой становится окраска газа через 2–3 с после сжатия?
3. Какой станет окраска газа через 5–6 с после расширения газов?
4. Приведите примеры обратимых реакций.

Практическая работа № 3

Сравнение свойств неорганических и органических соединений

Опыт 1. Образование солей взаимодействием органических и неорганических оснований с кислотами и опыты с ними.

В одной пробирке получите эмульсию анилина (смешайте 1–2 капли анилина с 1–2 мл воды). В другой пробирке получите гидроксид меди (II). В обе

пробирки добавляйте по каплям концентрированную соляную кислоту. Что наблюдаете?

К образовавшимся растворам солей добавляйте по каплям концентрированный раствор щелочи. Что наблюдаете?

Запишите уравнение проделанных реакций и сделайте выводы.

Опыт 2. Получение сложных эфиров взаимодействием органических и неорганических кислот со спиртами.

А. В пробирку налейте 2 мл изоамилового спирта, 2 мл концентрированной уксусной кислоты и 0,5–1 мл концентрированной серной кислоты (выдает учитель). Смесь хорошо перемешайте и нагревайте (осторожно!) несколько минут на водяной бане (в стакане с горячей водой) до пожелтения жидкости (но не до кипения!).

Дайте смеси остыть, затем вылейте в пробирку с холодной водой или с насыщенным раствором поваренной соли: эфир соберется на поверхности. Отделите эфир с помощью делительной воронки. Какой ощущается запах?

Примечание. Оставьте полученный эфир для решения задачи 4 в практической работе № 4.

Б. В фарфоровую чашечку поместите несколько кристалликов борной кислоты, добавьте 1 мл этилового спирта. Хорошо перемешайте смесь стеклянной палочкой. Поднесите к ней зажженную лучинку. Образовавшийся сложный эфир – триэтилборат сгорает красивым зеленым пламенем.

Запишите уравнения реакций, проделанных в опытах 2а и 2б, сделайте выводы.

Опыт 3. Амфотерность гидроксида цинка и аминокислоты.

А. В две пробирки налейте по 1–2 мл раствора нитрата цинка и добавьте к нему 2–3 капли щелочи до образования осадка. В одну из пробирок прилейте соляной кислоты до растворения осадка, в другую – избыток раствора щелочи и наблюдайте растворение осадка.

Б. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора карбоната натрия и всыпьте в него щепотку глицина. Что наблюдаете? Какие свойства глицина проявляются в этой реакции? Поместите в пробирку немного кристалликов глицина, смочите их несколькими каплями концентрированной соляной кислоты, нагрейте. Что наблюдаете? Вылейте несколько капель образовавшегося раствора на стекло.

Наблюдайте образование при охлаждении кристаллов соли глицина. Сравните форму этих кристаллов с формой кристаллов глицина. Запишите уравнения реакций и выводы.

Опыт 4. Сравнение свойств солей.

А. В две пробирки налейте по 2 мл растворов нитрата и ацетата свинца. Затем прилейте в обе пробирки по 1 мл раствора йодида калия. Что наблюдаете?

Б. В две пробирки налейте по 2 мл растворов сульфата меди (II) и соли анилина. Затем добавьте в обе пробирки несколько капель концентрированного раствора щелочи. Что наблюдаете? Запишите уравнения проделанных реакций и сделайте выводы.

Контрольные вопросы и задания:

1. Объясните образование солей взаимодействием органических и неорганических оснований с кислотами.
2. Напишите общую схему получения сложных эфиров взаимодействием органических и неорганических кислот со спиртами.
3. Сравните амфотерность гидроксида цинка и аминокислоты.
4. Сравнение свойств неорганических и органических солей.

Практическая работа № 4

Решение экспериментальных задач по теме «Гидролиз»

Опыт 1. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида алюминия, прилейте к нему 1–2 мл раствора сульфида натрия.

Какие изменения наблюдаются в растворе? Запах какого вещества ощущается? Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Вам даны две стеклянные трубки со свернутым белком. Погрузите одну из них в раствор аптечного желудочного сока*, другую – в 3,5%-ный раствор соляной кислоты. Раствор желудочного сока и раствор соляной кислоты предварительно следует нагреть в водяной бане приблизительно до 36,6 °С. Почему? Что наблюдаете спустя некоторое время?

* Состав желудочного сока:

- 1) вода – 98 %;
- 2) соляная кислота – 0,8–0,5 %;
- 3) ферменты: пепсин, липаза, химозин.

Опыт 3. Налейте в пробирку 2–4 мл раствор хлорида железа (III), насыпьте немного порошка цинка. Наблюдайте выделение пузырьков газа. Объясните это явление или подтвердите необходимыми уравнениями реакции.

Опыт 4. Отберите пипеткой и поместите в колбочку приблизительно 1 мл «грушевой эссенции», полученной в практической работе № 3, в опыте 2а.

Добавьте 2–3 капли фенолфталеина и прибавляйте по каплям концентрированный раствор щелочи до появления не исчезающего при взбалтывании окрашивания.

Закройте колбу пробкой с длинной (30–40 см) прямой трубкой (обратный воздушный холодильник), чтобы эфир и спирт не улетучивались. И поместите смесь в водяную баню. Осторожно нагрейте колбочку до слабого кипения, пока не исчезнет окраска индикатора.

Добавьте еще несколько капель щелочи и снова нагревайте смесь до исчезновения окраски.

После охлаждения смеси прибавьте к образующемуся раствору несколько капель раствора хлорида железа (III).

Объясните, почему изменилась окраска раствора. Каково значение щелочи в процессе гидролиза эфира? Напишите уравнения проделанных реакций.

Контрольные вопросы и задания:

1. Дайте определение гидролизу, чем он отличается от гидратации.
2. Напишите уравнения реакций гидролиза солей: фосфата кальция, сульфида алюминия, нитрата калия, карбоната лития.
3. Напишите уравнения реакций гидролиза карбида кальция, карбида магния, карбида алюминия, силицида бария.
4. Что происходит при щелочном гидролизе сложных эфиров?

Практическая работа № 5

Решение экспериментальных задач по неорганической химии

Опыт 1. Дана смесь, состоящая из хлорида калия и сульфата железа (III). Прделайте опыты, при помощи которых можно определить хлорид-ионы Cl^- и ионы Fe^{3+} .

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 2. Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди (II), карбонат магния, гидроксид натрия, железо, соляная кислота, хлорид железа (III).

Пользуясь этими веществами, получите:

- а) гидроксид железа (III);
- б) гидроксид магния;
- в) медь.

Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 3. В трех пробирках даны кристаллические вещества без надписей:

- а) сульфат аммония;
- б) нитрат меди (II);

в) хлорид железа (III).

Опытным путем определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 4. В пробирках даны твердые вещества:

а) сульфат натрия, сульфид натрия, сульфит натрия;

б) карбонат калия, сульфат калия, хлорид аммония;

в) сульфат аммония, сульфат алюминия, нитрат калия.

Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.

Контрольные вопросы и задания:

1. Определите признак реакции между растворами хлорида магния и карбоната калия. Составьте уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

2. Определите признак реакции между растворами хлорида бария и нитрата свинца (II). Составьте уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

3. Определите признак реакции между растворами карбоната натрия и соляной кислотой. Составьте уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

4. Определите признак реакции между растворами хлорида железа (III) и роданидом аммония. Составьте уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Практическая работа № 6

Решение экспериментальных задач по органической химии

Опыт 1. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из пробирок находятся водные растворы:

а) этанола;

- б) уксусной кислоты;
- в) глюкозы;
- г) глицерина.

Опыт 2. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из выданных вам пробирок находятся водные растворы:

- а) фенола;
- б) глицерина;
- в) формальдегида;
- г) глюкозы.

Опыт 3. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из выданных вам пробирок находятся:

- а) глицерин;
- б) растительное масло;
- в) машинное масло, полученное из нефти;
- г) сахарный сироп.

Опыт 4. Распознайте с помощью одного и того же реактива, в какой из выданных вам пробирок находятся водные растворы:

- а) фенолята натрия;
- б) этилата натрия;
- в) ацетата натрия;
- г) карбоната натрия.

Опыт 5. Распознайте с помощью одного и того же реактива, в какой из выданных вам пробирок находятся водные растворы:

- а) мыла;
- б) белка;
- в) соды.

Опыт 6. Используя одну и ту же реакцию, но разные условия ее протекания, распознайте, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы:

- а) глицерина;

в) белка.

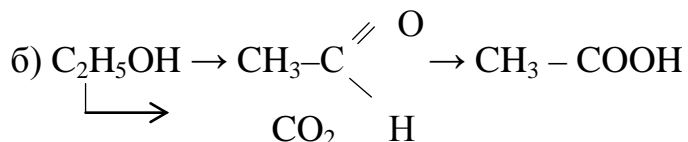
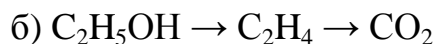
Контрольные вопросы и задания:

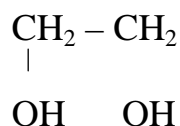
2. Определите признак реакции, протекающей между растворами уксусной кислоты и пищевой соды. Составьте уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

4. Определите признак реакции, протекающей между растворами фенола и хлорида железа (III). Составьте уравнение реакции.

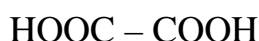
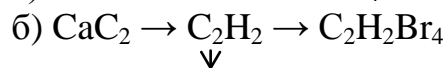
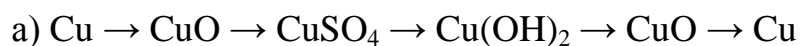
Генетическая связь между классами неорганических и органических веществ

a) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3$


$$\text{a) Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4\text{]} \downarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$$




Опыт 3. Осуществите практически следующие превращения, напишите уравнения реакций:



Контрольные вопросы и задания:

1. Напишите уравнения именных реакции ученых-органиков получения метана в лабораторных условиях (2–3 реакции).
2. Напишите уравнения реакции получения этилена в лабораторных условиях (2–3 реакции).
3. Напишите уравнения реакции получения гидроксида алюминия лабораторных условиях (2–3 способа).
4. Напишите уравнения реакции брожения глюкозы (3–4 реакции).

Практическая работа № 8

Решение экспериментальных задач по определению пластмасс и волокон

Опыт 1. Выданы четыре пакетика с образцами пластмасс (без надписей):

- а) фенопласт;
- б) целлулоид;
- в) полиэтилен;
- г) капрон.

Определите по характерным свойствам, какая пластмасса находится в каждом из пакетиков.

Опыт 2. Выданы четыре пакетика с образцами пластмасс (без надписей):

- а) поливинилхлорид;

- б) полистирол;
- в) полиметилметакрилат;
- г) целлулоид.

Определите по характерным свойствам, какая пластмасса находится в каждом из пакетиков.

Опыт 3. Выданы четыре пакетика с образцами волокон (без надписей):

- а) вискозное волокно;
- б) нитрон;
- в) шерсть;
- г) лавсан.

Определите по характерным свойствам, какое волокно находится в каждом из пакетиков.

Опыт 4. Выданы четыре пакетика с образцами волокон (без надписей):

- а) хлопчатобумажное волокно;
- б) ацетатное волокно;
- в) хлорин;
- г) капрон.

Определите по характерным свойствам, какое волокно находится в каждом из пакетиков.

Контрольные задания и вопросы:

1. Напишите структурные формулы следующих видов пластмасс: а) фенопласт; б) целлулоид; в) полиэтилен; г) капрон.

2. Напишите структурные формулы следующих видов пластмасс: а) полистирол; б) полиметилметакрилат; в) полипропилен; г) поливинилхлорид.

3. Напишите структурные формулы следующих видов волокон: а) лавсан; б) нитрон; в) шерсть; г) вискозное волокно.

4. Напишите структурные формулы следующих видов каучуков: а) изопреновый; б) хлоропреновый; в) бутадиеновый; г) бутадиен-стирольный.

ГЛАВА 6. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ ОЛИМПИАД РЕГИОНАЛЬНОГО УРОВНЯ

9 КЛАСС

Задания экспериментального тура

В семи пронумерованных пробирках находятся растворы следующих веществ: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, KI , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , Na_2SO_4 , AgNO_3 , Na_2CO_3 . Используя растворы только этих веществ, определите соединение в каждой пробирке.

Решение представьте в виде таблицы с указанием цветов осадков и наблюдаемых явлений при добавлении избытка реактивов, нагревании и охлаждении раствора.

Напишите уравнения реакций $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 с $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, взятом в недостатке и избытке. Будут ли эти соли растворяться в избытке реагента? Если будут, то почему?

Реактивы: 0,5 М растворы $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, KI , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , Na_2SO_4 , AgNO_3 , Na_2CO_3 .

Оборудование: штатив с пронумерованными пробирками (7 пробирок с веществами и 7 чистых пробирок), пипетка глазная, палочка для перемешивания, водяная баня, стакан для промывания пипетки.

Решение заданий экспериментального тура

Так как вариантов обнаружения соединений может быть много, то здесь мы разберем один из вариантов, который показывает взаимодействие каждого из веществ со всеми другими веществами и позволяет правильно заполнить соответствующую таблицу.

Предположим, что в пробирках вещества находятся под следующими номерами: 1 – $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, 2 – KI , 3 – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 4 – BaCl_2 , 5 – Na_2SO_4 , 6 – AgNO_3 , 7 – Na_2CO_3 . В шесть чистых пробирок отбираем глазной пипеткой по 10–15 капель раствора из пробирок № 2–7. Чистые пробирки пронумерованы

аналогично пробиркам с веществами. В каждую из этих пробирок будем по каплям добавлять раствор из первой пробирки и наблюдать эффекты реакций.

В пробирках № 3 и № 6 будут выпадать осадки. В пробирке № 3 – осадок белого цвета, нерастворимый в избытке реактива. В пробирке № 6 – осадок белый, буряющий на воздухе и растворяющийся в избытке реактива. На основании имеющегося набора анализируемых соединений делаем вывод, что буреть может только AgOH , переходящий в Ag_2O и растворяющийся в избытке $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Осадок, находящийся в другой пробирке, может быть только $\text{Pb}(\text{OH})_2$, который не растворяется в избытке аммиака; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ аммиаком не осаждается.

Делаем вывод, что в пробирке № 1 – $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, в пробирке № 6 – AgNO_3 , в пробирке № 3 – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Для более полного подтверждения сделанных выводов и определения других веществ в шесть чистых пробирок переносим по 10–15 капель растворов из пробирок № 1 и 3–7. В каждую из них добавляем по каплям раствор из пробирки № 2. Наблюдаем выпадение желтых осадков в пробирках № 3 и № 6. Осадок в пробирке № 3 имеет игольчатую форму и растворяется в избытке реактива и горячей воде. Из всех соединений только ионы Pb^{2+} и Ag^+ дают желтые осадки с KI . Таким образом, мы подтвердили, что в пробирках № 3 и № 6 находятся $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 , и доказали, что в пробирке № 2 – KI .

В шесть чистых пробирок переносим по 10–15 капель растворов из пробирок № 1, 2, 3 и 5, 6, 7. В каждую из них добавляем по каплям раствор из пробирки № 4. В пробирках № 3, 5, 6 и 7 выпадают белые осадки. Вещества в пробирках № 3 и 6 определены. Из оставшихся веществ в пробирках № 5 и 7 могут быть только Na_2SO_4 и Na_2CO_3 . В пробирке № 4 может быть только BaCl_2 , так как осадок, образующийся в пробирке № 3 при добавлении к нему раствора из пробирки № 4, растворяется при нагревании и выпадает вновь при охлаждении раствора. Такими свойствами обладает только соль PbCl_2 . Таким образом, мы доказали, что в пробирке № 4 находится BaCl_2 .

В шесть чистых пробирок переносим по 10–15 капель растворов из пробирок № 1–4 и 6, 7. В каждую из них добавляем по каплям раствор из пробирки № 5. Наблюдаем выпадение белых осадков в пробирках № 3, 4 и 6.

Так как в пробирке № 6 осадок белого цвета, то это значит, что в пробирке № 5 – Na_2SO_4 , а не Na_2CO_3 (так как Ag_2CO_3 имеет желтую окраску). Подтвердим наши предположения дальнейшим экспериментом.

В шесть чистых пробирок переносим по 10–15 капель растворов из пробирок 1 и 7. В каждую из них добавляем по каплям раствор из пробирки № 6. Наблюдаем выпадение осадков во всех пробирках, кроме пробирки № 3. В пробирках № 2 и 7 – осадки желтого цвета, в остальных пробирках осадки имеют белый цвет. Так мы доказали, что в пробирке № 2 – KI , а в пробирке № 7 – Na_2CO_3 .

Таким образом, мы обнаружили соединения во всех пробирках.

Ниже представлен вариант решения в виде таблицы (табл. 5).

Таблица 5

	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	KI	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	BaCl_2	Na_2SO_4	AgNO_3	Na_2CO_3
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$		–	↓белый, нерастворимый в избытке KI	–	–	↓ Ag_2O бурый, растворимый в избытке $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	–
KI			↓ желтый, растворимый в избытке KI и горячей воде	–	–	↓ желтый	–
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$				↓белый, растворимый при нагревании	↓белый	–	↓ белый
BaCl_2					↓белый	↓белый, растворимый в избытке $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	↓белый
Na_2SO_4						↓белый	–
AgNO_3							↓желтый
Na_2CO_3							

Уравнения реакций:

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.
2. $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (недост.) $= \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (изб.) $= [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Ответ на теоретический вопрос

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в избытке аммиака растворяться не будет. AgNO_3 при взаимодействии с аммиаком образует гидроксид, который на воздухе переходит в оксид. В избытке $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ будет растворяться только Ag_2O , так как он образует с аммиаком растворимое комплексное соединение.

Система оценивания представлена в табл. 6.

Таблица 6

Система оценивания

1	Открытие 7 соединений по 3 балла	21 балл
2	Таблица	5 баллов
3	Уравнения реакций взаимодействия $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 с аммиаком по 1 баллу	3 балла
4	Ответ на теоретический вопрос	1 балл
	Итого	30 баллов

Методические указания: Чистые пробирки должны иметь такую же нумерацию, что и растворы с веществами.

10 КЛАСС**Задания экспериментального тура**

Лаборант, разлив по склянкам растворы кислот: HCl , H_2SO_4 и H_3PO_4 , обнаружил, что забыл наклеить на них этикетки. Лаборант не огорчился, так как у него был раствор BaCl_2 . Используя имеющиеся на рабочем столе реактивы и растворы кислот, определите в какой из склянок находится каждая из кислот, а

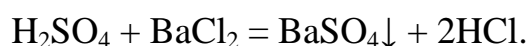
также определите концентрацию H_2SO_4 в моль/л. Напишите уравнения реакций взаимодействия кислот с раствором BaCl_2 .

Реактивы: ~0,1 М HCl , ~0,05 М H_2SO_4 , ~0,05 М H_3PO_4 , ~0,1 М BaCl_2 , ~0,1 М NaOH , 0,0500 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, индикатор фенолфталеин.

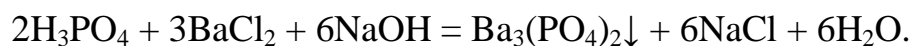
Оборудование: пронумерованные склянки с кислотами (3 шт.), штатив с пробирками (3 шт.), бюретка на 25 мл, колбы для титрования (2–3 шт.), пипетка Мора на 10 мл, глазная пипетка, стеклянная палочка, воронка, стакан для промывания пипетки.

Решение заданий экспериментального тура:

1. Определение склянок с кислотами. В три пробирки переносим глазной пипеткой по 10–15 капель растворов кислот. В каждую пробирку добавляем по каплям раствор хлорида бария и наблюдаем, что происходит. Только в пробирке с H_2SO_4 выпадает белый осадок:



К оставшимся растворам добавляем несколько капель гидроксида натрия. В пробирке с фосфорной кислотой выпадает осадок:



В пробирке с раствором HCl осадок не образуется.

2. Стандартизация раствора NaOH . С помощью воронки заполняем бюретку раствором NaOH . В колбу для титрования переносим пипеткой Мора 10 мл раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, добавляем 2–3 капли индикатора фенолфталеина и при перемешивании титруем раствором NaOH до появления бледно-розовой окраски раствора. Записываем объем раствора щелочи, израсходованный на титрование. Титрование повторяем несколько раз до появления не менее трех сходящихся результатов. Расчет концентрации щелочи проводим по формуле:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{2c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) * V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})},$$

где

$c(\text{NaOH})$ – концентрация щелочи, моль/л;

$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ – концентрация стандартного раствора щавелевой кислоты, моль/л;

$V(\text{NaOH})$ – объем щелочи, израсходованный на титрование, мл;

$V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ – объем раствора щавелевой кислоты, взятый для титрования, 10 мл.

3. Определение концентрации H_2SO_4 . Заполняем бюретку раствором NaOH . В колбу для титрования переносим пипеткой 10 мл раствора H_2SO_4 из склянки с кислотой, добавляем 2–3 капли индикатора фенолфталеина и при перемешивании титруем раствором NaOH до появления бледно-розовой окраски раствора. Записываем объем раствора щелочи, израсходованный на титрование. Титрование повторяем несколько раз до появления не менее трех сходящихся результатов. Расчет концентрации кислоты проводим по формуле:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH})}{2 V(\text{H}_2\text{SO}_4)}, \text{ где}$$

$c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – концентрация раствора серной кислоты, моль/л;

$c(\text{NaOH})$ – точная концентрация щелочи, моль/л;

$V(\text{NaOH})$ – объем щелочи, израсходованный на титрование, мл;

$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – объем раствора серной кислоты, взятый для титрования, 10 мл.

Система оценивания представлена в табл. 7.

Таблица 7

Система оценивания

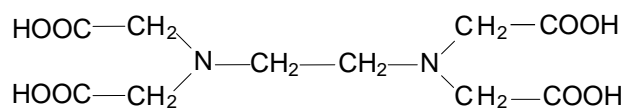
1	Определение кислот в склянках по 5 баллов	15 баллов
2	Уравнения реакций по 1 баллу	2 балла
3	Расчет концентрации кислоты	3 балла
4	Точность определения кислоты (максимальный балл за относительную погрешность $\leq 2\%$ при больших ошибках снижать по одному баллу за каждый процент свыше 2%)	10 баллов
	Итого	30 баллов

Методические указания: желательно приготовить 2–3 варианта раствора серной кислоты с близкой концентрацией. Точная концентрация серной кислоты, установленная тем же способом, что и в задаче, сообщается проверяющим.

11 КЛАСС

Задания экспериментального тура

Возможность образования ионами переходных металлов комплексов может быть использована для их титриметрического определения, когда титрантом является соединение, диссоциирующее с образованием лигандов этих комплексов. Интересными представителями таких соединений являются этилендиаминтетраацетаты (ЭДТА) – соли этилендиаминтетрауксусной кислоты:



С ионами металлов ЭДТА образует очень прочные комплексы состава 1:1, что обеспечивает резкий переход окраски индикатора в конце титрования и высокую точность. Важность этого и других подобных соединений (комплексон) настолько велика, что соответствующий метод титрования получил собственное название – комплексонометрическое титрование.

Задание. Используя имеющиеся на столе реактивы и оборудование, по приведенной ниже методике проведите комплексонометрическое титрование и определите содержание (г/л) ионов свинца в выданном Вам растворе ($M(\text{Pb}) = 207,2$ г/моль).

При заполнении лабораторного журнала выполните следующие задания:

1. Перерисуйте формулу этилендиаминтетрауксусной кислоты и отметьте в ее составе атомы, образующие связи с ионами металла в структуре комплекса. Сколько таких атомов?

2. Комплексы, в которых лиганд образует с металлом-комплексобразователем две и более связей, называются хелатами (от греч. chele – клешня). В структуре хелатов имеются циклы с участием атома металла. Наличие таких циклов повышает устойчивость комплекса, особенно когда это 5- и 6-членные циклы (правило Чугаева). Посчитайте, сколько 5-членных циклов с участием атома металла можно выделить в структуре комплексов металлов с ЭДТА.

3. Объясните, почему комплексонометрическое титрование Zn^{2+} и Pb^{2+} не проводят в сильноокислой и сильнощелочной средах. Ответ подтвердите соответствующими уравнениями химических реакций в сокращенном ионном виде.

Методика определения Стандартизация раствора ЭДТА

В колбу для титрования вносят аликвотную порцию 10 мл раствора $ZnSO_4$, добавляют ~5 мл аммиачного буферного раствора, несколько капель индикатора эриохромового черного Т и титруют раствором ЭДТА до изменения окраски индикатора из красно-фиолетовой в синюю. Титрование повторяют до получения трех результатов, отличающихся не более чем на 0,1 мл. Эти результаты усредняют и используют для дальнейших расчетов.

Методика определения концентрации ионов свинца

В колбу для титрования вносят аликвотную порцию 10 мл анализируемого раствора свинца, добавляют ~5 мл ацетатного буферного раствора, несколько капель индикатора ксиленолового оранжевого и титруют раствором ЭДТА до изменения окраски индикатора из красной в желтую. Титрование повторяют до получения трех результатов, отличающихся не более чем на 0,1 мл. Эти результаты усредняют и используют для дальнейших расчетов.

Реактивы: ~0,025 М ЭДТА, 0,025 М $ZnSO_4$, ацетатный буферный раствор (рН = 5), аммиачный буферный раствор (рН 9,5–9,8). Индикаторы: ксиленоловый оранжевый и эриохромовый черный Т.

Оборудование: бюретка на 25 мл, пипетка Мора на 10 мл, воронка, мерная колба на 100 мл, колбы для титрования на 100 мл (2 шт.), резиновая груша для отбора проб.

Решение заданий экспериментального тура

Поскольку, как сказано в условии, при взаимодействии ионов металлов с ЭДТА образуются комплексы состава 1:1, то расчет концентрации ЭДТА и ионов свинца может быть осуществлен по формулам:

$$C_{\text{ЭДТА}} = \frac{C_{\text{ZnSO}_4} V_{\text{ZnSO}_4}}{V_{\text{ЭДТА}}} \text{ и } C_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{C_{\text{ЭДТА}} V_{\text{ЭДТА}}}{V_{\text{Pb}^{2+}}}, \text{ где:}$$

$C_{\text{ЭДТА}}$ – концентрация раствора ЭДТА (моль/л);

$V_{\text{ЭДТА}}$ – объем раствора ЭДТА, пошедший на титрование (мл);

C_{ZnSO_4} – концентрация раствора ZnSO_4 (моль/л);

V_{ZnSO_4} – объем раствора ZnSO_4 , взятый на титрование (мл);

$C_{\text{Pb}^{2+}}$ – концентрация раствора Pb^{2+} (моль/л);

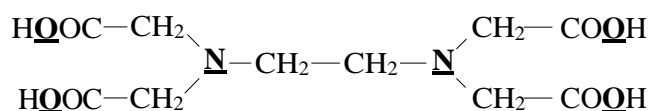
$V_{\text{Pb}^{2+}}$ – объем анализируемого раствора, взятого на титрование (мл).

Далее рассчитывают массовую концентрацию свинца по формуле:

$$C_{\text{Pb}^{2+}} (\text{г/л}) = C_{\text{Pb}^{2+}} (\text{моль/л}) \cdot M_{\text{Pb}}, \text{ где:}$$

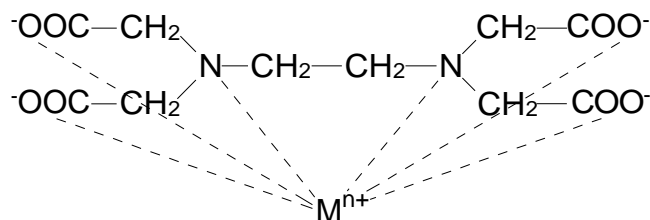
M_{Pb} – молярная масса свинца (207,2 г/моль).

Ответы на теоретические вопросы:

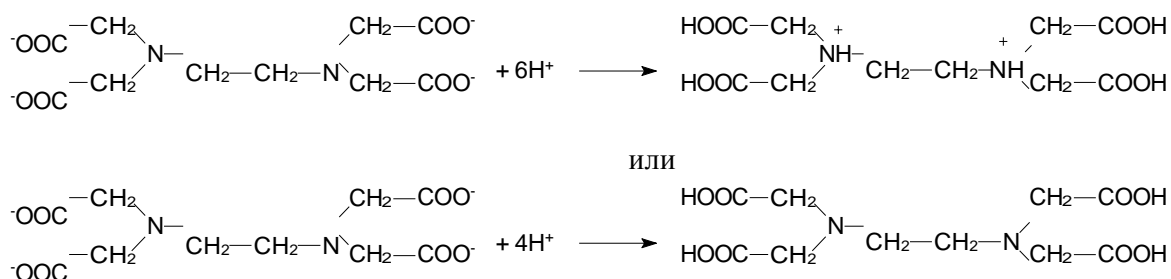


В образовании связей с комплексообразователем участвует 6 атомов (выделены жирным подчеркиванием).

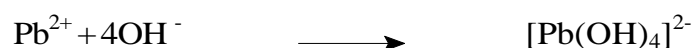
В структуре комплексов с ЭДТА можно выделить пять 5-членных циклов с участием комплексообразователя. 6-членных циклов в данном случае нет:



Комплексонометрическое титрование не проводят в сильноокислой среде, поскольку в этих условиях происходит протонирование основных центров ЭДТА, образующих связь с ионом металла и прочность комплекса уменьшается:



Комплексонометрическое титрование Zn^{2+} и Pb^{2+} не проводят и в сильнощелочной среде, поскольку в этих условиях данные ионы образуют прочные гидроксокомплексы:



Система оценивания представлена в табл. 8.

Система оценивания

Точность определения концентрации свинца: – максимальный балл при погрешности в пределах $\pm 0,1$ г/л, далее снимать по 1 балл за каждые лишние $\pm 0,1$ г/л	20 баллов
Ответы на теоретические вопросы: – указание донорных атомов в структуре ЭДТА – 1 балл; – подсчет количества донорных атомов – 1 балл; – подсчет количества циклов – 2 балла; – обоснование для сильноокислой среды: 1 уравнение (любое из указанных) – 2 балла; – обоснование для сильнощелочной среды: 2 уравнения по 2 балла – 4 балла	10 баллов
Итого	30 баллов

Методические указания: следует приготовить 2–3 варианта раствора свинца с массовой концентрацией по свинцу 4–6 г/л. Точная концентрация свинца фиксируется до $\pm 0,1$ г/л и проверяется тем же способом, что и в задаче.

Список использованной литературы

1. *Габриелян О.С.* Химия. 8 класс: учебник / О.С. Габриелян. – 18-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2018. – 270 с.
2. *Габриелян О.С.* Химия. 9 класс: учебник / О.С. Габриелян. – 6-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2018. – 319 с.
3. *Габриелян О.С.* Химия. Углубленный уровень. 10 класс: учебник / О.С. Габриелян. – 6-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2018. – 391 с.
4. *Габриелян О.С.* Химия. Углубленный уровень. 11 класс: учебник / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. – М.: Дрофа, 2018. – 397 с.
5. *Еремин В.В.* Химия. 8 класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин и др. – 2-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2020 – 273 с.
6. *Еремин В.В.* Химия. 9 класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин и др. – М.: Дрофа, 2018. – 256 с.
7. *Еремин В.В.* Химия. 10 класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин и др. – 2-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2018. – 467 с.
8. *Еремин В.В.* Химия. 11 класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин и др. – М.: Дрофа, 2018. – 224 с.
10. Задачи регионального этапа 2015–2016 гг. – URL: <http://file:///C:/Users/User/Desktop/30.10.2021.%20РЕГИОН%20ЗАДАЧИ.pdf>.
11. *Полосин В.С.* Практикум по методике преподавания химии: учебное пособие для студентов педагогических институтов по специальности № 2122 «Химия» / В.С. Полосин, В.Г. Прокопенко. – 6-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1989. – 224 с.

Устройство штатива



Рис. 1. Устройство лабораторного штатива



Рис. 2. Устройство нагревательного прибора (спиртовки)



Химические стаканы

Воронка



Круглодонная колба



Коническая колба



Фарфоровый тигель

Фарфоровая ступка



Мерный стакан



Фарфоровая чашка



Пробирка



Мерный цилиндр



Мензурка

Рис. 3. Лабораторная посуда,
используемая в демонстрационном химическом эксперименте

*Электронное учебное издание
сетевого распространения*

Халикова Фидалия Дамировна

ДЕМОНСТРАЦИОННЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Учебное пособие

Корректор
Р.Р. Аубакиров

Подписано к использованию 25.11.2021.
Формат 60х84 1/16. Гарнитура «Times New Roman».
Усл. печ. л. 12,0. Заказ 160/11

Издательство Казанского университета

420008, г. Казань, ул. Профессора Нухина, 1/37
тел. (843) 233-73-59, 233-73-28