Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

Марийский аграрный колледж (филиал) ФГБОУ ВО

«Марийский государственный университет»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

К ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ» ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ГРУПП В-11,

А-11, Т-11 СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ 36.02.01 ВЕТЕРИНАРИЯ, 35.02.05 АГРОНОМИЯ,

19.02.08 ТЕХНОЛОГИЯ МЯСА И МЯСНЫХ ПРОДУКТОВ.

Ежово

2020

Методические указания к лабораторно-практическим занятиям по

дисциплине «Химия» для обучающихся групп В-11, А-11 специальностей 35.02.01 Ветеринария, 35.02.05 Агрономия 19.02.08 Технология мяса и мясных продуктов/ авт.-сост.: Н.А. Токтарев – Ежово, 2020 – 62 с.

**Автор - составитель:**

Токтарев Николай Аркадьевич – преподаватель Марийского аграрного

колледжа(филиала) ФГБОУ ВО «Марийский государственный университет»

Методические указания предназначены для оказания помощи обучающимся первых курсов, реализующих образовательную программу среднего общего образования в пределах программы подготовки специалистов среднего звена(ППССЗ) СПО на базе основного общего образования при выполнении лабораторно-практических занятий по разделу «Неорганическая химия». В заданиях для лабораторно-практических занятий изложено четкое описание алгоритма выполнения работы, дан перечень используемого оснащения, список литературы, раскрыты основные теоретические сведения, предложены контрольные вопросы и тестовые задания.

.

© Токтарев Н.А. 2020

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **Содержание** | **стр.** |
|  | Введение | 4 |
| 1. | Инструкция по технике безопасности. | 6 |
| 1.1. | Общие требования безопасности | 6 |
| 1.2. | Требования безопасности перед началом работы | 6 |
| 1.3. | Требования безопасности во время работы | 7 |
| 1.4. | Требования безопасности после окончания работы | 7 |
| 1.5. | Требования безопасности в аварийных ситуациях | 7 |
| 2. | Перечень лабораторно-практических занятий | 8 |
| 3. | Методические указания к лабораторно-практическим занятиям | 9 |
| 3.1. | ЛПЗ № 1 | 9 |
| 3.2. | ЛПЗ № 2 | 16 |
| 3.3. | ЛПЗ № 3 | 24 |
| 3.4. | ЛПЗ № 4 | 31 |
| 3.5. | ЛПЗ № 5 | 37 |
| 3.6. | ЛПЗ № 6 | 41 |
|  | Заключение. | 54 |
|  | Литература | 55 |
|  | Приложение | 56 |
|  | Рецензия | 61 |

**Введение**

Методические указания к лабораторно-практическим занятиям по дисциплине «Химия разработаны для обучающихся учреждений среднего профессионального образования.

Целью заданий для лабораторно-практических занятий является оказание помощи обучающимся в изучении и закреплении теоретических знаний по химии, выполнении эксперимента самостоятельно или на занятиях.

В методических указаниях описаны методики выполнения лабораторных работ по неорганической химии, дано краткое теоретическое введение к каждой теме, которое при самостоятельной подготовке поможет обучающимся выполнить эти работы. В приложении к указаниям приведены справочные таблицы, правила техники безопасности и мероприятия по оказанию первой помощи. Методические указания выполнены в соответствии с рабочей программой составленной на основе государственного образовательного стандарта среднего(полного) общего образования по химии(базовый уровень).

Методическое указание поможет обучающимся совершенствовать практические умения и закрепить теоретические знания по дисциплине «Химия».

Методическое указание состоит из двух частей: первая посвящена лабораторным работам по общей и неорганической химии; вторая – по органической химии.

В разделе неорганическая химия описаны методики выполнения лабораторных работ, приведены контрольные вопросы, фиксирующие внимание обучающихся на наиболее важные этапы изучаемого материала. Контрольные вопросы составлены на основе личностно-ориентированного подхода в обучении. Форма оценивания обучающихся при выполнении лабораторно-практических работ - оценочная и ставится зачтено за каждую выполненную работу.

В процессе выполнения лабораторных работ обучающиеся должны наблюдать за ходом эксперимента, отмечать все его особенности(изменение цвета, тепловые эффекты, выпадение осадка, образование газообразных веществ). Результаты наблюдений записывают в тетради для лабораторных работ, соблюдая определенную последовательность:

- название лабораторной работы;

- цель работы;

- краткие теоретические сведения, касающиеся данной работы;

- зарисовка схемы установки (выполняется карандашом);

- результаты опытов должны быть внесены в таблицу;

- выводы.

В приложении приведены справочные таблицы, правила техники безопасности и мероприятия по оказанию первой помощи.

Данное методическое указание предназначено для проведения лабораторно-практических работ по дисциплине «Химия» по разделу неорганическая химия.

При выполнении заданий на лабораторно-практических занятиях обучающиеся должны:

**Знать:**

* важнейшие химические понятия;
* классификацию и номенклатуру неорганических и органических веществ;
* вещества и материалы, используемые в практике;
* основные приемы работы с оборудованием;
* правила техники безопасности;
* химическую посуду и оборудование.

**Уметь:**

* называть вещества по «тривиальной» и международной номенклатуре»;
* определять валентность и степень окисления элементов, пространственное строение молекул, окислитель и восстановитель, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к различным классам соединений;
* выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ;
* получению конкретных веществ;
* пользоваться химическим оборудованием.

**Владеть навыками:**

* обращения с посудой, лабораторными принадлежностями, с веществами;
* сборки приборов из готовых деталей и испытания их на герметичность;
* проведения химических операций;
* распознавания изученных веществ по физическим свойствам и характерным реакциям;
* получения веществ;
* организации самостоятельной работы.

К лабораторно-практическим занятиям допускаются обучающиеся, прошедшие инструктаж по технике безопасности.

**1. Инструкция по технике безопасности при выполнении заданий на лабораторно-практических занятиях.**

**1.1. Общие требования безопасности.**

Работа в химической лаборатории связана с некоторой опасностью, поскольку многие вещества в той или иной степени ядовиты, огнеопасны и взрывоопасны.

Характер предупредительных мер, обеспечивающих безопасность проведения эксперимента, зависит от вида работы. Однако существуют общие правила, выполнение которых обязательно для каждого работающего в лаборатории, независимо от того, какой эксперимент он проводит.

1. Работать одному в лаборатории категорически запрещается.
2. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности.
3. Каждый работающий должен знать, где находятся в лаборатории средства противопожарной защиты и аптечка.
4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.
5. Нельзя приступать к работе, не усвоив всей техники ее выполнения.
6. Опыты нужно проводить только в чистой химической посуде. После окончания эксперимента посуду сразу же следует помыть.
7. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту и аккуратность,

следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук.

1. Вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества

можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.

1. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с

указанием названия веществ.

1. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.
2. Категорически запрещается затягивать ртом в пипетки органические вещества и их растворы.
3. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять отверстия на себя и соседей. Нельзя заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды.
4. После окончания работы необходимо выключить воду и

электричество.

1. Категорически запрещается выливать в раковину концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные неорганические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все отходы необходимо сливать в специальные бутыли.
2. В каждой лаборатории обязательно должны быть защитные маски и очки.
3. В каждом помещении лаборатории необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком для него, противопожарное одеяло, заряженные огнетушители.
4. При работе в лаборатории необходимо применять индивидуальные средства защиты, а также соблюдать средства личной гигиены.

**1.2. Требования безопасности перед началом работы.**

1. Проверить исправность и работу вентиляции вытяжного шкафа.

2. Тщательно проветрить помещение кабинета и лаборантской.

3. Надеть спецодежду. При работе с токсичными и агрессивными веществами подготовить к использованию средства индивидуальной защиты.

4. Подготовить к работе необходимое оборудование, лабораторную посуду, реактивы, приборы.

**1.3.** **Требования безопасности во время работы.**

1. Во время работы в кабинете химии необходимо соблюдать чистоту, тишину и порядок на рабочем месте.

2. Запрещается пробовать на вкус любые вещества. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.

3. В процессе работы необходимо следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук.

4. Опыты нужно проводить только в чистой посуде.

5. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названия веществ. Запрещается хранить реактивы в емкостях без этикеток или с надписями, сделанными карандашом по стеклу, растворы щелочей – в склянках с притертыми пробками, а легковоспламеняющиеся и горючие жидкости – в сосудах из полимерных материалов.

6. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.

7. Растворы необходимо наливать из сосудов так, чтобы при наклоне этикетка оказывалась сверху. Каплю, оставшуюся на горлышке сосуда, снимают верхним краем той посуды, куда наливается жидкость.

8. При пользовании пипеткой категорически запрещается втягивать жидкость ртом.

9. Твердые сыпучие реактивы разрешается брать из склянок только с помощью совочков, ложечек, шпателей, пробирок.

10. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять отверстия на себя и соседей. Нельзя заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды.

11. Запрещается использовать в работе самодельные приборы и нагревательные приборы с открытой спиралью.

12. Не допускается совместное хранение реактивов, отличающихся по

химической природе.

**1.4. Требования безопасности после окончания работы.**

1. Привести в порядок рабочее место, убрать все химические реактивы на свои места в лаборантскую в специальные шкафы и сейфы.

2. Отработанные растворы реактивов слить в специальную стеклянную тару с крышкой, емкостью не менее 3 л.

3. Выключить вентиляцию вытяжного шкафа.

4. Снять спецодежду и средства индивидуальной защиты.

5. Тщательно вымыть руки с мылом.

6. Тщательно проветрить помещение кабинета химии и лаборантской.

**1.5. Требования безопасности в аварийных ситуациях**.

1. В случаях с разбитой лабораторной посудой, не собирать ее осколки

незащищенными руками, а использовать для этого щетку и совок.

1. Уборку разлитых и рассыпанных реактивов производить, руководствуясь требованиями инструкции по безопасной работе с соответствующими химическими реактивами.
2. В случае с разлитой легковоспламеняющейся жидкостью и ее загоранием, немедленно сообщить в ближайшую пожарную часть и приступить к тушению очага возгорания первичными средствами пожаротушения.
3. При получении травмы немедленно оказать первую помощь пострадавшему, сообщить об этом администрации техникума, при необходимости отправить пострадавшего в ближайшее лечебное учреждение.

**2. Перечень лабораторно-практических занятий.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| № № /пп | Название ЛПЗ | Количество часов |
| 1. | Изготовление моделей молекул некоторых органических и неорганических ве­ществ. Очистка веществ фильтрованием и дистилляцией. Очистка веществ перекристал­лизацией. Строение атома. Наблюдение спектров испускания и поглощения соединений химических элементов с помощью спектроскопа. Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода. | **2** |
| 2. | Взаимодействие многоатомных спиртов с фелинговой жидкостью. Качественные реакции на ионы Fe2+ и Fe3+. Распознавание пластмасс и волокон. | **2** |
| 3. | Получение суспензии серы и канифоли. Получение эмульсии растительного масла и бензола. Получение золя крахмала. Получение золя серы из тиосульфата натрия.Получение кислорода разложением пероксида водорода и (или) перманганата калия. Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и не­органических кислот. | **2** |
| 4. | Приготовление растворов заданной концентрации.Окислительно-восстановительные реакции. | **2** |
| 5. | Получение кислорода разложением пероксида водорода и (или) перманганата калия. | **2** |
| 6. | Получение аммиака, его свойства. Получение гидроксидов алюминия, цинка и изучение его свойств. Получение и исследование свойств оксидов серы, углерода, фосфора. | **2** |
| **Итого** | | **12** |

3. Методические указания к лабораторно-практическим занятиям.

**3.1. ЛПЗ № 1(2 часа).**

**Тема: «Изготовление моделей молекул некоторых органических и неорганических ве­ществ. Очистка веществ фильтрованием и дистилляцией. Очистка веществ перекристал­лизацией».**

**Работа № 1**

**Цели и задачи.**

Развитие навыков пространственного изображения молекул кислорода, воды, углекислого газа, метана, этана, этена, этина, бензола. Закрепление знаний по теме «Способы существования химических элементов».

**Оборудование:** шаростержневые модели, транспортир. Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия».

**Теоретическая часть.**

*В предельных углеводородах (алканы)* все углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp3, и образуют одинарные σ – связи. Угол связи составляет 109,28о. Форма молекул правильный тетраэдр.

*В молекулах алкенов* углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp2 , и образуют двойные связи σ и π – связи. Угол связи σ составляет 120о, а π – связь распологается перпендикулярно связи σ. Форма молекул правильный треугольник.

*В молекулах алкинов* углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp , и образуют тройные связи одну σ и две π – связи. Угол связи σ составляет 180о, а две π – связи распологаются перпендикулярно друг друга. Форма молекул линейная (плоская).

*В молекуле бензола C6H6* шесть атомов углерода связаны σ – связью. Угол связи составляет 120о. Состояние гибридизации sp2. В молекуле образуется

6 π – связь, которая принадлежит шести атомам углерода.

Для пространственного изображения молекул органических веществ важно знать, к какому классу веществ относится соединение, угол связи, форму молекул.

*Например:* Метан (СH4) относится к классу алканов. Атомы находятся в состоянии гибридизации sp3, значит угол связи 109,28о, форма молекулы тетраэдр, между атомами одинарная σ – связь. Для построения молекулы шаростержневым способом нужно заготовить 4 шара из пластилина. Один шар (атом углерода) большего размера и черного цвета, а три атома (водорода) одинакового размера красного цвета. Соединить шары металическими стержнями под углом 109,28о.

Полусферическая модель атома изготавливается также только шары соединяются методом вдавливания в друг друга.

**Выполнение работы.**

***1. Изготовление моделей молекул органических веществ СH4, C2H6, C2H4, C2H2, C6H6.***

**1.1.** Изготовление шаростержневых моделей молекул.

Шаростержневые модели изготавливаются из пластилина и металлических стержней. При изготовлении молекул необходимо знать угол связи и ее кратность.

Атом химического элемента представляется в виде шара. Атом углерода в виде шара изготавливается большего размера, чем атомы водорода и из другого цвета пластилина. Химическая связь изображается металлическими стержнями. Угол химической связи измеряется траспортиром.

**1.2.** Изготовление полусферических моделей

Полусферические модели изготавливаются из пластилина. Сначала заготавливаются шары для атомов углерода и водорода, затем под определенным углом атомы в виде шаров соединяются друг с другом методом вдавливания. Получаются полусферы атомов.

**1.3.** Заполните таблицу. Зарисуйте молекулы органических веществ.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Название молекулы, структурная формула, тип связи, угол связи, тип гибридизации, пространственная форма молекулы.** | **Шаростержневая модель молекулы** | **Полусферическая модель молекулы** |
|  |  |  |

**Контрольные вопросы**

*1. Какие бывают органические соединения по строению углеводородного скелета?*

*2. Какие бывают органические соединения по наличию функциональных групп?*

*3. Какие вещества называются гомологами?*

*4. Какие бывают пространственные формы молекул органических веществ?*

*5. Какой процесс называется гибридизацией?*

*7. Дайте понятие σ и π связи*?

**Работа № 2**

Теоретическая часть

Методы очистки и разделения веществ основаны на использовании их различий в хи­мических и физических свойствах. Примерами подобных способов разделения являются пе­рекристаллизация, возгонка и поглощение.

Перекристаллизация - метод очистки, основанный на использовании зависимости рас­творимости веществ от температуры. Обычно перекристаллизация сводится к растворению вещества в подходящем растворителе при одной температуре и последующем выделении кристаллического осадка при другой температуре, когда раствор становится пересыщенным. Пресыщение водного раствора солей можно достигнуть также путем добавления различных добавок, например, спирта.

Возгонка или сублимация - непосредственное превращение твердого вещества в пар (обычно - при нагревании) минуя жидкое состояние. В дальнейшем пар может быть сконден­сирован в кристаллы на охлаждаемой поверхности. Возгонка всегда происходит при темпе­ратуре ниже температуры плавления вещества.

Способностью к возгонке обычно обладают твердые вещества с молекулярной струк­турой (йод, нафталин, нашатырь, бензойная кислота). Очистка методом возгонки становится возможной в том случае, когда примеси не возгоняются.

Перегонка или дистилляция - метод очистки, основанный на превращении жидкости в пар с последующей конденсацией пара в жидкость. Метод обычно используют для отделения жидкости от растворенных в ней твердых веществ или других нелетучих примесей. Этим ме­тодом невозможно разделить компоненты с близкими способностями к парообразованию. Вода, полученная в результате перегонки, называется дистиллированной.

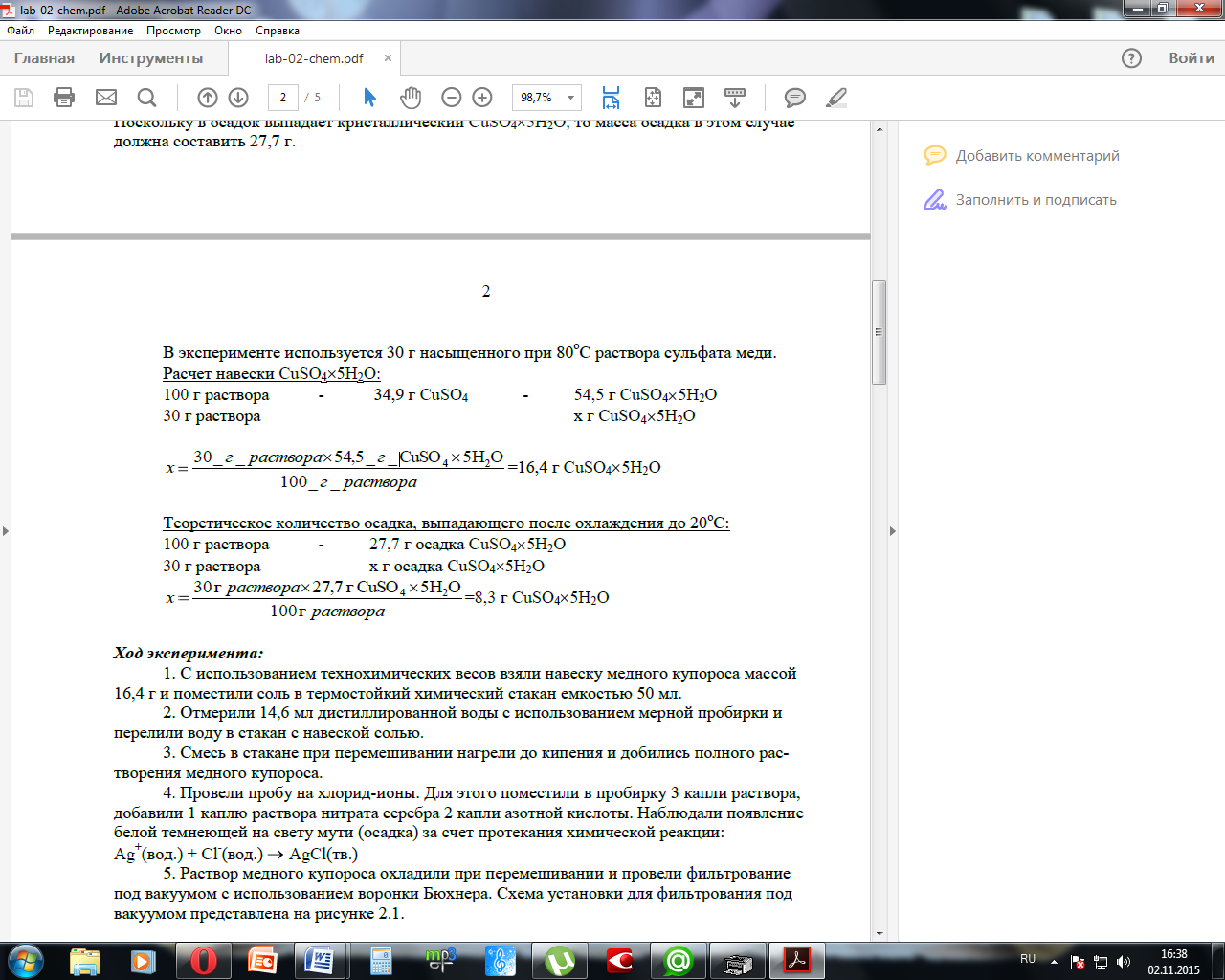
Очистка газов методом поглощения основана на способности примесей вступать во взаимодействие с веществом-поглотителем. При этом очень важно, чтобы непосредственное взаимодействие между поглотителем и самим очищаемым газом отсутствовало. При получе­нии в аппарате Киппа углекислого газа за счет реакции взаимодействия соляной кислоты и карбоната кальция в качестве основных примесей к CO2 могут выступать газообразный хлороводород и пары воды. Для очистки газ пропускают последовательно через промывные склянки, наполненные водой (поглощение HCl) и концентрированной серной кислотой (поглощение паров H2O).

Экспериментальная часть.

Опыт 2.1. Очистка медного купороса перекристаллизацией.

Предварительный расчет:

Сульфат меди обладает выраженной зависимостью растворимости в воде от температуры. В соответствии с данными Таблицы 2.1 при 20оС в 100г насыщенного раствора содержится 17,2г безводной соли, а при 80оС - 34,9г CuSO4. Таким образом, при охлаждении 100г насыщенного раствора от 80 до 20°С должен выпасть осадок, содержащий 17,7г CuSO4. Поскольку в осадок выпадает кристаллический CuSO4 Х 5H2O, то масса осадка в этом случае должна составить 27,7г.

****

**Ход эксперимента:**

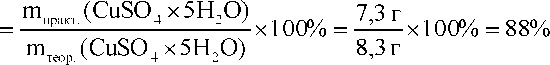
1. С использованием технохимических весов взяли навеску медного купороса массой 16,4 г и поместили соль в термостойкий химический стакан емкостью 50 мл.

2. Отмерили 14,6 мл дистиллированной воды с использованием мерной пробирки и перелили воду в стакан с навеской солью.

3. Смесь в стакане при перемешивании нагрели до кипения и добились полного рас­творения медного купороса.

4. Провели пробу на хлорид-ионы. Для этого поместили в пробирку 3 капли раствора, добавили 1 каплю раствора нитрата серебра 2 капли азотной кислоты. Наблюдали появление белой темнеющей на свету мути (осадка) за счет протекания химической реакции: Аg+(вод.) + СГ(вод.) → AgCl(тв)

5. Определили практический выход соли при очистке по формуле

ωвыход

Провели пробы маточного раствора и раствора очищенной соли на присутствие хлорид-ионов. Было показано присутствие хлорид-ионов в маточном растворе и их отсутствие в растворе очищенной соли.

Вывод:

Провели очистку медного купороса методом перекристаллизации. Экспериментально показано отсутствие хлорид-ионов в очищенной соли. Практический выход очищенного продукта составил 88%.

**Опыт 2.2. Очистка йода возгонкой.**

1. На технохимических весах взвесили 0,3г кристаллического йода и 0,1г йодида калия, поместили их в термостойкий стакан для возгонки.

2. Стакан накрыли круглодонной колбой с холодной водой.

3. Стакан осторожно нагревали на электроплите под тягой. Наблюдали возникновение фиолетовых паров и оседание йода на стенках круглодонной колбы.

4. После завершения возгонки нагрев прекратили, кристаллы йода осторожно перене­сли на предварительно взвешенную бумагу.

5. Определили массу йода, полученного при возгонке. Она оказалась равной 0,23 г.

Вывод:

Провели очистку йода методом возгонки. Практический выход очищенного йода составил 77%

**Опыт 2.3. Плавление йода.**

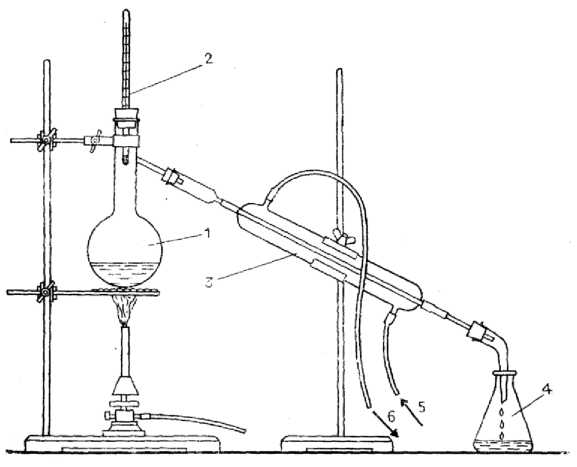
1. В пробирку поместили несколько кристаллов йода и закрыли пробирку пробкой с капилляром.

2. Нагревали пробирку на открытом огне.

3. Наблюдали образование фиолетовых паров и жидкого йода в пробирке.

Вывод:

Экспериментально показали, что переход йода в жидкое состояние при нагревании возможен при достаточно высоком давлении его паров над конденсированной фазой.

Опыт 2.4. Очистка воды перегонкой.

Собрали установку для перегонки во ды, схема которой приведена на рисунке

Прибор для перегонки. Цифрами обозначены:

1 - колба Вюрца с очищаемой водой;

2 - термометр;

3 - холодильник Либиха;

4 - приемник для перегнанной жид­кости;

5 - холодная вода из водопровода;

6 - слив охлаждающей воды

1. Нагревали воду в колбе Вюрца до кипения.

2. Отбросили первые порции дистиллированной воды.

3. Собрали 20мл дистиллированной воды в коническую колбу.

4. Провели выпаривание на стекле дистиллированной воды и обычной водопроводной воды. Обнаружили, что при выпаривании водопроводной воды остается сухой остаток (белый налет), указывающий на наличие примесей в ней. При выпаривании дистиллированной воды никакого остатка не образуется.

Вывод:

Провели очистку воды методом дистилляции. Обнаружили, что в дистиллированной воде от­сутствуют примеси нелетучих веществ.

**Опыт 2.5. Очистка углекислого газа.**

Для получения углекислого газа использовали аппарат Киппа, снаряженный кусками мрамора и 20%-ной соляной кислотой. Образование СО2 происходит по реакции:

СаСО3(тв.) + 2НС1(вод.) → СаС12(вод.) + СО2(газ) + Н2О

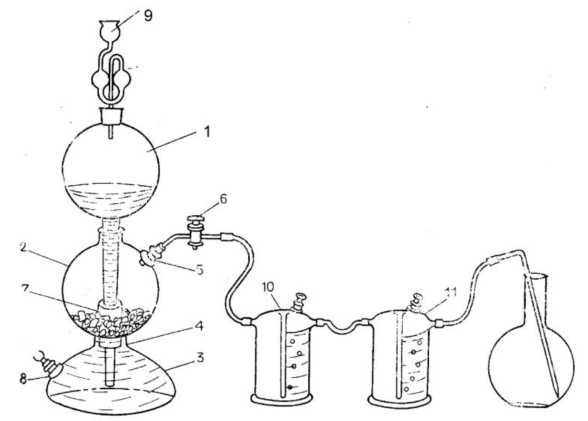
В качестве примесей к основному продукту могут выступать пары воды и хлороводород.

1. Получаемый в аппарате Киппа газ пропускали через воду в пробирке в течение 2 минут.

2. Проверили наличие хлорид-ионы в полученном растворе с использованием раствора азотнокислого серебра. Наблюдали возникновение помутнения, указывающее на образование AgCl. Данный результат подтверждает присутствие HCl в газообразных продуктах ре­акции.

Получаемый в аппарате газ пропускали через хлоркальциевую трубку, заполненную безводным сульфатом меди (II). Наблюдали возникновение синего окрашивания твердого вещества, указывающего на наличие паров воды в газообразных продуктах реакции.

Собрали установку по получению чистого углекислого газа согласно схеме, приве­денной на рисунке

3. Экспериментально подтвердили отсутствие примесей HCl и H2O в получамом уг­лекислом газе.

***Рисунок 2:***

***Установка для получения***

***очищенного углекислого газа.***

Цифрами на рисунке обозначе

ны:

1 - верхний резервуар;

2 - резервуар для твердого ве

щества;

3 - резервуар для жидкости;

4 - перетяжка;

5 - тубус;

6 - кран;

7 - кольцо;

8 - пробка для сливания жидко

сти;

9 - предохранительная склянка;

10 - промывная склянка с во

дой;

11 - промывная склянка с кон-

центрированной серной кислотой

1. Промыли осадок на фильтре дистиллированной водой.
2. Определили массу полученного осадка с помощью технохимических весов. Она оказалась равной 7,3 г.

Вывод:

Провели очистку получаемого в аппарате Киппа углекислого газа методом поглощения. Экспериментально подтвердили отсутствие примесей в газообразном CO2.

**Тема: «Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов**

**III периода».**

**Цели и задачи**.

Изучить свойства оксидов и гидроксидов элементов III периода, установление закономерностей в изменении свойств оксидов и гидроксидов элементов III периода, сформировать понятие об амфотерности. Закрепление знаний по теме «Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода».

**Оборудование и химреактивы:** таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И Менделеева», «Растворимость кислот и оснований в воде», «Относительная электроотрицательность элементов. Демонстрационный штатив с пробирками, капельница; Гидроксиды элементов III периода, индикаторы, соляная кислота, раствор хлорида алюминия.

Ход работы

1. Составить формулы оксидов элементов III периода и определить вид химической связи в каждом случае:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na ... |  | Mg ... |  | Al ... |  | Si ... |  | P ... |  | S ... |  | Cl ... |

2. Используя опорный конспект ***(приложение 1),*** предлагаю обучающимся охарактеризовать свойства основных и кислотных оксидов, выполнив упражнение:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) MgO + HCl → |  | 2) SO3 + NaOH→ |
| 3) Na2O + H2O→ |  | 4) P2O5+H2O→ |

3. Под формулами оксидов элементов III периода записать формулы их гидроксидов и кислот.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na2O |  | MgO |  | Al2O3 |  | SiO2 |  | P2O5 |  | SO3 |  | Cl2O7 |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

4. С помощью каких веществ можно доказать принадлежность гидроксида к основаниям или кислотам?

5. Испытать раствором лакмуса каждый из предложенных гидроксидов и кислот. Какой вывод следует?

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| NaOH |  | Mg(OH)2 |  | H3PO4 |  | H2SO4 |

***Вывод:*** в растворах гидроксидов металлов фиолетовый лакмус изменяет окраску в *....* цвет, а в растворах кислот – в *.....* .

6. Составить уравнение электролитической диссоциации щелочи и кислоты:

NaOH ↔ Na++OH- (образуется гидроксид –ион, изменяющий окраску лакмуса в *....* цвет)

H2SO4+H2O↔H3O++HSO4- (образуется ион оксония, т.е. гидратированный протон Н+(Н2О), изменяющий окраску лакмуса в *......* цвет).

7. Укажите характер гидроксидов, их растворимость в воде.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na2O |  | MgO |  | Al2O3 |  | SiO2 |  | P2O5 |  | SO3 |  | Cl2O7 |
| NaOH |  | Mg(OH)2 |  | Al(OH)3 |  | H2SiO3 |  | H3PO4 |  | H2SO4 |  | HClO4 |
|  |  |  |  |  | | |  |  | | | | |

8. Установить закономерность изменения свойств гидроксидов:

- Какое основание сильнее NaOH или Mg(OH)2

- Сравните силу кислот как электролитов. Назовите самую слабую из них и самую сильную.

9. Отметьте на схеме, как изменяются основные и кислотные свойства гидроксидов с увеличением порядковых элементов III периода

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na2O |  | MgO |  | Al2O3 |  | SiO2 |  | P2O5 |  | SO3 |  | Cl2O7 |
| NaOH |  | Mg(OH)2 |  | Al(OH)3 |  | H2SiO3 |  | H3PO4 |  | H2SO4 |  | HClO4 |
| Щелочь |  | Малораств.  основание |  | Нерастворимые вещества | | |  | Растворимые кислоты | | | | |
| Основные свойства ...... —> | | |  | Кислотные свойства ........—> | | | | | | | | |

10. Разобраться почему основные свойства гидроксидов элементов III периода ослабевают, а кислотные – усиливаются, почему гидроксид натрия обладает большим основным характером, чем гидроксид магния?

***На эти задания помогут ответить наводящие вопросы:***

- Из каких частиц состоят эти вещества?

- Какая связь образуется между ионами?

- Составьте уравнение реакции диссоциации гидроксида натрия.

- Почему химическая связь разрывается между натрием и кислородом?

- Сравните размеры ионов натрия и магния, а также величины из зарядов.

- Подумайте, в каком случае будет прочнее связь: между катионом натрия и гидроксид-анионом, или между катионом магния и гидроксид-анионом? Почему?

- Что же тогда можно сказать о свойстве гидроксида алюминия?

**1. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств.**

***Получить гидроксид алюминия.*** Подбираем вещества для реакции ионного обмена, проводим опыт, составляем уравнение реакций:

Al3++3OH- = .... ↓ (это нерастворимое в воде основание)

***2. Исследовать свойства гидроксида алюминия:***

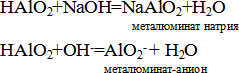
1) В ***одну пробирку*** со свежеосажденным гидроксидом алюминия добавляем раствор соляной кислоты – наблюдаем растворение осадка. ***Составляем уравнения реакций:***

Al(OH)3+3HCl= ...... + 3H2O

Al(OH)3+3H+=..... + 3H2O

***Делаем вывод***, что гидроксид алюминия проявил себя, как основание.

2) В ***другую пробирку*** с гидроксидом алюминия добавляем раствор щелочи – наблюдаем растворение осадка. ***Составляем уравнения реакций:***



***Делаем вывод***, что в этом случае гидроксид алюминия проявил свойства ...... .

***Вопросы:***

*а) Как это можно объяснить?*

*б) Сопоставьте размеры ионов магния и алюминия, величины их зарядов, а также относительные электроотрицательности элементов. К чему это приводит?*

**Вывод:** гидроксид алюминия проявляет как свойства ..... , так и свойства ......., т. е. является ...... соединением(вносим эту информацию в схему).

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na2O |  | MgO |  | Al2O3 |  | SiO2 |  | P2O5 |  | SO3 |  | Cl2O7 |
| NaOH |  | Mg(OH)2 |  | Al(OH)3 |  | H2SiO3 |  | H3PO4 |  | H2SO4 |  | HClO4 |
|  |  |  |  | Нерастворимые вещества | | |  | растворимые кислоты | | | | |
|  |  |  |  |
| Основные свойства ....... - > | | |  | Кислотные свойства ..... - > | | | | | | | | |

**Вопрос, почему кислотные свойства гидроксидов элементов III периода усиливаются?**

***Наводящие вопросы:***

- Как вы считаете, в молекулах кислот связи ковалентные или ионные?

- Почему они полярные?

- Сравните значение относительных электроотрицательностей элементов Si, P, S, Cl. Как они изменяются? (увеличиваются). Обратите внимание на значение относительной электроотрицательности элемента кислорода(оно больше, чем у Si, P, S, Cl)

- Определите, в какой из кислот степень полярности ковалентной связи атома неметалла с атомом кислорода больше: в кремниевой или в фосфорной?

- Как изменяется полярность связи Р-О в молекуле фосфорной кислоты?

ак это влияет на свойства фосфорной кислоты?

- Почему серная и хлорная кислоты являются сильными электролитами? Покажите смещение электронной плотности связей на электронных формулах и объясните, почему серная кислота сильнее фосфорной.

***Такая же закономерность в изменении свойств характерна и для оксидов:***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Na2O |  | MgO |  | Al2O3 |  | SiO2 |  | P2O5 |  | SO3 |  | Cl2O7 |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

**Вывод:**

Обсужденные закономерности наблюдаются во всех периодах периодической системы химических элементов.

При переходе от элемента к элементу слева направо по периоду свойства их оксидов и гидроксидов закономерно меняются от ...... через .......... к ....... .

3.2. ЛПЗ № 2(2 часа).

**Тема: «Взаимодействие многоатомных спиртов с фелинговой жидкостью. Качественные реакции на ионы Fe2+ и Fe3+».**

**Цели занятия.**

**Обучающие** – научить определять опытным путем катионы железа и прописывать химические реакции в молекулярном, ионном виде;

**Развивающие** – логическое мышление у обучающихся, способность самостоятельно мыслить и делать выводы, формулировать гипотезы и проводить их опытную проверку, опираясь на знания химии; совершенствовать умения работать с лабораторным оборудованием и реактивами; формировать способности к адекватному само- и взаимоконтролю;

**Воспитательные** – продолжить формирование научного мировоззрения обучающихся; воспитывать культуру общения через работу в парах *обучающийся - обучающийся, обучающийся- преподаватель*; воспитывать наблюдательность, пытливость, инициатива, стремление к самостоятельному поиску.

**Методы и методические приемы**. Выполнение лабораторной работы в парах, работа со средствами наглядности (ПСМ, таблица растворимости, карточки.)

**Оборудование и реактивы:**

1. Коллекция "Минералы и горные породы".

2. Пробирки, штативы.

3. Растворы: FeCl2, FeCl3, NaOH, K3[Fe(CN)6], K4[Fe(CN)6], KSCN.

**Теоретическая часть**

**Кровяные соли:**

**Красная Желтая**

K3[Fe(CN)6] K4[Fe(CN)6]

гексацианоферрат (III) калия гексацианоферрат (II) калия

Fe3[Fe(CN)6)]2  Fe4[Fe(CN)6]3

гексацианоферрат (III) железа (II) гексацианоферрат (II) железа (III)

турнбулева синь берлинская лазурь

***Берлинская лазурь*** была получена случайно в начале 18 века в Берлине красильных дел мастером Дисбахом. Дисбах купил у торговца необычный поташ (карбонат калия): раствор этого поташа при добавлении солей железа получался синим. При проверке поташа оказалось, что он был прокален с бычьей кровью. Краска оказалась подходящей для тканей: яркой, устойчивой и недорогой. Вскоре стал известен и рецепт получения краски: поташ сплавляли с высушенной кровью животных и железными опилками. Выщелачиванием такого сплава получали желтую кровяную соль. Сейчас берлинскую лазурь используют для получения печатной краски и подкрашивания полимеров.

***Турнбулева синь:*** название "турнбулева синь" происходит от названия шотланской фирмы "Артур и турнбуль", которая в конце восемнадцатого века производила краски. В их синтезе к "красной кровяной соли" добавляли соль железа (II), при этом получалось соединение очень похожее на "берлинскую лазурь", такого же синего цвета.

***Желтая кровяная соль:*** Сообщение о синтезе желтой кровяной соли было опубликовано в одном из научных журналов английским врачом Джоном Вудвортом в 1725 г. Ученый сообщал, что это соединение было известно задолго до него химикам-ремесленникам, которые получали соль из отходов, скапливающихся на бойнях (кровь, шкуры животных), нагревая их с поташом и металлическим железом. Для выделения желтой кровяной соли реакционную смесь обрабатывали водой и путем кристаллизации выделяли из раствора кристаллогидрат состава К4[Fе(СN)6]•Н2О, который имел желтый цвет. Способ получения и цвет кристаллов определили название соли.

***Красная кровяная*** соль впервые была получена в 1822 г. немецким химиком-аналитиком Леопольдом Гмелиным. Он синтезировал эту соль из желтой кровяной соли путем окисления сильным окислителем. Красная кровяная соль представляет собой темно-красные кристаллы, которые при растворении в воде образуют желтоватый раствор. Комплексный ион этой соли менее устойчив, чем у желтой кровяной соли, и распадается с выделением ионов CN–. По этой причине красная кровяная соль представляет собой сильное ядовитое вещество

Содержание железа в организме человека составляет 0,001%. Железо незаменимо в процессах кроветворения и внутриклеточного обмена. Примерно 55% входит в состав гемоглобина эритроцитов, около 24% участвует в формировании красящего вещества мышц (миоглобина), 21% откладывается «про запас» в печени и селезёнке. Суточная потребность взрослого человека в железе составляет 10-20 мг и восполняется сбалансированным питанием. В случае большого недостатка железа в организме возникает заболевание – железодефицитная анемия (малокровие).

***Гемоглобин*** – это продукт присоединения гема к особому белку – глобину. Впервые железо в крови человека было обнаружено в XIX в. Это открытие стало настоящей сенсацией. Известен печальный факт, когда влюбленный студент-химик решил подарить избраннице своего сердца кольцо, сделанное из железа собственной крови. Периодически выпуская кровь, юноша получал соединение, из которого затем химическим путем выделял железо. Бедняга погиб от малокровия, так и не набрав железа, нужного для изготовления кольца. Почему? Дело в том, что содержание железа в крови человека составляет около 4–7 г, т.е. весьма мало.

Продукты, которые необходимо включать в рацион, чтобы восполнять недостаток железа?

**Содержание железа в основных продуктах питания**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Продукты** | **Содержание Fe, мг/100 г** |  | **Продукты** | **Содержание Fe, мг/100 г** |
| Молоко | 0,07 | Яблоко | 2,2 |
| Апельсиновый сок | 0,3 | Груша | 2,3 |
| Яблочный сок | 0,3 | Яйцо | 2,5 |
| Творог | 0,5 | Говядина | 3,0 |
| Гранатовый сок | 1,0 | Хлебные изделия | 3,0 |
| Редис | 1,0 | Шоколад | 3,5 |
| Сельдь | 1,0 | Гречиха | 8,3 |
| Сок шиповника | 1,4 | Kакао-порошок | 14,8 |
| Мясо курицы | 1,6 | Соя | 15,0 |

**Ход работы:**

***Определение солей железа (II) и (III)***

Даны две соли: ***хлориды железа (II) и (III).***

**Рассмотрите** выданные вам сухие соли, опишите их физические свойства (цвет, агрегатное состояние, растворимость в воде):

**Fe2+ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Fe3+ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Определите** известной вам качественной реакцией, в какой из пробирок находятся ионы **Fe2+ и Fe3+**

**Напишите** уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном видах(полном и сокращенном), отметьте признаки реакций.

**Fe2+ : \_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Fe3+ : \_\_\_\_\_\_\_\_\_**

***Изучение новых качественных реакций на ионы железа***

**Проведите** качественную реакцию на Fe2+, определите цвет осадка, назовите вещества.

**Расставьте** коэффициенты в данном уравнении, напишите уравнение в ионном виде (полном и сокращенном) с учетом диссоциации вещества:

K3[Fe(CN)6] 🡪 3 K+ + [Fe(CN)6]3-

FeCI2  + K3[Fe(CN)6] 🡪 Fe3[Fe(CN)6]2 ↓+ КСI

**Проведите** качественную реакцию на Fe3+ , определите цвет осадка, назовите вещества.

**Расставьте** коэффициенты в данном уравнении, напишите уравнение в ионном виде (полном и сокращенном) с учетом диссоциации вещества:

K4[(Fe(CN)6)] 🡪 4K+ + [Fe(CN)6]4-

FeCl3 + K4[Fe(CN)6] 🡪 Fe4[Fe(CN)6)]3↓ + KCl

**Провести** качественную реакцию на Fe3+ , определите цвет раствора:

FeCl3 + KCNS 🡪 Fe(CNS)3↓ + KCI

малодиссоцирующее

вещество

роданид калия роданид железа (III)

**Расставьте** коэффициенты в данном уравнении, напишите уравнение в ионном виде (полном и сокращенном), **Fe(CNS)3** в растворе не диссоциирует.

**Контрольные задания**

1. В составе каких соединений находится железо в организме человека и животных?

2. Решите задачи, используя реакцию:

а) Оксид железа(II) растворили в 170г 20% - ного раствора серной кислоты. Определите массу соли в полученном растворе, если выход соли составляет 95% от теоретически возможного.

б) Какое количество вещества и сколько граммов желтой кровяной соли нужно взять для реакции, чтобы получить 240 г берлинской лазури.

3. Решите схемы превращения веществ:

Fe 🡪 FeSO4 🡪 Fe (OH)2 🡪 FeO 🡪 FeSO4 🡪 Fe3[Fe(CN)6]2

Fe 🡪 Fe2(SO4)3🡪 Fe (OH)3 🡪 Fe2O3 🡪 Fe2(SO4)3 🡪 Fe4[Fe(CN)6]3

4. Расставьте коэффициенты в реакциях методом электронного баланса, укажите тип химической реакции.

FeCI2  + K3[Fe(CN)6] 🡪 Fe3[Fe(CN)6]2 ↓+ КСI

FeCl3 + K4[Fe(CN)6] 🡪 Fe4[Fe(CN)6)]3↓ + KCl

FeCl3 + KCNS 🡪 Fe(CNS)3↓ + KCI

5. Какие продукты могут восполнить недостаток железа в организме человека и животных?

**Выводы:**

Fe2+\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Fe3+\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Тема: «Распознавание пластмасс и волокон».**

**Цели и задачи.**

Изучить физические свойства важнейших полимеров, исследовать их способность к горению и плавлении, научиться распознавать их.

**Оборудование:** пробирки, штативы; спиртовка; спички; пробиркодержатель;

**Реактивы:** образцы волокон и пластмасс, капрон, полиэтилен, раствор гидроксида натрия(конц), растворители: ацетон и бензин, серная кислота(конц), азотная кислота(конц)

# Теоретическая часть.

***Полимеры -*** это органические соединения, состоящие из макромолекул с большой молекулярной массой(103 а.е.м и более).

***Методы синтеза полимеров:***полимеризация , поликонденсация.

***Виды полимеров:*** термопластичные, термореактивные.

***Характеристика полимеров.***

**ПОЛИЭТИЛЕН**: СН2=СН2+ СН2=СН2+..п → (-СН2-СН2-)n

Полупрозрачный, достаточно мягкий, эластичный материал, жирный на ощупь, легче воды. При нагревании вытягивается в нити, диэлектрик. Горит голубоватым пламенем, продолжает гореть вне пламени, испускает запах парафина, капает. Химически устойчив, прочен.

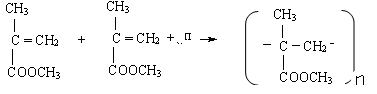
*Применяют:* Пленки, трубы, электро-изоляционные материалы, емкости и т.п.

**ПОЛИВИНИЛХЛОРИД:** СН2=СНСl+ СН2=СНCl + n → (-СН2-СНСL-)n

Эластичный, жесткий в массе материал, цвет различный. При нагревании быстро размягчается. Горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик, вне пламени гаснет. Выделяет острый запах.

*Применяют:* Электро-изоляция проводов, пленочные изделия, трубы.

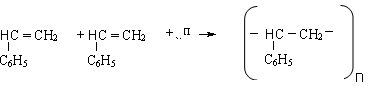
**ПОЛИМЕТИЛМЕТАКРИЛАТ**



Твердый, прозрачный материал. Цвет различный. Из расплава нити не вытягиваются ,но при нагревании размягчается. Горит желто- синем пламенем, потрескивает, распространяет специфический запах эфиров.

*Применяют:*Листовое органическое стекло, предметы быта.

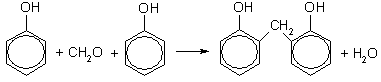
**ПОЛИСТИРОЛ**



Твердый хрупкий, прозрачный (или молочного цвета). Термопластичен, вытягивается при нагревании в нити. Горит сильно- коптящим пламенем, испускает характерный запах. Горит вне пламени.

*Применение*: Электро -изоляционные пленки , емкости, предметы быта.

**ФЕНОЛФОРМАЛЬДЕГИДНАЯ СМОЛА.**



***Сырье:*** фенол и формальдегид.

Жесткий, хрупкий материал .Диэлектрик ,стоек к воде, органическим растворителям и к кислотам средней концентрации. Термореактивен ,при нагревании разлагаются. Горит испуская запах фенола, вне пламени постепенно гаснет.

*Применяют:*

* Текстолит – прессованная ХБ ткань и ФФС (шарикоподшипники, шестерни)
* Волокнит – очесы хлопка, отходы ткани, пропитанные ФФС (тормозные накладки, ступеньки эксколаторов)
* Гетинакс – бумага пропитанная ФФС (электроизометоры)
* Стеклопласт – стеклоткань пропитанная ФФС (автоцисцерны, кузова)
* Карболит – древесная мука спрессованная с ФФС (телефонные аппараты)

***Волокна –***протяженные , гибкие и прочные тела ограниченной длины и малых поперечных размеров, пригодные для изготовления пряжи и текстильных изделия. Различают волокна:

* Природные волокна- растительного(лен, хлопок) и животного (шерсть, шелк) происхождения.
* Химические волокна- искусственные (вискоза, ацетатное и медноаммиачное волокно)
* Синтетические(найлон, капрон, лавсан).

***Рассмотрим некоторые из них:***

1. ШЕРСТЬ.- Волокнистый материал. Горит медленно с запахом жженых волос, образуя шарик черного цвета, который растирается в порошок. Это ткани, валяные изделия, трикотаж.

2. КАПРОН (-NH-(CH2)6-CO-)n - Белое волокно. При нагревании плавиться, образуя твердый блестящий шарик темного цвета, выделяется неприятный запах. Это парашютные ткани, канаты, корд для автопокрышек, предметы быта.

3. ХЛОПОК (Х/Б) (С6Н10О5)n - Волокнистый материал. Горит быстро с запахом жженой бумаги. Остается черный пепел. Используется в производстве тканей и трикотажа.

***Опыт 1.*** Изучение свойств синтетического волокна.

а) Тигельными щипцами внесите образец капронового во­локна (изделия из капрона) в пламя спиртовки, затем поднеси­те влажную красную лакмусовую бумажку к выделяющимся газам.

б) Поместите немного капронового волокна в фарфоровую чашку и нагрейте ее. Когда волокно расплавится, прикосни­тесь к нему стеклянной палочкой и, отведя ее в сторону, вытя­ните тонкую капроновую нить. Опыт повторите несколько раз.

в) В четыре пробирки поместите кусочки капронового во­локна. В первую пробирку прилейте раствор азотной кислоты, во вторую — серной кислоты, в третью — гидроксида натрия, а в четвертую — ацетон. Осторожно встряхните содержимое пробирок. Что вы наблюдаете?

***Опыт 2.*** Распознавание волокон.

Вам выданы пронумерованные пакетики, в которых содер­жатся образцы волокон. Пользуясь приведенными в таблице сведениями о волокнах, определите содержимое каждого пакетика.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Название** | **Характер горения** | **Отношение к концентрированным кислотам и щелочам** | | |
|  |  | **HNO3** | **H2S04** | **NaOH** |
| Хлопок | Быстро сгорает; ощу­щается запах жженой бумаги; после сгора­ния остается серый пепел | Растворяет­ся; раствор бесцветный | Растворя­ется | Набухает, но не рас­творяется |
| Вискоз­ное | То же | То же | Растворя­ется; рас­твор красно­коричневый | Растворя­ется |
| Шерсть и шелк натураль­ный | Горит; ощущается запах паленого пера; образуется хрупкий черный шарик | Желтое  окрашива­ние | Разруша­ется | Растворя­ется |
| Ацетат­ное | Горит в пламени, вне пламени гаснет; спе­кается в темный не­хрупкий шарик | Растворяет­ся; раствор бесцветный | Растворя­ется | Желтеет и раство­ряется |
| Капрон | При нагревании раз­мягчается, плавится, образуя твердый не­хрупкий блестящий шарик; из расплава вытягиваются нити; в пламени горит с не­приятным запахом | То же | Растворя­ется; рас­твор бес­цветный | Не рас­творяется |

**Внимание! Сжигать пластмассу и волокно над подставкой железного штатива,над лотком для оборудования или над металлическим листом!**

**Последовательность анализа волокон.**

1. Распознавание волокон начните с их сжигания, которое проводите несколько раз. При этом проследите:

а) с какой скоростью происходит горение;

б) каков запах продуктов горения;

в) какой характер имеет остаток после сгорания.

Этим опытом вы установите принадлежность волокна к определенной группе: целлюлозным, белковым, синтетическим.

2. Отметьте действие продуктов горения или разложения на индикатор.

3. Проверьте действие на волокна кислот, щелочей и ацетона.

4. По итогам проведённых опытов заполните таблицу, сравнивая результаты испытаний со справочными данными, сделайте выводы, о проделанной работе.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Опыт | Исходные вещества | Признаки реакции |
| Горение. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие продуктов горения или разложения на индикатор. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие кислот. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие щелочей. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие ацетона. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Результаты распознавания. |  | |

***Опыт 3.*** Распознавание полимеров.

В разных пронумерованных пакетиках содержатся образцы полимеров. Пользуясь приведенными в таблице приложений данными, определите содержимое каждого пакетика.

**Распознавание полимеров**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Полимер, состав** | **Внешние признаки** | **Отношение к нагреванию** | **Характер горения** | **Действие продуктов горения на индикаторы и другие вещества** |
| *Полиэтилен* [-СН2-СН2-]n | Полупрозрачный, эластичный, на ощупь жирный | Размягчается, из расплава можно вытянуть нить | Горит синеватым пла­менем, распространяя запах горящей свечи; продолжает гореть вне пламени | Не обесцвечивают ра­створ бромной воды |
| *Поливинилхлорид* | Относительно мяг­кий, при пониже­нии температуры становится твер­дым и хрупким, цвет различный | Быстро размяг­чается | Горит коптящим пламенем, выделяя хлороводород; вне пламени не горит | Окрашивают влажную лакмусовую бумажку в красный цвет; с раство­ром AgNО3 образуют бе­лый осадок |
| *Феноло –*  *формальдегидная смола* | Твердая, хрупкая, окрашена в темные цвета от коричне­вого до черного | При сильном на­гревании разла­гается | Трудно загорается, распространяя запах фенола; вне пламени постепенно гаснет | Продукты разложения не исследуются |

**По итогам проведённых опытов заполните таблицу, сравнивая результаты испытаний со справочными данными, сделайте выводы, о проделанной работе**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Опыт | Исходные вещества | Признаки реакции |
| Горение. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие продуктов горения или разложения на индикатор. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие кислот. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие щелочей. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Действие ацетона. | Образец 1 |  |
| Образец 2 |  |
| Образец 3 |  |
| Результаты распознавания. |  | |

**3.3. ЛПЗ № 3 (2 часа).**

**Тема: «Получение кислорода разложением пероксида водорода и (или) перманганата калия». «Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и не­органических кислот».**

**Опыт I: «Получение кислорода разложением пероксида водорода и (или) перманганата калия».**

**Цель работы**: Получить кислород из пероксида водорода(или перманганата калия), изучить химические свойства кислорода.

**Оборудование и реактивы:** штатив лабораторный с лапкой;спиртовка (или электронагреватель);два химических стакана;стеклянная пластинка;пробирка;шпатель (ложка);пробка с газоотводной трубкой;промывалка с водой;ложка для сжигания веществ;спички;лучинка;вата; перманганат калия (твердый) KMnO4;уголь С;известковая вода (прозрачный раствор) Са(ОН)2.

**Теоретическая часть.**

Кислород расположен в главной подгруппе VI группы и относится к *р-*элементам. На внешнем уровне атома кислорода содержится 6 электронов (2*s2*2*p4*). В соединениях со всеми элементами (кроме фтора) кислород проявляет степень окисления −2, а в пероксиде водорода Н2O2 и его производных −1.

В лаборатории кислород получают чаще всего термическим разложением некоторых кислородсодержащих веществ, например KClO3, КМnО4, KNO3 и др.

Кислород химически активен; при нагревании он непосредственно взаимодействует с большинством простых веществ, образуя оксиды. Общая схема окислительного действия кислорода: O2 + 4ē = 2О2‾*.* Кроме того, молекула O2 , присоединяя или теряя электроны, образует соединения пероксидного типа, из которых наибольшее практическое значение имеют производные пероксид-иона O22− − пероксид водорода Н2O2 и пероксиды Na2O2, BаO2.

Пероксиды проявляет как восстановительные, так и окислительные свойства, причем последние выражены сильнее. Для Н2O2 характерен распад по типу диспропорционирования:

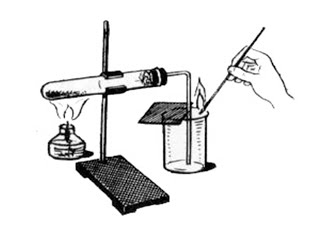
2Н2О2−1 = 2H2O−2 + O20.

Процесс распада ускоряется при освещении, нагревании, а также в присутствии катализаторов (МnO2, Fe2O3 и др.).

Пероксид водорода в водных растворах ведет себя как очень слабая кислота.

# Ход работы:

Собрать установку по схеме:

******



|  |  |
| --- | --- |
| https://sites.google.com/site/himulacom/_/rsrc/1315460338929/zvonok-na-urok/8-klass/urok-no21-prakticeskaa-rabota-no3-polucenie-i-svojstva-kisloroda/%D0%A1%D0%BB%D0%B0%D0%B9%D0%B44.JPG?height=320&width=298 | 1. Проверьте прибор на герметичность. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, опустите конец трубки в стакан  с водой. Плотно обхватите ладонью пробирку и внимательно следите за появлением пузырьков воздуха. |
| https://sites.google.com/site/himulacom/_/rsrc/1315460338930/zvonok-na-urok/8-klass/urok-no21-prakticeskaa-rabota-no3-polucenie-i-svojstva-kisloroda/%D0%A1%D0%BB%D0%B0%D0%B9%D0%B45.JPG | 2. Выньте пробку из пробирки.  3. Насыпьте в пробирку перманганат калия. Твердого вещества должно быть 1-1,5 см по высоте пробирки. |
| https://sites.google.com/site/himulacom/_/rsrc/1315460338929/zvonok-na-urok/8-klass/urok-no21-prakticeskaa-rabota-no3-polucenie-i-svojstva-kisloroda/%D0%A1%D0%BB%D0%B0%D0%B9%D0%B41.JPG?height=150&width=200 | 1. Около отверстия пробирки поместите очень рыхлый комочек ваты и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой.  2. Закрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы газоотводная трубка была направлена вниз.  3. Опустите газоотводную трубку в стакан до самого дна. |
| 4. Прогрейте пробирку.  5 . Нагревайте перманганат калия.  6. Подожгите лучинку, дождитесь появления на конце красного уголька и тут же погасите.  7. Поднесите тлеющую лучинку к краю стакана. Если лучинка вспыхнет, прекратите нагревание перманганата калия, но не гасите спиртовку.  8. Выньте газоотводную трубку из стакана. Стакан закройте стеклянной пластинкой.  9. Положите уголек в ложку для сжигания веществ.  10. Раскалите уголек в пламени спиртовки.  11. Погасите спиртовку.  12. Сдвиньте стекло и опустите в стакан ложку с раскаленным углем.  ***НЕ КАСАЙТЕСЬ ДНА ИЛИ СТЕНОК СТАКАНА!***  13. После того, как уголь сгорит, прилейте в стакан известковую воду.  14. Оформите отчет о работе. | |

**I. Загрузите по очереди три следующих видео - опыта и внимательно наблюдайте за экспериментом:**

**1. Получение кислорода**(нажмите "Посмотреть опыт")

***Кислород(O2)*** в лаборатории получают разложением перманганата калия ***KMnO4(марганцовки).*** Для опыта понадобится пробирка с газоотводной трубкой. В пробирку насыпаем кристаллический перманганат калия. Для сбора кислорода приготовим колбу. При нагревании перманганат калия начинает разлагаться, выделяющийся кислород поступает по газоотводной трубке в колбу. Кислород тяжелее воздуха, поэтому не покидает колбу и постепенно заполняет ее. Тлеющая лучинка вспыхивает в колбе: значит нам удалось собрать кислород.

*Запишите уравнение химической реакции:*

2KMnO4 = K2MnО4 + MnO2 + O2↑

Чистый кислород впервые получили независимо друг отдруга шведский химик Шееле (при прокаливании селитры) и английский ученый Пристли (при разложении оксидов ртути и свинца). До их открытия ученые считали, что воздух ‑ однородная субстанция. После открытия Шееле и Пристли Лавуазье создал теорию горения и назвал новый элемент Oxygenium (лат.) – рождающий кислоту, кислород. Кислород - необходим для поддержания жизни. Человек может выдержать без кислорода всего несколько минут.

**2.** **Обнаружение кислорода**

Кислород поддерживает горение - это свойство кислорода используется для его обнаружения

**3.** **Горение угля в кислороде**

Кислород активно взаимодействует со многими веществами. Посмотрим, как реагирует кислород с углем. Для этого раскалим кусочек угля на пламени спиртовки. На воздухе уголь едва тлеет, потому что кислорода в атмосфере около двадцати процентов по объему. В колбе с кислородом уголь раскаляется. Горение углерода становится интенсивным. При сгорании углерода образуется углекислый газ:

С+О2= СО2

Добавим в колбу с газом известковую воду – она мутнеет. Известковая вода обнаруживает углекислый газ. Вспомните, как разжигают гаснущий костер. Дуют на угли или интенсивно обмахивают их для того, чтобы увеличить подачу кислорода в зону горения.

1. Каким из указанных способов можно собрать кислород в лаборатории?

2. На каких физических и химических свойствах кислорода основан ваш выбор?

Записать уравнения химических реакций, указывают условия и признаки их протекания.

2 КMnО4 → К2МnО4 + МnО2 + O2

Выводы:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Опыт II: «Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и не­органических кислот»**

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

**Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками; растворы: хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, соляной кислоты, уксусной кислоты, фенолфталеина.

**Ход работы:**

1. В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. *Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

2. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия*. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

3. Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1мл соляной кислоты. *Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

4. Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина*. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

5. В пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия и добавьте столько же раствора уксусной кислоты. *Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

6. В пробирку налейте 2 мл раствора гидроксида меди (II) и добавьте столько же раствора уксусного альдегида, нагрейте пробирку с содержимым. *Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.*

***По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.***

**Образец выполнения работы**

|  |  |
| --- | --- |
| ***Порядок выполнения работы*** | ***Химизм процесса*** |
| *1. В пробирку с сульфатом натрия приливаем раствор хлорида бария. Выпадает осадок белого цвета* | *Na2SO4 + BaCl2 = 2NaCl + BaSO4↓*  *2Na+ + SO42- + Ba2+ + 2Cl- = 2Na+* + *2Cl- + BaSO4↓*  *Ba2+ + SO42- = BaSO4↓*  *Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выпадает осадок.* |

**Вывод:** ознакомились на практике с реакциями ионного обмена, изучили условия, при которых они протекают до конца.

**Тема: «Получение суспензии серы и канифоли. Получение эмульсии растительного масла и бензола.**

**Получение золя крахмала. Получение золя серы из тиосульфата натрия».**

**Цели занятия.**

**Обучающие:** закрепить теоретические знания в ходе практической деятельности по теме.

**Воспитывающие:** воспитать трудолюбие и упорство в овладении знаниями.

**Развивающие:** развивать познавательный интерес к практической деятельности.

**Система средств:** таблица Менделеева, таблица растворимости, приборы и реактивы.

**Ход работы:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Описание опыта** | **Схемы реакций** | **Наблюдения и выводы** |
| **Задание 1. Получение суспензии серы и канифоли.**  ***А) Суспензия серы.*** Отмерьте в пробирку 5-6 мл дистиллированной воды и добавьте несколько капель отфильтрованного насыщенного раствора серы в спирте. Через 1-2 минуты появляется голубое свечение раствора при боковом освещении (опалесценция) − признак образования суспензии серы, при фильтровании проходящая через бумажный фильтр.  ***Б) Суспензия канифоли.*** Опыт выполняется аналогично предыдущему с тем отличием, что к воде добавляется 2%-ный спиртовой раствор канифоли. |  |  |
| **Задание 2. Получение эмульсии растительного масла и бензола.**  ***А) Метод диспергирования.***  В две чистые пробирки налейте по 5 мл дистиллированной воды и добавьте по 10 капель масла (или другой неполярной жидкости). В одну из пробирок прилейте 1 мл 10%-ного раствора гидроксида калия. Обе пробирки энергично встряхивайте 0,5 минуты, после чего поставьте в штатив и наблюдайте за скоростью их расслаивания в течение 10 минут. Убедитесь в бόльшей устойчивости эмульсии с добавлением раствора гидроксида калия. Образующийся олеат калия служит стабилизатором эмульсии.  ***Б) Метод замены растворителя.*** Налейте в пробирку 10 мл дистиллированной воды и по каплям добавьте при энергичном встряхивании 2-3 мл 1%-ного раствора масла в ацетоне. Образуется тонкодисперсная устойчивая эмульсия. |  |  |
| **Задание 3.** **Определение типа эмульсии.**  ***А) Метод окрашивания.***  В данном методе используется свойство некоторых органических красителей растворяться или только в воде (гидрофильный краситель), или только в неполярных жидкостях (гидрофобный краситель). Потому, что окрасит взятый для опыта краситель - капли дисперсной фазы или дисперсионную среду - можно судить о типе эмульсии.  Эмульсию, полученную в опыте **2А,** разделите на две части. К одной из них из капельницы добавьте толуольный раствор судана - III (гидрофобный краситель), к другой - водный раствор метилового фиолетового (гидрофильный краситель) и энергично перемешайте.  Стеклянной палочкой нанесите по капле обеих эмульсий на чистое предметное стекло и рассмотрите их под микроскопом. Сделайте вывод о типе эмульсии. Схематически зарисуйте в цвете эмульсии, окрашенные разными красителями.  ***Б) Метод слияния с каплей воды.***  При контакте капли эмульсии с каплей воды непосредственно соприкасается с водой дисперсионная среда. Поэтому в случае эмульсии типа М/В происходит её слияние с каплей воды и постепенное распределение частиц дисперсной фазы по всему новому объёму. В случае же эмульсии типа В/М неполярная среда с водой не смешивается и объединения капель не происходит.  Каплю эмульсии, например, полученной в опыте **2А** или **2Б**, стеклянной палочкой нанесите на чистое сухое стекло. Рядом нанесите каплю дистиллированной воды. Осторожно наклоняя стекло, приведите капли в соприкосновение друг с другом.  По слиянию капель или по отсутствию его сделайте вывод о типе эмульсии.  ***В) Метод смачивания гидрофобной поверхности.***  При нанесении капли эмульсии на твёрдую поверхность в непосредственный контакт с ней вступает дисперсионная среда. На гидрофильной поверхности эмульсия типа М/В, обладающая полярной дисперсионной средой, будет растекаться, образуя острый краевой угол, а эмульсия типа В/М из-за отсутствия смачивания будет образовывать прямой или тупой краевой угол. На гидрофобной поверхности, наоборот, эмульсия типа М/В, будет образовывать тупой краевой угол, а эмульсия типа В/М − острый. На практике проще осуществить контакт с гидрофобными поверхностями, так как гидрофильные требуют длительной и тщательной очистки (обезжиривания).  На парафинированное предметное стекло стеклянной палочкой нанесите небольшую (диаметром 2x3 мм) каплю эмульсии и рассмотрите её сбоку. Определите, является ли краевой угол смачивания острым. Сделайте заключение о типе эмульсии. Схематически зарисуйте изображение капли и покажите на этом рисунке краевой угол.  ***Г) Метод впитывания фильтровальной бумагой.***  Так как при нанесении капли эмульсии на бумагу непосредственно с ней контактирует дисперсионная среда, в случае эмульсии типа В/М впитывания её в бумагу не происходит. В случае же эмульсии типа М/В водная дисперсионная среда быстро впитывается и распространяется в виде обширного влажного пятна, в центре которого остается небольшое количество вещества дисперсной фазы в виде масляного пятна.  На небольшой листок фильтровальной бумаги стеклянной палочкой нанесите каплю эмульсии. По характеру её поведения сделайте вывод о типе эмульсии. Схематически зарисуйте наблюдаемую картину. |  |  |
| **Задание 4. Получение золей.**  ***А) Золь крахмала.*** 0,5 г крахмала тщательно разотрите в фарфоровой ступке, перенесите в фарфоровую чашечку и перемешайте с 10 мл дистиллированной воды, после чего добавьте еще 90 мл воды. Затем при постоянном помешивании доведите полученную смесь крахмала в воде до кипения. После нескольких вскипаний получается 0,5% опалесцирующий золь крахмала.  ***Б) Золь серы из тиосульфата натрия (реакция обмена с последующим окислением).*** Отмерьте в пробирку 10 мл раствора тиосульфата натрия. По каплям добавьте 3 мл разбавленного раствора ортофосфорной кислоты. В результате реакций образуется опалесцирующий золь серы. Стабилизатором его является сернистая кислота.  В результате постепенного укрупнения частиц из-за скрытой коагуляции оттенок опалесценции со временем изменяется от желтоватого через оранжевый, красный и фиолетовый до голубого. Наблюдать это изменение можно при сопоставлении нескольких пробирок с таким золем, полученным в разное время. |  |  |

**Общий вывод о проделанной работе: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**3.4. ЛПЗ № 4(2часа).**

**Тема: «Приготовление растворов заданной концентрации».**

**Цель занятия**: научиться практически готовить растворы с заданной массовой долей растворённого вещества и применять полученные знания из курса физики и химии.

***Оборудование:*** Весы, разновесы, образцы солей в твердом виде, мензурка, вода в стакане. Колба коническая, стеклянная палочка. Инструкция и текст контрольного задания; Ампулы с растворами глюкозы, хлорида кальция, анальгина, магнезии. Шпатели, шприц медицинский.

**Эпиграф к занятию**:

"**Теория – это хорошая вещь, но правильный эксперимент остается навсегда”.** ***(П.Л.Капица)***

**Ход занятия:**

**I. Организационный момент.**

**II. Подготовка к выполнению работы.**

**1. Организационный момент (отмечаю отсутствующих в журнале)**

**Преподаватель химии.** Изучая химию,  физику мы часто пользуемся растворами веществ. Сегодня вы научитесь готовить растворы с заданной массовой долей растворенного вещества.

Работа с микрогруппами. Сначала вспомним теорию.

**1. Давайте вспомним, что называется раствором?**

**2. Какие растворы вы знаете?**

Насыщенный - раствор, в котором данное вещество при данной температуре и постоянном давлении не растворяется, 100г воды 32 г поваренной соли, ненасыщенный раствор, в котором еще может раствориться добавочное количества данного вещества, пересыщенные когда не выпадает осадка.

**3. Из чего состоят растворы?**

**4. mраствора = mрастворителя + mрастворенного вещества**

**5. Что называется массовой долей растворенного вещества?**

Обучающиеся дают определение. На доске записывается формула:

**w р.в. = mр.в./ mраствора\*100%** **mр.в = w \* mр-ра**

Выразите из этой формулы массу растворенного вещества.

А как определить массу растворителя?

***Определяется по формуле: р* = m/V (презентация)**

В качестве растворителя выступает вода. Как из формулы плотности выразить массу воды?

**Этапы выполнения работы**

1. Рассчитайте массу соли и воды.

2. Соберите весы.

3. Взвесьте рассчитанную массу соли.

4. Перенесите навеску соли в колбу.

5. Отмерьте мерным цилиндром вычисленный объём воды.

6. Перелейте воду в колбу с навеской соли.

7. Размешайте стеклянной палочкой.

8. Сделайте выводы

**Группа №1**

**Опыт №1 «Приготовление раствора, содержащего определенную массовую долю растворенного вещества»**

Приготовьте 40 гр водного раствора поваренной соли с массовой долей соли 5%.

Масса соли = 40 \* 0,05=2 грамм масса воды = 38 г. Отмерить мензуркой 38 мл воды, высыпать соль в воду и перемешать., плотность = массу делить на объем.

**Опыт №2 «Приготовление раствора определенной молярной концентрации»**

Приготовить 100 мл двумолярного  раствора поваренной соли

В 1 литре раствора содержится 2 моль соли

0,1 мл - х моль

х = 0,2 моль

1 моль соли-58,5 г

0,2 моль- х г

х = 11,7 г

Взвешиваем 11, 7 г соли и доливаем в колбу воду 100 мл.

**Группа № 2**

**Опыт №1 «Приготовление раствора, содержащего определенную массовую долю растворенного вещества»**

Приготовьте 25 гр водного раствора поваренной соли с массовой долей соли 4%.

25\* 0,04 = 1 грамм, воды 24 мл

**Опыт №2 «Приготовление раствора определенной молярной концентрации»**

Приготовить 80 мл двумолярного раствора поваренной соли

1 литре - 2моль

0,08 моль - х

х = 0,16 моль

1моль соли -58,5г

0,16 моль - хг

х = 9,36г

**Группа № 3**

**Опыт №1 «Приготовление раствора, содержащего определенную массовую долю растворенного вещества**

Приготовьте 50гр водного раствора поваренной соли с массовой долей соли 10%.

50\* 0,1=5 г, масса воды = 45 г 45 мл воды

**Опыт №2 «Приготовление раствора определенной молярной концентрации»**

Приготовить 70 мл двумолярного раствора поваренной соли.

1 литре - 2моль

0,07 моль - х

х = 0,14 моль

1моль соли - 58,5г

0,14 моль - хг

х = 8,19г

***Для реализации этого плана необходимо вспомнить следующее:***

1. Вспомните правила взвешивания.

2. Как пользоваться мензуркой?

а) как определить цену деления?

б) как определить объём жидкости?

3. Вспомните понятие плотности вещества:

а) дайте определение плотности;

б) назовите формулу для расчета плотности (учитель записывает формулу с помощью табличек на магнитах).

4. Назовите единицу измерения плотности в системе "СИ”.

Сегодня мы будем готовить водные растворы, поэтому должны вспомнить плотность воды.

Плотность воды = 1000 кг/м3. Как вы это понимаете?

1 м3 воды имеет массу 1000 кг. Мы будем готовить растворы, масса веществ которых измеряется в граммах.

Как перевести плотность в г /см3?

p =1000 кг/м3: 1000 = 1 г/см3

**Преподаватель.** У вас на столах медицинский шприц. Цена одного деления шприца равна 1 см3, а поскольку 1 см3равен 1 мл, медики говорят: "Шприц на 3 кубика”, "Шприц на 5 кубиков” и т.д., а в аптеке иногда не понимают, что значит "Шприц на 3 мл”, зато понимают "Шприц на 3 кубика”.

А если нет ареометра? p = m/V . Масса вещества взвешивается на весах. Объём измеряется мерным цилиндром(мензуркой).

**Текст контрольного задания.**

***Вариант 1.*** Глюкоза применяется в медицине как средство усиленного углеводного питания, как компонент различных кровезамещающих и противошоковых жидкостей, при отравлениях угарным газом и анилином. Определите массу глюкозы, которую получит пациент при инъекции одной ампулы 40%-ного раствора объёмом 10 мл. Плотность раствора равна 1,54 г/мл.

**Выводы:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Тема: «Окислительно-восстановительные реакции*»*.**

**Цели и задачи.**

Закрепить знания обучающихся об основных положениях теории окисления-восстановления, важнейших окислителях и восстановителях. Совершенствовать умения определять степень окисления элемента в сложном веществе; использовать метод электронного баланса для составления окислительно-восстановительных реакций

**Оборудование:** Таблицы: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости; мини-таблица «Наиболее часто применяемые восстановители и окислители и продукты реакции»; дидактический материал, набор реактивов для практической работы.

**Реактивы:** р-р CuSO4, Hg(NO3)2, Fe (металл.), Cu (металл.), р-ры KMnO4, H2SO4, FeSO4, KNO2 (или NaNO2), H2C2O4, K2CrO4, КI.

**?** *Роль окислительно-восстановительных реакций в природе, технике и жизнедеятельности человека*

Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны, например, процессы дыхания и обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез. Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи и кислоты, а так же многие другие ценные продукты. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в качественном и количественном анализе. Так, в их используют для открытия катионов и анионов, дающих характерные реакции с окислителями и восстановителями, они лежат в основе ряда титриметрических методов анализа: перманганатометрия, иодометрия.

**Контрольные вопросы по теме**:

**«Окислительно-восстановительные реакции»**

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?

2. Как называется: а) процесс отдачи электронов, б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?

3. Как называются частицы (атомы, молекулы, ионы), которые: а) отдают электроны, б) присоединяют электроны?

4. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей, б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.

5. Приведите формулы и названия: а) важнейших веществ-окислителей, б) важнейших веществ-восстановителей.

6. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

**Практическая часть**

**«Окислительно-восстановительные реакции»**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№** | **Название опыта и реактивы** | **Ход опыта** |
| 1. | Восстановление ионов меди металлическим железом  *Реактивы:* р-р CuSO4, Fe (железный гвоздь) | Налить в пробирку 10 капель CuSO4 и опустить на несколько минут железный гвоздь. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции, рассмотрите процессы окисления-восстановления. |
| 2. | Окислительные свойства перманганата калия  *Реактивы:* р-ры KMnO4, H2SO4, FeSO4, KNO2 (или NaNO2), H2C2O4 | В три пробирки налить по 10 капель раствора KMnO4 и по 5 капель раствора серной кислоты. Затем  1 пробирка – прилить 10 капель раствора FeSO4  2 пробирка – прилить 10 капель раствора KNO2 (или NaNO2)  3 пробирка – прилить 10 капель раствора Н2С2О4 (слегка нагреть)  Что наблюдаете в каждой пробирке? Написать уравнения реакции и уравнять методом электронного баланса. |
| 3. | Окислительные свойства хромата калия  *Реактивы:* р-ры K2CrO4, H2SO4, KNO2 (или NaNO2), КI | В две пробирки налить по 10 капель раствора K2CrO4 и по 5 капель раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Затем  1 пробирка – прилить 10 капель раствора KNO2 (NaNO2).  2 пробирка – прилить 10 капель раствора КI.  Что наблюдаете в каждой пробирке? Написать уравнения реакции и уравнять методом электронного баланса. |

**Задание:** Закончите перечисленные уравнения реакции, разобрав их методом электронного баланса:

K2CrO4 + H2S + H2SO4→S + Cr2(SO4)3+…+…

KMnO4 + K2SO3 + H2O→ … + K2SO4 + KOH

KMnO4 + H2SO4 + H2O2→ O2 + … + … +

MnO2 + KBr + H2SO4→ Br2 + … + … + …

# Дидактические карточки

### Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

### Вариант 1

1.Определите степень окисления всех атомов:

K2SO3, H2SO4, KClO3, K2Cr2O7, Ca3(PO4)2, KOH.

2. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций и укажите окислитель и восстановитель:

KNO2+KMnO4+H2SO4→ KNO3+MnSO4+K2SO4+H2O

K2Cr2O7+KNO2+H2SO4→ KNO3+…+

3.К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся данные реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

KMnO4→ K2MnO4+MnO2+O2

HClO3+H2S→ HCl+H2SO4

### Вариант 2

1.Определите степень окисления всех атомов:

KClO4, Na2S, K2CrO4, KNO2, H3PO4, Na2SO3

2. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций, и укажите окислитель и восстановитель:

NaCrO2+Br2+NaOH → Na2CrO4+NaBr+H2O

KMnO4+H2S+H2SO4 →S +…+

3.К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся данные реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

K2MnO4+H2O → KMnO4+MnO2+KOH

Na2SO3 → Na2SO4+Na2S

**Окислительно-восстановительные реакции**

**Вариант 1**

**Часть А**

**Выберите один правильный вариант ответа**

**1.**Степень окисления фосфора в соединении Mg3P2:

а) +3 б) +2 в) -2 г) -3

**2.** Укажите вещество, в котором атом углерод имеет наибольшую степень окисления:

а) CCl4 б) CH4 в) CHCl3 г) HCOOH

**3.** Степень окисления атома азота в ионе аммония NH4+:

а) - 3 б) - 4 в) +3 г) + 4

**4.** Элемент проявляет в соединениях максимальную степень окисления +5. Какую электронную конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемента в основном состоянии:

а) 2p5 б) 2s22p3 в) 3s23p5 г) 4s23d3

**5.** Схема, отражающая процесс окисления:

а) S0 → S-2 б) S+6 → S+4 в) S+4→ S+6 г) S+6 → S-2

**Часть В**

**6.** Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции, схема которой P + KClO3 → KCl + P2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_ ( запишите цифру)

**Часть С**

**7.** Составьте уравнение реакции растворения алюминия в разбавленной азотной кислоте. Продукт восстановления азотной кислоты – нитрат аммония.

Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

**Окислительно-восстановительные реакции**

**Вариант 2**

**Часть А**

***Выберите один правильный вариант ответа***

**1.**Степень окисления хлора в соединении Ca(ClO)2:

а) +1 б) +2 в) -2 г) -1

**2.** Укажите вещество, в котором атом азота имеет наименьшую степень окисления:

а) NaNO2 б) N2O3 в) N2O5 г) Na3N

**3.** Степень окисления атома серы в сульфит-ионе SО32-

а) - 2 б) +2 в) +4 г) +6

**4.** Элемент проявляет в соединениях низшую степень окисления -1. Какую электронную конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемента в основном состоянии:

а) 2s1 б) 2s22p1 в) 3s23p5 г) 4s13d5

**5.** Схема, отражающая процесс восстановления:

а) N-3 → N0 б) N+3 → N+5 в) N+5 → N+4 г) N-3 → N+2

**Часть В**

**6.** Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции, схема которой

P + HNO3 + H2O→ NO + H3PO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (запишите цифру).

**Часть С**

**7.** Составьте уравнение реакции взаимодействия иодида натрия с концентрированной серной кислотой. Продукт восстановления серной кислоты – сероводород. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

3.5. ЛПЗ № 5(2 часа).

**Тема: «Получение кислорода и его свойства. Получение водорода и его свойства.**

**Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Получение гидроксидов алюминия и цинка и исследование их свойств. Свойства угля: адсорбционные, восстановительные».**

Цели и задачи.

Получить кислород разложением перманганата калия и каталитическим разложением перекиси водорода; на примере конкретных химических реакций изучить свойства кислорода. Получить водород взаимодействием соляной кислоты с цинком; провести опыты, характеризующие свойства водорода.

Оборудование и реактивы.

Приборы для получения газа, шта­тив с пробирками, железные ложечки для сжигания веществ, спир­товка, спички, держатель, штатив лабораторный; перманганат ка­лия, пероксид водорода, уголь, сера, оксид марганца (IV), известковая вода.

Прибор для получения водорода, штатив с пробирками, штатив лабораторный, спиртовка, спички, дер­жатель; цинк в гранулах, соляная кислота (30 %-я), оксид меди (II) в порошке.

**Ход работы:**

**Работа № 1. Получение кислорода и его свойства. Получение водорода и его свойства.**

1. Соберите прибор для получения газа, поместите в него перманганат калия (до 1/5 объема пробирки), введите в пробирку небольшой ватный тампон. Укрепите прибор в лапке лабораторного штатива так, чтобы конец газоотводной трубки доходил почти до дна пробирки, в которую будет собираться кислород. Горящей спиртовкой вначале прогрейте всю придирку, затем начните нагревание той части, где находится перманганата калия. После заполнения пробирки кислородом закройте ее пробкой.

2. Соберите второй прибор (для получения кислорода из пероксида водорода), поместите в него 3-4 кусочка оксида марганца (IV) (выполняет роль катализатора реакции разложения пероксида водо­рода на воду и кислород). Закрепите прибор в лапке лабораторного штатива, заранее подготовьте пробирку для собирания газа (опыт удобно проводить вдвоем). Быстрым движением залейте в пробирку до 1/5 объема пероксида водорода и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Соберите газ в приемную пробирку и закройте ее пробкой.

3. В первую пробирку с кислородом внесите ложечку с тлеющим угольком (заранее разогрейте уголек в пламени спиртовки). Что наблюдаете? Когда горение прекратится, выньте ложечку из пробирки, добавьте в нее известковой воды и взболтайте. Почему происходит помутнение известковой воды?

4. Во вторую пробирку с кислородом внесите ложечку с предвари­тельно подожженным небольшим кусочком серы. Что наблюдаете?

5. Соберите прибор для получения водорода, поместите в про­бирку 5-6 гранул цинка, закрепите прибор в лапке лабораторного штатива. В лапке другого лабораторного штатива закрепите пробир­ку с оксидом меди (II) так, чтобы донышко пробирки (по горизонта­ли) было чуть выше ее отверстия, а оксид распределите тонким слоем от дна пробирки до ее середины. На уровне отверстия пробирки на стол поставьте выпарительную чашечку.

6. Прогрейте оксид меди (II) пламенем спиртовки.

7. В прибор для получения водорода налейте соляную кислоту до 1/4 объема пробирки. Получите водород, испытайте его на чистоту.

8. Когда будет выделяться чистый водород, вставьте газоотвод­ную трубку в пробирку с оксидом меди (II) так, чтобы ее конёц дохо­дил до дна пробирки. Продолжайте нагревание оксида меди (II). На­блюдайте изменение цвета порошка с черного на красный и образование капелек воды на стенках пробирки.

9. Извлеките газоотводную трубку из пробирки с оксидом меди (II) и подожгите выделяющийся водород.

По итогам проведенных экспериментов заполните таблицу, сделайте вывод.

Оформление работы

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Опыт | Исходные вещества | Услдовия реакции | Признаки реакции | Уравнение реакции | Вывод |
|  |  |  |  |  |  |

Выводы:

1. Получили кислород двумя способами: термическим раз­ложением перманганата калия и каталитическим разложением пе­роксида водорода. Собрали кислород и изучили его химические свой­ства на примерах реакций с серой и углем.

2. Получили водород взаимодействием цинка с соляной кис­лотой и изучили его химические свойства.

Работа № 2. **«Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Получение гидроксидов алюминия и цинка и исследование их свойств. Свойства угля: адсорбционные, восстановительные».**

**Цели и задачи.**

Изучить действие кислот и щелочей на амфотерные металлы. Наблюдать амфотерность гидроксида цинка. Ознакомиться с некоторыми нерастворимыми соединениями цинка и их свойствами. Наблюдать образование гидроксида алюминия и его амфотерность. Изучить взаимодействие алюминия с водой, солями и кислотами.

**Оборудование и реактивы.**

Пробирки, газовая горелка, гранулы цинка, Al металлический, серная кислота разбавленная и концентрированная, азотная кислота разбавленная и концентрированная, соляная кислота разбавленная и концентрированная, фосфорная кислота раствор, уксусная кислота раствор, раствор нитрата меди, аммиак разбавленный раствор, гидроксид натрия (NaOH, 0,1н раствор, 6н раствор), сульфид натрия свежеприготовленный раствор, карбонат натрия раствор, хлорид натрия раствор, хромат калия раствор, йодид калия раствор, перманганат калия раствор, дихромат калия раствор, гексациано-(III)феррат калия раствор, хлорид цинка 2н раствор, хлорид алюминия раствор, нитрат меди.

**Теоретическая часть.**

**Алюминий.** Входит в главную подгруппу III группы Периодической системы элементов. Серебристо-белого цвета, с высокой тепло- и электропроводностью, стойкий к коррозии за счёт быстрого образования прочных оксидных плёнок, защищающих поверхность от дальнейшего взаимодействия. Алюминий – амфотерный металл. Оксид и гидроксид алюминия в реациях могут проявлять как основные, так и кислотные свойства. Реагируя с кислотами и кислотными оксидами, образуют соль, в которой алюминий является катионом Al3+.

2Al(OH)3 + 3SO3 = Al2(SO4)3 + 3H2O

Al2О3 + 3H2SO4 = Al2(SO4)3 + 3H2O

Реагирую с основными оксидами и гидроксидами проявляют свойства **кислотных** соединений, образуя соль, в которой атом алюминия AlIII входит в состав аниона (кислотного остатка) AlО2−.

2Al(OH)3 + Na2O = 2NaAlO2 + 3H2O (в расплаве)

Al2О3 + 2NaOH(т) = 2NaAlO2 + H2O (в расплаве)

**Цинк**. Элемент побочнной подгруппы II группы Периодической системы элементов. Цинк является мало активным, трудно окисляется и проявляет слабые металлические свойства. В образующихся соединениях степень окисления цинка равна двум. Типичный пример металла, образующего амфотерные соединения. Амфотерными являются соединения цинка ZnO и Zn(OH)2. Оксид цинка не растворяется в воде, поэтому гидроксид этого элемента может быть получен только косвенным путем – при действии щелочи на растворы солей цинка. Гидроксид цинка малорастворим в воде, но хорошо растворяется в растворах кислот и щелочей. Цинк имеет склонность к образованию комплексных соединений.

**Ход работы:**

**Опыт 1. *Действие кислот и щелочей на цинк***

В 5 пробирок поместить по грануле цинка. В *первую* прилить щелочь. Какой газ выделяется? Почему выделение газа произошло не сразу, а через некоторое время? Во *вторую –* концентрированную серную кислоту (при необходимости подогреть, затем – прокипятить). В *третью* – разбавленную серную кислоту, в *четвертую* – сильно разбавленную азотную кислоту, в *пятую* – концентрированную азотную кислоту. Записать наблюдения. Написать уравнения реакций, уравнять методом электронного баланса следующие химические реакции:

1. Растворения цинка в щелочи;

2. Растворения окисной пленки цинка в щелочи;

3. Растворения окисной пленки цинка в серной кислоте;

4. Растворения цинка в концентрированной серной кислоте;

5. Растворения цинка в концентрированной серной кислоте при нагревании;

6. Растворения цинка в концентрированной серной кислоте при кипячении;

7. Растворения цинка в разбавленной серной кислоте;

8. Растворения цинка в предельно разбавленной азотной кислоте;

9. Растворения цинка в концентрированной азотной кислоте.

**Опыт 2. *Получение гидроксида цинка и изучение его амфотерности***

В *две* пробирки налить раствор хлорида цинка. В обе добавить по 1 – 2 капли щелочи. Осадок какого соединения образуется? *В первую* пробирку налить избыток щелочи, *во вторую* – соляной кислоты. Почему в обеих пробирках осадок исчез? Написать уравнения реакций:

1. Получения гидроксида цинка из хлорида цинка и гидроксида натрия;

2. Растворения гидроксида цинка в избытке гидроксида натрия;

3. Растворения гидроксида цинка в соляной кислоте

**Опыт 3. *Получение гидроксида алюминия. Изучение его амфотерности***

В две пробирки налить раствор хлорида алюминия, добавить в каждую по две капли щелочи. Осадок какого соединения выпал? В *одну* пробирку добавить щелочь, в *другую* – разбавленную соляную кислоту. Почему в обеих пробирках осадки растворились? Написать уравнения реакций:

1. Взаимодействия хлорида алюминия со щелочью;

2. Растворения осадка в щелочи;

3. Растворения осадка в кислоте.

**Опыт 4. *Взаимодействие алюминия с водой, солями и кислотами***

Приготовить 6 пробирок. Налить: в *первую* – разбавленную соляную кислоту, во *вторую* – разбавленную серную кислоту, в *третью* – разбавленную азотную кислоту, в *четвертую* – концентрированную азотную кислоту, в *пятую* – дистиллированную воду, в *шестую* – раствор нитрата меди.

В каждую пробирку добавить по 1-2 стружки алюминия(предварительно очистить алюминий от оксидной пленки). В каком случае не протекает химическая реакция? Почему? Какие газы выделяются из 1-ой, 2-ой, 5-ой пробирок? Какой из 3-ей? Что выделяется в 6-ой пробирке? Записать наблюдения, уравнения соответствующих химических реакций.

**Опыт 5. Адсорбционные свойства угля.**

**А. *Адсорбция красящих веществ из раствора***. В пробирку до половины ее объема налить раствор метилоранжа. Внести в раствор немного активированного угля. Плотно закрыть пробирку пальцем и энергично встряхивать ее 2–3 мин. Дать раствору отстояться и отметить его обесцвечивание.

**Б*. Адсорбция ионов из раствора***. В пробирку внести 2–3 капли 0,01н. раствора нитрата свинца. Добавить к нему одну каплю 0,1н. раствора иодида калия. Наблюдать выпадение осадка иодида свинца. (Пробирку с полученным осадком сохранить для сравнения.) В другую пробирку до половины ее объема налить того же раствора нитрата-свинца и внести небольшое количество порошка активного угля. Закрыв отверстие пробирки пальцем, энергично встряхивать ее 2–3 мин. Дать раствору отстояться и капельной пипеткой отобрать 3–4 капли прозрачного раствора и перенести его в другую пробирку. Добавить туда же одну каплю 0,1н. раствора KI. Сравнить количество осадка иодида свинца, полученного в первом и втором случае.

***Чем объяснить различие? Описать наблюдаемое. Составить уравнение реакции.***

**Опыт 6. Восстановление углем серной кислоты.** В цилиндрическую пробирку поместить 2–3 капли концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см3) и маленький кусочек угля. Укрепить пробирку в штативе и на маленьком пламени горелки осторожно подогреть ее. Наблюдать выделение пузырьков газа. По запаху определить один из выделяющихся газов.

Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до диоксида углерода. Какое вещество восстановилось?

Выводы:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Контрольные вопросы:**

1. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.







2. При взаимодействии сульфида свинца с алюминием образуется свинец и сульфид алюминия. Составьте уравнение этой реакции и укажите, какой элемент в этой реакции окисляется, а какой восстанавливается.

3. При растворении 18,6 г технического цинка в избытке раствора соляной кислоты выделилось 5,7 л водовода (н.у.) Определить массовую долю примесей в этом образце цинка.

4. Алюминиц массой 17 грамм растворили в избытке соляной кислоты. Рассчитайте количество вещества выделяющегося водорода и образовавшегося хлорида цинка.

**3.6. ЛПЗ № 6(2 часа).**

**Тема: «Получение хлороводорода и соляной кислоты, их свойства. Получение аммиака, его свойства».**

**Цели и задачи.**

Получить хлороводород и соляную кислоту и исследовать химические свойства. Получить аммиак и ознакомиться со свойствами водного раствора аммиака.Закрепить теоретические знания в ходе практической деятельности по теме.

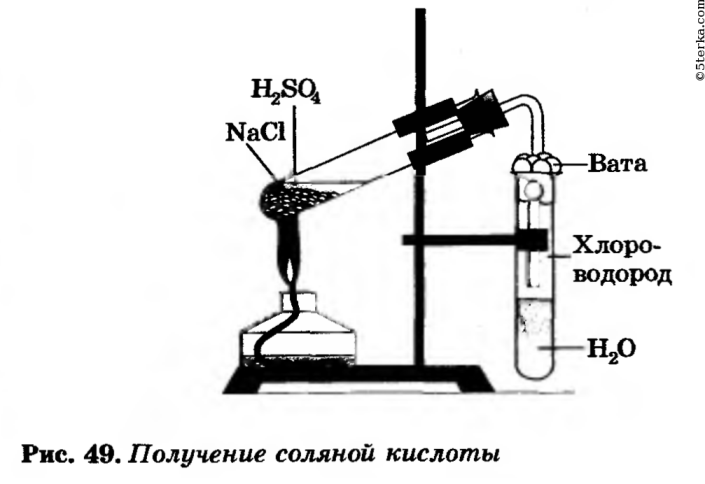
**Оборудование:** лабораторный штатив, сухие пробирки, пробка с газоотводной трубкой, ступка, ложки для сыпучих веществ, спиртовка, спички, стакан с водой.

**Реактивы:** НCl р-р., Zn, Cu, СаСО3, CuO кр., AgNO3 р-р, универсальная индикаторная бумага, Н2О, р-р метилового оранжевого. Кристаллический гидроксид кальция, кристаллический хлорид аммония, раствор соляной кислоты, раствор ф – ф.

**Ход работы:**

**Опыт 1. Получение соляной кислоты.**

Соберите прибор, как показано на рисунке 49.



В пробирку насыпьте 2-3 г хлорида натрия и прилейте столько концентрированной серной кислоты (2:1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку с водой так, чтобы он был примерно на расстоянии 0,5-1 см от поверхности воды. Затем смесь в первой пробирке осторожно нагревайте в течение 5-6 мин (следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой!).

1. Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях и при сильном нагревании.

2. Чем вызвано появление во второй пробирке тонких опускающихся вниз струек?

3. Почему конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 0,5-1,0 см от поверхности воды?

**Опыт 2. Изучение свойств соляной кислоты.**

Полученную соляную кислоту разлейте поровну в шесть пробирок. В первую пробирку опустите лакмусовую бумажку. Во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью - кусочек меди. В четвертую пробирку внесите немного оксида меди(П) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите немного свежеприготовленного гидроксида меди(П), в шестую - немного мела или другого карбоната.

1. Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами.

2. Как объяснить образование в четвертой и пятой пробирках растворов синего цвета, а в шестой — выделение газа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

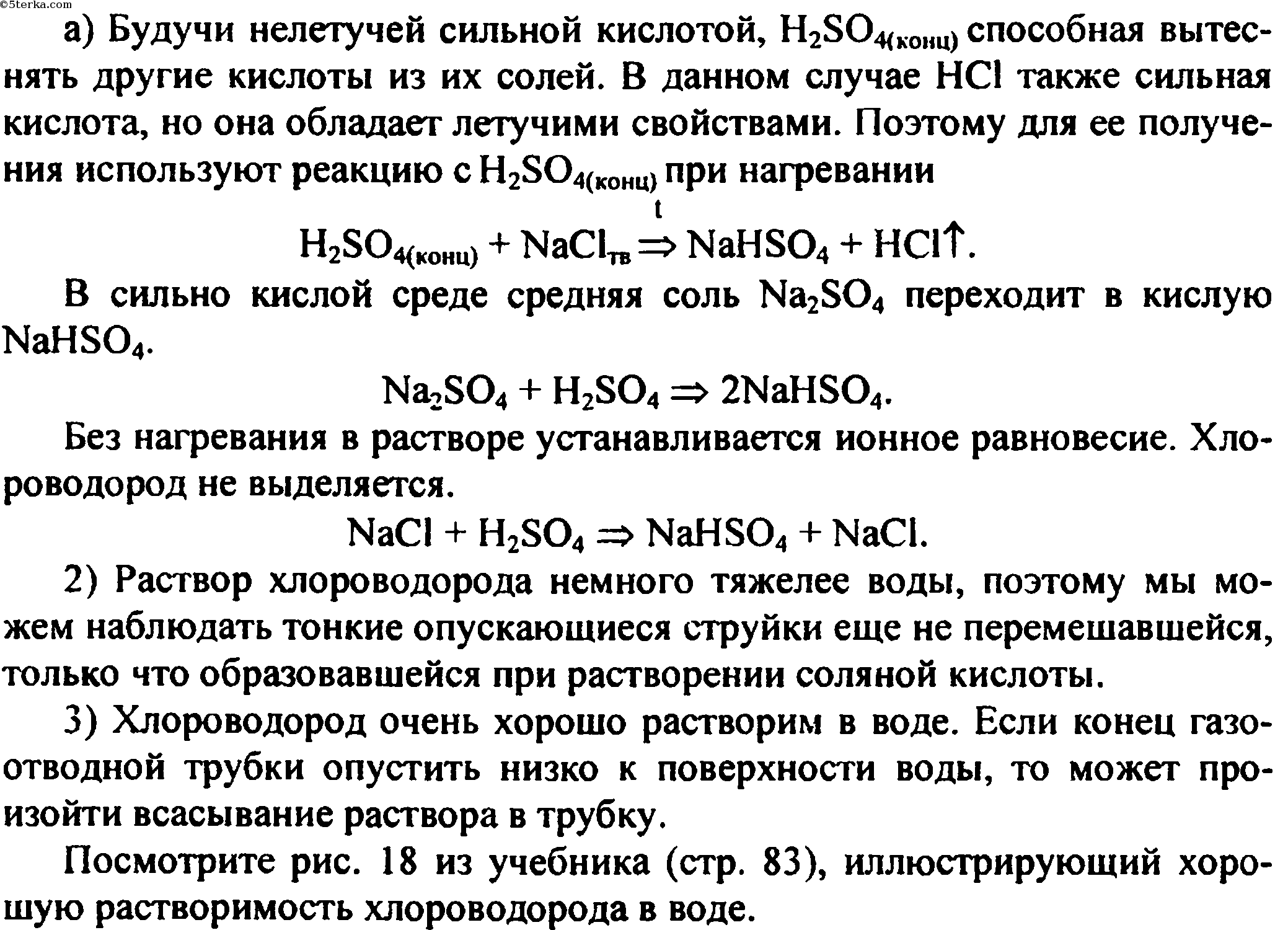
3. Проведите реакции по распознаванию соляной кислоты и ее солей. Для этого в одну пробирку налейте 1-2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую - столько же раствора хлорида натрия, а в третью - раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по нескольку капель раствора нитрата серебра. Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

Напишите уравнения проведенных вами реакций и укажите, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот, б) хлориды от других солей, в) растворы хлоридов от соляной кислоты.

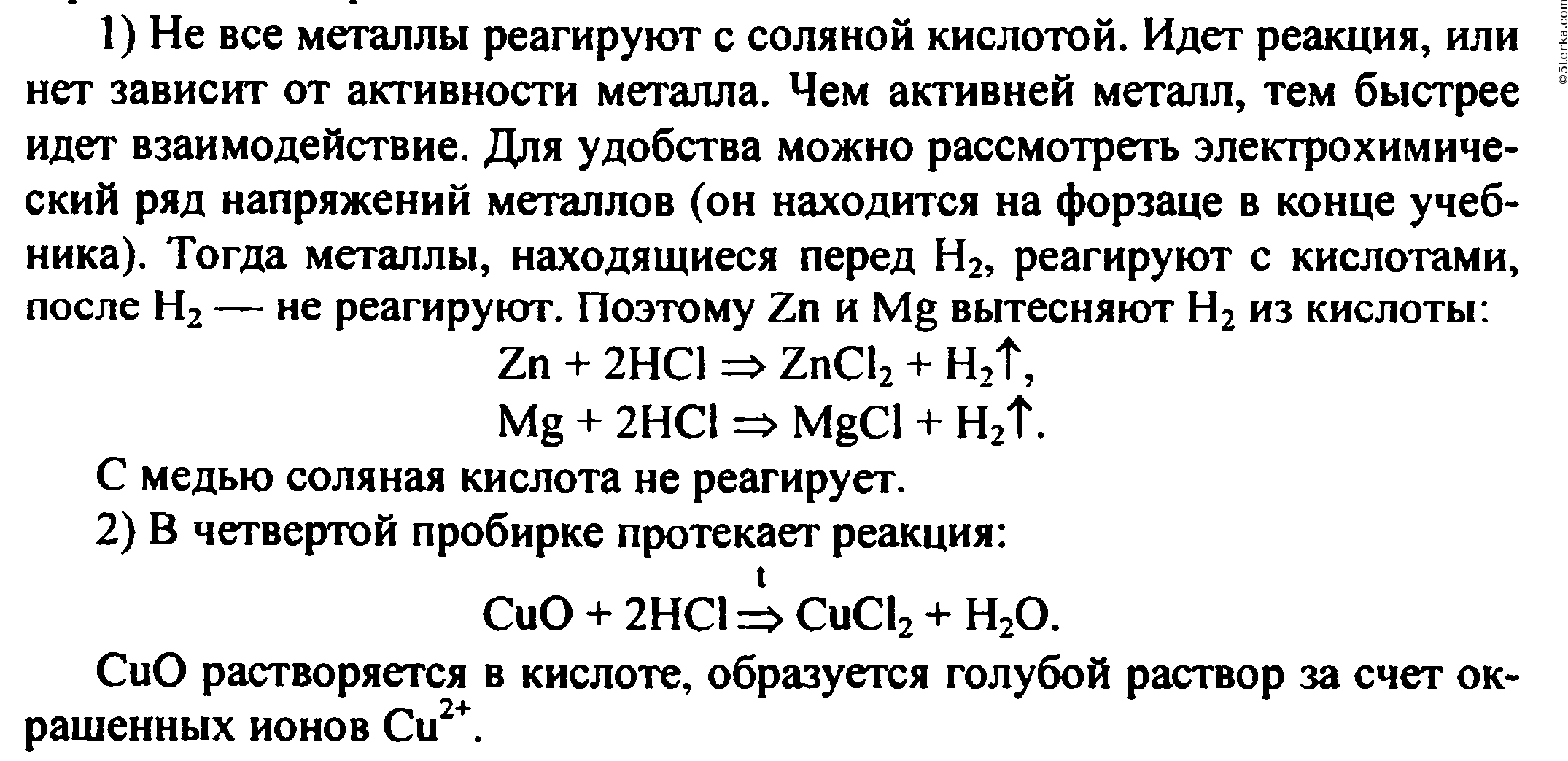
Почему вместо раствора нитрата серебра(1) можно также использовать раствор нитрата свинца(П)?

**Ответы:**

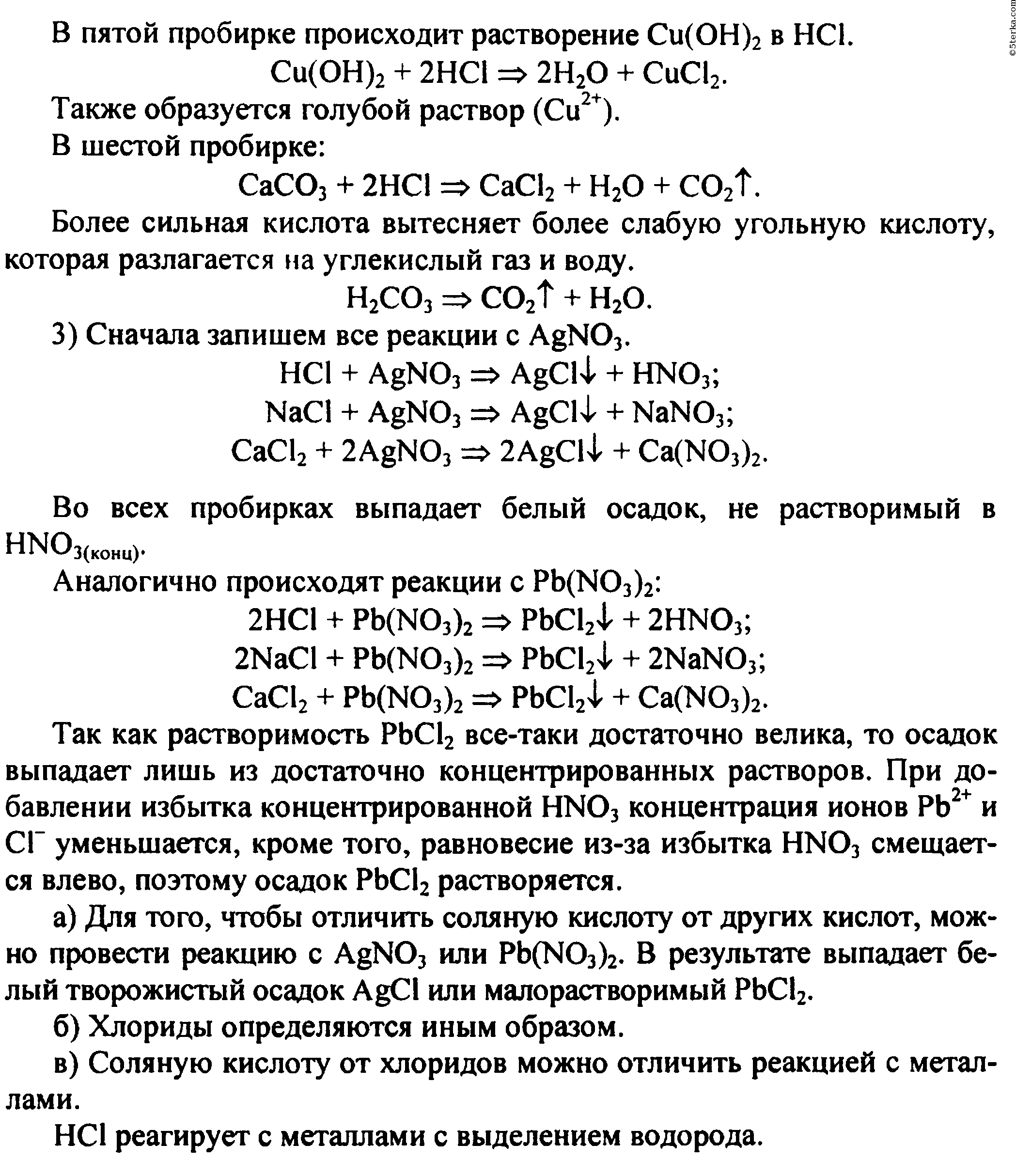
**Получение соляной кислоты (HCl):**



**Изучение свойств соляной кислоты:**



**Для изучения свойств соляной кислоты проведем несколько характерных для нее реакций:**



**Проверочная работа**

***1 вариант.***

1) Хлороводород - это:

а) жидкость; б) газ, легко растворимый в воде;

в) газ, без запаха; г) газ, тяжелее воздуха.

2) В реакцию с соляной кислотой вступает каждый из двух металлов:

а) Hg и Ag; б) Mg и Zn; в) Au и Cu; г) Zn и Ag.

3) Необратимо протекает реакция ионного обмена между растворами

а) хлорида калия и серной кислоты;

б) нитрата серебра и хлорида железа (III);

в) соляной кислоты и сульфата аммония;

г) карбоната калия и гидроксида натрия.

4) Соляная кислота реагирует с

а) H2S; б) AgNO3; в) Ag; г) Н2О

5) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

Cl2 **→** HCl → Х → AgCl.

**Проверочная работа**

***2 вариант.***

1) В растворе какого вещества лакмус изменит окраску на красную?

а) KOH; б) HCl; в) NaNO3; г) NaNO3

2) Для обнаружения хлорид-ионов в растворе можно использовать вещество, формула которого

а) Cu(OH)2; б) CuO; в) AgNO3; г) Ag2O

3) Раствор соляной кислоты реагирует с

а) кислотными оксидами; б) нерастворимыми основаниями; в) неметаллами; г) водой.

4) В реакцию с соляной кислотой вступает каждый из двух металлов:

а) Са и Ag; б) Нg и Na; в) Ag и Zn; г) Zn и Mg.

5) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

Cl2 **→** HCl **→** NaCl **→** PbCl2

**Работа 2.** **Получение аммиака, его свойства.**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **№№**  **опытов** | **Что делали** | **Что наблюдали** | **Уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде** | **Выводы.** |
| **1. Получение аммиака и исследование его физических свойств.** | Получаем аммиак нагреванием смеси гидроксида кальция и хлорида аммония в пробирке  http://him.1september.ru/2003/38/stativ.gif  Собираем аммиак в пробирку дном ... | Разрыхление реакционной массы. Образование тумана. Индикаторная бумага окрасилась в ... | О выделении какого газа свидетельствуют наблюдения?  Написать уравнение реакции:  Ca(OH)2 + NH4Cl = ... + NH3↑ + ... | Физические свойства аммиака: ......... Аммиак ... воздуха, поэтому сухая пробирка – приемник находится дном... .  *Mr(NH3) = ...*  *= ...* |
| **2. Исследование химических свойств аммиака**  а) Растворение аммиака в воде.  б) Изучение кислотно-основных свойств водного раствора аммиака. | Сняв с газоотводной трубки прибора пробирку,  помещаем её в химический стакан с водой.  Убираем из стакана пробирку и в образовавшийся раствор добавляем фенолфталеин | Пробирка наполняется водой.  Раствор приобретает ... | Написать уравнение реакции, назвать образующееся вещество:  NH3 + H2O ⇄ | Аммиак **...** растворим в воде . Продукт взаимодействия аммиака с водой называется ... .  Относится к классу ... . Механизм образования химической связи в катионе ... .  Тип реакции ... . |
| **3. Взаимодействие с кислотами** | В стакан с водным раствором аммиака в присутствии фенолфталеина вливают 1мл раствора серной кислоты |  | NH4OH + ...  = ...  + ...  NH4OH + H+ + ...  =  NH4+ + ... + ...  NH4OH + H+ = NH4+ + H2O | Почему исчезла первоначальная окраска раствора?  Название продукта взаимодействия гидроксида аммония с соляной кислотой ... . К какому классу относится продукт реакции? ...  Тип реакции ... |
| **4. Окислительно-восстановительные свойства аммиака** | На основе электронного баланса написать уравнение реакции, определить окислитель и восстановитель:  а) Горение аммиак без катализатора  б) Горение аммиак в присутствии катализатора | Какие вещества образуются в процессе горения аммиака:  а) без катализатора;  б) в присутствии катализатора? |  |  |
| ***Выводы:*** | | | | |

**Задания.**

1) Какая масса хлорида аммония получится при взаимодействии 3 моль аммиака с соляной кислотой?

2) Какой объем кислорода потребуется для сжигания 34 г аммиака?

3) Закончите уравнения химических реакций, дайте названия про­дуктам реакций:

а) NH3 + HNO3 =... б) NH3 + H2SO4 = ... в) NH3 + H2SO4 = ... г) NH3 + H3PO4= ...

избыток

**Тема: «Получение гидроксидов алюминия, цинка и изучение его свойств. Получение и исследование свойств оксидов серы, углерода, фосфора».**

**Цели и задачи.**

Получить гидроксид цинка и алюминия, провести опыты, подтверждающие его свойства. Закрепить теоретические знания в ходе практической деятельности по теме.

**Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, гидроксид натрия, хлорид цинка, серная кислота.

**Теоретическая часть.**

Неорганических соединений известно около 300 тысяч, их можно разделить на три важнейших класса – оксиды, гидроксиды и соли.

**Оксиды** – продукты соединения элементов с кислородом. Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды, а также пероксиды, которые по свойствам относятся к солям пероксида водорода H2O2. Пероксиды образуют щелочные (Li, Na, K, Rb, Cs ) и щелочноземельные (Ca, Sr, Ba) металлы, в них атомы кислорода связаны между собой ковалентной связью (например, K2O2: K– O – O –K) и легко разлагаются с отщеплением атомарного кислорода, поэтому пероксиды являются сильными окислителями. Несолеобразующих оксидов немного (например, CO, NO, N2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями. Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды образуют металлы с низшими степенями окисления +1, +2 , их гидратами являются основания. Основания щелочно-земельных металлов (Ca, Sr, Ba) также образуются при растворении в воде соответствующих оксидов, но их растворимость меньше, к щелочам приближается только гидроксид бария Ba(OH)2. *Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:*

CaO + CO2 = CaCO3; CuO + 2 HCl = CuCl2 + H2O.

Кислотные оксиды образуют неметаллы (B, C, N, P, S, Cl и др.), а также металлы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов, образующие соединения высших степеней окисления +5, +6, +7 (V, Cr, Mn и др.). Гидратами кислотных оксидов являются кислоты. *Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами и основаниями:*

SO2 + Na2O = Na2SO3; N2O5 + 2 NaOH = 2 NaNO3 + H2O.

Амфотерные оксиды образуют металлы главных и побочных подгрупп средних степеней окисления +3, +4 (Al, Cr, Mn, Sn и др.), иногда +2 ( Sn, Pb) , их гидраты проявляют как основные, так и кислотные свойства. *Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами, так и с основаниями:*

Cr2O3 + 6 HCl = 2 CrCl3 + 3 H2O; Cr2O3 + 2 NaOH = 2 NaCrO2 + H2O

*Оксиды можно получить реакцией соединения элемента с кислородом:*

2Mg + O2 = MgO, 4P + 5O2 = 2 P2O5

или *реакцией разложения сложного вещества:* CaCO3 = CaO + CO2,

2 Zn(NO3)2 = 2 ZnO + 4 NO2 + O2.

**Гидроксиды –** продукты соединения) оксидов с водой, различают амфотерные(амфолиты), основные (основания), кислотные (кислоты).

**Основания** при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид – ионы:

NaOH → Na + + OH ‾ .

Кислотность основания определяется числом ионов OH ‾. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

Ca(OH)2 ↔ (CaOH)+ + OH ‾, (CaOH)+ ↔ Ca2+ + OH ‾.

Водные растворы хорошо растворимых оснований (щелочей) изменяют окраску индикаторов: в щелочных растворах фиолетовый лакмус синеет, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым.

*Основания реагируют с кислотами, образуя соли и воду:*

NaOH + HCl = NaCl + H2O.

Если основание и кислота взяты в эквимолярных отношениях, то среда становится нейтральной, а такая реакция называется *реакцией нейтрализации.*

*Многие нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются:*

Cu(OH)2 = CuO + H2O.

*Щелочи получают растворением оксидов в воде:*

Na2O + H2O = 2 NaOH.

*Нерастворимые в воде основания обычно получают действием щелочей на растворимые соли металлов:*

CuSO4 + 2 NaOH = Cu(OH)2 ↓ + Na2SO4.

**Ход работы:**

**Работа № 1 «Получение Zn(OH)2 и изучение его свойств».**

***Получение:***

**1.** В две пробирки налейте по 1 мл хлорида цинка и прилейте несколько капель гидроксида натрия. Пробирки встряхните. ***Что наблюдаете?***

**2.**  К одной пробирке с гидроксидом цинка прилейте несколько капель раствора кислоты, к другой – несколько капель раствора щелочи. Пробирки встряхните. ***Что наблюдаете?***

**3.** Результаты проведенных опытов ***запишите в таблицу***, ***сделайте вывод.***

**Образец выполнения работы**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Что делали?** | **Что наблюдали?** | **Выводы** |
| В 2 пробирки с хлоридом цинка прилили гидроксид натрия | образование студенистого осадка | ZnCl2 + 2NaOH=Zn(OH)2↓+ 2NaCl |
| В пробирку с гидроксидом цинка прилили серную кислоту | осадок растворился | Zn(OH)2 + H2SO4=ZnSO4 + 2H2O |
| В пробирку с гидроксидом цинка прилили щелочь | осадок растворился | Zn(OH)2 + 2NaOH=Na2ZnO2 + 2H2O |

**Вывод:** получили гидроксид цинка и изучили его свойства. Гидроксид цинка проявляет амфотерные свойства.

## Работа № 2 «Получение Аl(OH)3 и изучение его свойств».

**Цель работы:** получить гидроксид алюминия и исследовать его характерные химические свойства.

**Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, растворы сульфата алюминия, гидроксида натрия и соляной кислоты.

**Ход работы:**

1. В две пробирки налейте по 1 мл раствора сульфата алюминия и по каплям прилейте раствор щелочи до образования студенистого осадка.
2. В одну пробирку добавьте раствор кислоты, в другую – раствор щелочи. Встряхните пробирки. ***Что наблюдаете?***

По итогам проведенных опытов ***заполните таблицу, сделайте вывод.***

**Образец выполнения работы**

|  |  |
| --- | --- |
| **Порядок выполнения работы** | **Химизм процесса** |
| 1. В две пробирки с сульфатом алюминия по каплям прилили раствор гидроксида натрия. Наблюдаю образование студенистого осадка | Al2(SO4)3 + 6NaOH = 3Na2SO4 + 2Al(OH)3↓ |
| 2. В пробирку с гидроксидом алюминия прилили соляную кислоту. Осадок растворился | Al(OH)3↓ +3HCl = AlCl3 +3H2O |
| 3. В пробирку с гидроксидом алюминия прилили раствор щелочи. Осадок растворился | Al(OH)3↓ + 3NaOH = Na3AlO3 + 3H2O |

**Вывод:** получили гидроксид алюминия и провели опыты, подтверждающие амфотерные свойства гидроксида алюминия.

## Работа № 3. «Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств».

***Цель: Получить оксида углерода (IV) и изучение его свойства.***

**Оборудование и реактивы:**  штатив с пробирками, прибор для получения газов, мел, известковая вода (р-р гидроксида кальция), раствор соляной кислоты, индикатор, лучина.

**Ход работы:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№ и цель опыта** | **Ход опыта** | **Наблюдения.**  **Уравнения реакций. Выводы.** |
| **1. Получить оксид углерода (IV) и изучить его физических свойств*.*** |  | ***Наблюдения:***  *Написать уравнение реакции:*  **CaСO3 + HCl   =   ... + СO2↑ + ...**  Физические свойства углекислого газа: ..........  *= ...*  Оксид углерода (IV) ... воздуха, поэтому собираем методом вытеснения....;  приемник находится дном... .  Горящая лучина в атмосфере углекислого газа ..., следовательно, оксид углерода (IV) - газ, который не поддерживает ... |
| ***2. Исследование химических свойств оксид углерода (IV)***.  **2.1**. Изучение кислотно-основных свойств водного раствора оксида углерода (IV).  **2.2.** Взаимодействие известковой водой | В стакан с водным раствором СО2 добавляем лакмус  Конец газоотводной трубки помещаем в пробирку с известковой водой и пропускаем через нее углекислый газ  Продолжаем пропускать углекислый газ через мутную смесь до полного осветления раствора | Лакмус окрасился в ... цвет.  **СО2 + H2O   ⇄**  ***Вывод:*** оксида углерода (IV) - ... оксид, при взаимодействии с водой образует ... кислоту.  ***Наблюдения:***  **Ca(OH)2  + CO2(недост.)  = ... ↓ + ....**  Нерастворимый карбонат превращается в растворимый гидрокарбонат при пропускании через раствор избытка углекислого газа.  **CaCO3+CO2 +H2O ↔ Ca(HCO3)2**  ***Вывод:*** качественной реакцией на углекислый газ является его взаимодействие с ... ... . |
| 4. Окислительно-восстановительные свойства . | В стакан с углекислым газом вносим горящий магний | ***Наблюдения:***  **CO2 + Mg =**  Вывод: при взаимодействии с активными металлами оксид углерода (IV) является ... |

**Вывод:**

1. Какая реакция лежит в основе получения оксид углерода (IV)?

2. Перечислите физические свойства углекислого газа, которые наблюдались  во время его получения.

3. Поясните, какое свойство углекислого газа лежит в основе его определения с помощью зажженной лучины.

4. Объясните, в чем заключается качественная реакция на углекислый газ?

## Работа № 4. «Получение и исследование свойств оксидов фосфора»

***Опыт 1. Получение и свойства оксидов фосфора.***

В металлическую ложечку с длинной ручкой поместить около 0,5 г красного фосфора. Осторожно поджечь фосфор в пламени спиртовки. Ложечку с горящим фосфором быстро поместить в колбу с водой, которую прикрыть стеклянной воронкой. При взбалтывании колбы наблюдать растворение белого оксида фосфора в воде. ***Затем:***

* охарактеризовать внешний вид красного фосфора;
* отметить, как протекает реакция;
* охарактеризовать внешний вид продуктов реакции;
* составить уравнения реакций горения фосфора,

P+O2(недост.)→…;

Р+О2(изб.)→… .

***Опыт 2. Взаимодействие оксидов фосфора с водой. Получение раствора ортофосфорной кислоты.***

Обмыть стеклянную воронку и стенки стакана (опыт 2) дистиллированной водой. *Добавить индикатор – метиловый оранжевый:*

* охарактеризовать растворимость оксидов фосфора;
* составить уравнения реакции оксидов фосфора с водой:

P2O5+H2O→…;

P2O3+H2O→…;

* объяснить изменение окраски раствора и какая среда (кислая, нейтральная или щелочная) в полученном растворе;
* составить уравнения электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты:

**1 ст. – H3PO4↔…;**

**2 ст. – H2PO4-↔…;**

**3. ст. – HPO42-↔…;**

* составить выражения для констант диссоциации (К1; К2; К3), привести значения констант (таблица);
* в каком направлении смещены равновесия диссоциации первой, второй и третьей стадии;
* какая стадия диссоциации осуществляется лучше;
* назвать все полученные соединения и ионы, содержащие фосфор;
* охарактеризовать кислотно-основные свойства оксидов фосфора и ортофосфорной кислоты.

## Работа № 5. «Получение оксида серы и изучение его свойств»

Из соединений серы со степенью окисления **+**4 наибольшее значение имеет оксид серы (IV). SO2 (сернистый газ) – бесцветный газ с характерным запахом, ядовит, химически активен. SO2 хорошо растворим в воде, при этом частично происходит реакция с водой и образуется сернистая кислота. Н2SO3 неустойчива, в свободном состоянии не выделена, относится к кислотам средней силы. Сернистая кислота и ее соли (**сульфиты**) обладают окислительными и восстановительными свойствами, причем последние выражены сильнее.

**Решите задачи:**

1. Какой объем диоксида серы SO2 при нормальных условиях можно получить при сжигании серы массой 500 г? (*Ответ*: 350 л).
2. Привести примеры уравнений реакций (не менее двух на каждый случай) получения SO2, которые:

а) сопровождаются изменением степени окисления серы;

б) не сопровождаются изменением степени окисления серы.

1. Написать уравнение реакции получения сернистого газа (SO2) из железного колчедана (FeS2). Рассчитать объем SO2 (условия нормальные), который получится при окислении 1,5 кг железного колчедана. (*Ответ*: 560 л).

**Заключение.**

Работа с методическими указаниями поможет обучающимся глубоко изучить материал, а творческое мышление будет способствовать решению практических заданий. Позволяет научить обучающихся выполнять лабораторно-практические работы на базовом и повышенном уровне, что необходимо для успешной сдачи зачета и экзамена при итоговом контроле.

Использование активных методов обучения в ходе изучения учебного материала – один из важных моментов подведения обучающихся к умениям и навыкам по выполнению лабораторно-практических работ, ответов на контрольные вопросы и тесты, повышения познавательной активности обучающихся, их мотивации обучения в образовательных учреждениях.

Методические указания содержат рекомендации по выполнению лабораторно-практических работ, куда входят теоретическая и практическая части, контрольные вопросы и тестовые задания.

Данное учебно-методическое указание предназначено для оказания помощи обучающимся первых курсов при выполнении практических занятий по курсу «Химия», раздел «Неорганическая химия» В заданиях для практических занятий изложено четкое описание алгоритма выполнения работы, дан перечень используемого оснащения, список литературы, раскрыты основные теоретические сведения, предложены контрольные вопросы.

Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия» разработаны для обучающихся учреждений среднего профессионального образования.

Даются конкретные рекомендации по выполнению лабораторно-практических работ и конкретную ориентировку для выполнения заданий.

Целью заданий для лабораторно-практических занятий является оказание помощи обучающимся в изучении и закреплении теоретических знаний по химии, выполнении эксперимента самостоятельно или на занятиях.

**Литература.**

1. Габриелян О.С. Химия: учебное пособие для студентов профессиональных учебных заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., ОИЦ «Академия», 2014. -335с.

2. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах, упражнениях: учебное пособие для студентов средних профессиональных учебных заведений / О.С. Габриелян, Г.Г.Лысова – М., ОИЦ «Академия», 2014. -224с.

3. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учебное пособие для студентов средних профессиональных учебных заведений / О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов. – М., ОИЦ «Академия», 2014. -256с.

4. Ерохин Ю.М. Химия: учебник. - М., ОИЦ "Academia" (2014). -400с.

**Дополнительная.**

1. Гара, Н.Н. Школьный практикум. Химия. 10-11 кл. /Н.Н. Гара, М.В. Зуева. – М.: Дрофа, 299.- 96 с.

2. Габриелян, О.С. Химия, 10 класс. Базовый уровень /О.С. Габриелян. - М.: Дрофа, 2010.

3. Габриелян, О.С. Химия, 11 класс. Базовый уровень /О.С. Габриелян. - М.: Дрофа, 2010.

4. Маршанова, Г.Л. Техника безопасности в школьной лаборатории: Сборник инструкций и рекомендаций /Г.Л. Маршанова. – М.: АРКТИ, 2002. – 80 с.

5. Чернобельская, Г.М. Практические занятия и экспериментальные задачи по химии для ПТУ. /Г.М. Чернобельская. – М.: ВШ, 1989. – 127 с.

**Интернет – источники.**

1. Сайт «Учебники XXI века» [Электронный ресурс] /www. OZON.ru/.

2. Сайт Издательский дом «Первое сентября» [Электронный ресурс] /www. [1september](http://infourok.ru/site/go?href=http%3A%2F%2Fwww.1september.ru%2F).ru/.

3. Сайт «Учительская газета» [Электронный ресурс] /www. [ug.ru](http://infourok.ru/site/go?href=http%3A%2F%2Fwww.ug.ru%2F).ru/.

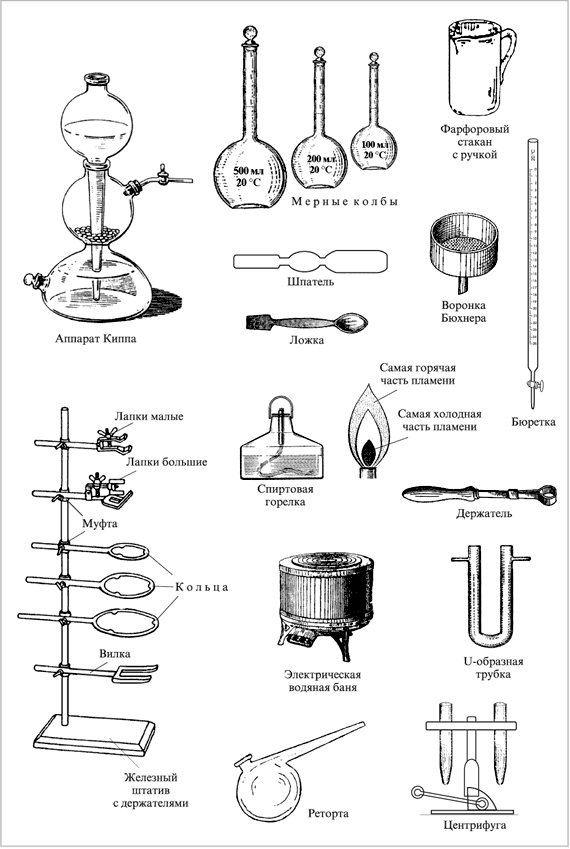
4. <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/ceac7808-399a-9ac6-db56-7ed204f861fa/index.htm>

5. <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/5e8f612a-b762-9f6b-de63-c5dc1d3e64c5/index.htm>

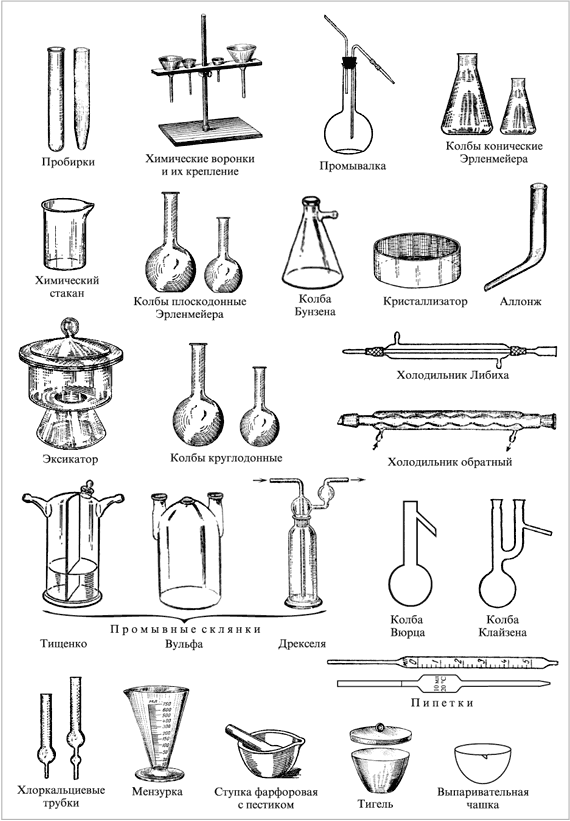
6. <http://www.virtulab.net/index.php?catid=57:2009-11-14-21-25-00&id=289:2009-11-14-22-37-18&itemid=108&option=com_content&view=article>

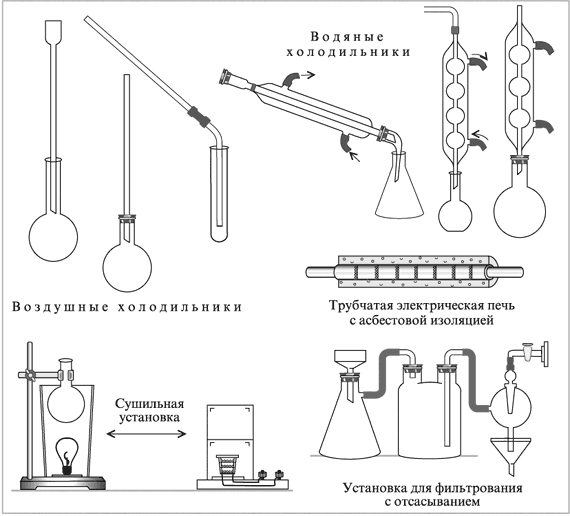
7. <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/80d12abd-df02-dd41-7770-f1cd1f794ccf/index.htm>

8. <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/e920f54f-3088-7973-829d-909ad427fbc8/index.htm>

**ПРИЛОЖЕНИЕ**

**Химическая посуда, приборы и оборудование**

****

****

**Меры предосторожности при работе с некоторыми веществами**

**Работа с металлическим натрием.**

Натрий вынимают из банки (с керосином) пинцетом, отрезают лабораторным ножом необходимое количество, остальное сразу же возвращают в банку. Отрезанный кусочек очищают ножом от корки, отжимают от керосина фильтровальной бумагой и сейчас же вводят в реакцию. Фильтровальную бумагу необходимо сжечь. Нельзя остатки натрия выбрасывать в раковину (возможен взрыв !) или в ведро (урну) для мусора (возможен пожар!). Остатки натрия возвращают в банку, а если они непригодны для работы, то уничтожают растворением в спирте.

Опыты с натрием необходимо вести на некотором удалении от находящихся в помещении людей.

При работе с большим количеством натрия и в случаях, когда реакция ожидается очень бурной (например, при определении азота), глаза необходимо защищать очками.

**Работа с концентрированными серной и азотной кислотами.**

Работы с концентрированными кислотами всегда требуют от работающего максимума внимания и осторожности, особенно при нагревании. Ожоги очень болезненны, сопровождаются долго не заживающими язвами, оставляют рубцы. Особенно следует опасаться поражения глаз. От концентрированных кислот разрушаются одежда и обувь.

Серную кислоту нужно смешивать с водой, приливая кислоту к воде небольшими порциями. Азотную кислоту, смешивая с серной, приливают небольшими порциями. В обоих случаях лучше применять прочную круглодонную колбу, охлаждая ее водой. Небольшие количества (2–3 мл) можно смешивать в пробирке, соблюдая правила техники безопасности. Нельзя перемешивать кислоты с каким-либо веществом, закрывая пробирку пальцем и встряхивая, – неизбежны ожоги. Перемешивать можно легкими ударами пальцами правой руки по нижней части пробирки, удерживаемой верхней своей частью в пальцах левой руки. Жидкость в пробирке также можно легко перемешать, переливая ее в другую пробирку. При всех работах с кислотами в пробирках, а тем более при нагревании отверстие пробирки необходимо держать повернутым в сторону и от себя, и от соседей для предохранения от ожогов (возможно выбрасывание жидкости из пробирки в ходе реакции). Концентрированные кислоты не следует выливать в раковины во избежание порчи канализационных труб – следует сливать их в специальные кислотоупорные керамические банки. При кислотном ожоге немедленно промыть пораженное место под краном большим количеством воды, затем раствором бикарбоната натрия, после чего сделать повязку с мазью от ожогов или обратиться к врачу. В случае поражения глаз – немедленно к врачу.

**Работа с эфиром.**

Необходимо, чтобы поблизости не было открытого пламени. При групповой работе с эфиром все горелки в лаборатории должны быть погашены. Отгонку эфира следует вести на водяной бане, нагретой в стороне от рабочего места. Горелку под баню ставить нельзя, т. к. пары эфира тяжелее воздуха и при выходе из колбы (при неполной герметизации пробки) они опускаются к пламени и дают вспышку. В случае вспышки эфира в пробирке не бросать ее, а накрыть чем-либо (тряпкой, асбестовым полотном) отверстие пробирки.

При возникновении пожара засыпать очаг песком, накрыть влажной плотной тканью, воспользоваться огнетушителем. В случае вспышки одежды плотно обернуть место загорания такой же влажной тканью.

**Оказание первой медицинской помощи.**

1. При термических ожогах осторожно обнажить обожженный участок и закрыть сухой асептической повязкой. Обожженный участок нельзя как-либо очищать и мочить водой, этиловым спиртом, перекисью или смазывать мазью.
2. При химических ожогах промыть обожженное место, не обращая внимания на боль, большим количеством проточной воды (10 – 15 мин), в случае кислых реагентов – раствором бикарбоната натрия (2%-ным), а в случае щелочных – разбавленным раствором борной или уксусной кислот.
3. При порезах стеклом:

а) промыть рану можно только в случае попадания в нее едких или ядовитых веществ, в остальных случаях, даже если в рану попал песок, ржавчина, промыть ее водой нельзя;

б) нельзя смазывать рану мазями; перед наложением повязки смазать настойкой йода участок вокруг раны;

в) удалять из раны мелкие осколки стекла может только врач.

1. При отравлении химическими веществами немедленно вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи – если яд попал внутрь – вызвать рвоту, дать противоядие.
2. В лаборатории должен быть список веществ, вызывающие отравление и применяемые противоядия.
3. В лаборатории должна быть аптечка с набором медикаментов.

**РЕЦЕНЗИЯ**

на методические указания по проведению лабораторно-практических занятий

по дисциплине «Химия» для обучающихся первых курсов учреждений среднего профессионального образования Марийского аграрного колледжа(филиала)

ФГБОУ ВО «Марийский государственный университет»

Токтарева Николая Аркадьевича

Методическое указание соответствует учебному материалу рабочей программы, составленной на основе государственных образовательных стандартов и требований к уровню подготовки студентов учебных заведений среднего специального образования по дисциплине «Химия».

Представленные методические указания имеют введение, краткую аннотацию, инструкцию по технике безопасности, методику проведения занятия, заключение, литературу и приложения.

Содержание методического указания включает лабораторно-практические занятия по изучаемым темам данной дисциплины.

В введении указана цель по выполнению лабораторно-практических занятий, описана методика выполнения лабораторных работ по неорганической химии, дано краткое теоретическое введение к каждой теме, которое при самостоятельной подготовке поможет обучающимся выполнить эти работы.

В краткой аннотации показано предназначение данного методического указания, описаны знания, умения и овладения обучающимися навыков при выполнении лабораторно-практических занятий.

В методическом указании приведены справочные таблицы, правила техники безопасности, меры предосторожности при работе с химическими препаратами и мероприятия по оказанию первой помощи.

В разделе неорганическая химия описаны методики выполнения лабораторных работ, приведены контрольные вопросы, фиксирующие внимание обучающихся на наиболее важные этапы изучаемого материала.

Методические указания направлены на повышение эффективности учебно-воспитательного процесса в учебном заведении, развитии познавательного интереса обучающихся к изучаемому предмету.

Методические указания могут быть использованы в работе преподавателей химических дисциплин для проведения олимпиад по химии внутри колледжа среди студентов I – II курсов.

Рецензент\_\_\_\_\_\_\_Реутова Л.К., преподаватель социально - гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

Рассмотрена и одобрена на заседании МЦК

социально-гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

Протокол №\_\_\_\_\_\_\_ от \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2020г.

Председатель \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Э.П.Николаева