**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ**

**по дисциплине «Химия: общая и неорганическая химия»**

**для студентов 2 курса специальности «Биоэкология» заочной формы получения образования**

**План график проведения лабораторных занятий**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Номер занятия | Тема занятия | Средства обучения | Форма контроля знаний |
| 1 | Основные понятия и законы химии  о материи | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос,  защита лабораторной работы |
| 2 | Строение атома и химическая связь | Справочная литература | Устный опрос |
| 3 | Растворы | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос,  защита лабораторной работы, решение задач |
| 4 | Окислительно-восстановительные реакции | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос, защита лабораторной работы |
| 5 | Комплексные соединения | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос, защита лабораторной работы |
| 6 | Элементы VIА группы (халькогены) | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос, защита лабораторной работы |
| 7 | Переходные элементы (металлы В-групп) | Лабораторное оборудование, реактивы | Устный опрос, защита лабораторной работы |

Доцент кафедры химии Н.С. Ступень

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ВЫПОЛНЕНИЮ**

**ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1**

**Основные понятия и законы химии.**

***Лабораторный опыт***.

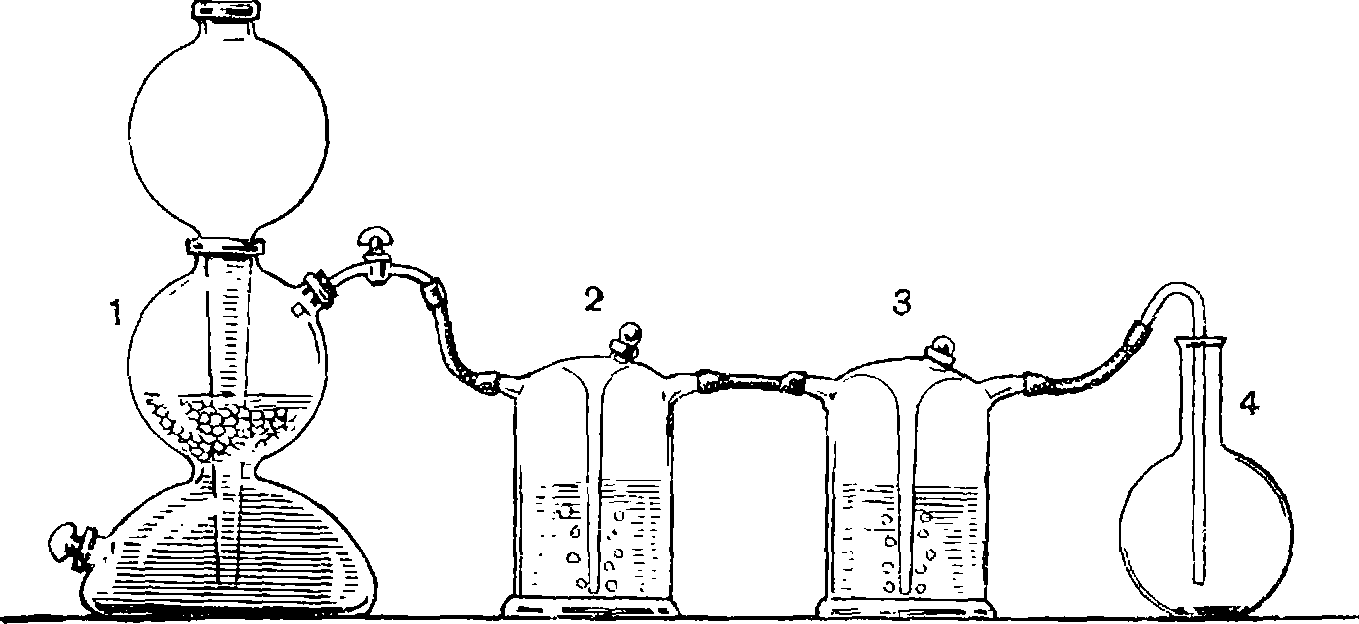
**Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)**

*Выполнение опыта.*

1. Вымыть и высушить колбу. Подобрать к ней пробку и отметить уровень, до которого входит пробка в горло колбы (сделать метку карандашом по стеклу).

2. Взвесить колбу с пробкой с точностью до 0,01 г. Данные записать.

3. Наполнить колбу оксидом углерода (IV) из аппарата Киппа (рисунок 22), опустив газоотводную трубку до дна колбы.



**Рисунок 22** – **Установка для получения и очистки**

**оксида углерода (IV):**

1 – аппарат Киппа; 2, 3 – склянки Тищенко; 4 – колба-приемник

4. Закрыть колбу пробкой (пробка должна входить на ту же глубину, что и при взвешивании колбы) и вновь взвесить. Повторять взвешивание до получения постоянной массы колбы с газом. Значение массы колбы с оксидом углерода (IV) записать.

5. Определить объем колбы, наполнив ее водой до пробки, измерить затем объем воды мерным цилиндром и записать результаты. Отметить и записать показания термометра и барометра во время опыта.

***Форма записи наблюдений***

1. Масса колбы (с пробкой) с воздухом – *m1* (г).
2. Масса колбы (с пробкой) с оксидом углерода (IV) – *m2* (г).
3. Объем колбы – *V* (мл).
4. Температура – *t* (°С).
5. Давление – *р* (кПа).

***Обработка результатов***

1. Объем воздуха в колбе *V* привести к нормальным условиям   
   (Т0 = 273 К, р0 = 101,3 кПа) по формуле:



где *V* – объем колбы, *р* – атмосферное давление, *Т* – температура комнаты в Кельвинах, р0 – 101,3 кПа, T0 – 273 К.

2. Вычислить массу воздуха *m3*, который находился в колбе, зная, что масса 1 л воздуха при нормальных условиях 1,29 г.

3. Вычислить массу оксида углерода (IV) в колбе:

.

4. Вычислить плотность оксида углерода (IV) по воздуху:

5. Вычислить относительную молекулярную массу оксида углерода (IV) по формуле:

*.*

6. Вычислить относительную ошибку опыта в процентах:

.

***Контрольные вопросы***

1. Основные положения атомно-молекулярного учения.

2. Что такое атом?

3. Что такое молекула?

4. Абсолютная атомная масса, ее единицы измерения.

5. Относительная атомная масса.

6. Абсолютная масса молекулы.

7. Относительная молекулярная масса.

8. Химические формулы, виды химических формул.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2**

**Строение атома и химическая связь.**

* + - 1. **Строение атома.**

***Теоретический материал***.Многоэлектронные атомы. Закономерности заполнения орбиталей в атомах: принцип (запрет) Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Последовательность заполнения АО. Электронные схемы, электронные формулы и электронно-графические схемы атомов.

***Методические рекомендации к построению графиков строения атомов элементов:***

– порядковый номер элемента;

– распределение электронов по энергетическим уровням;

– квантовые числа;

– оценка энергии АО согласно 1-му правилу Клечковского;

– график строения атомов;

– принципы заполнения АО электронами;

***Контрольные вопросы***

1. Запрет Паули.

2. Принцип максимального спина (принцип Гунда).

3. Принцип наименьшей энергии и правила Клечковского.

4. Электронно-графические и электронные формулы атомов элементов 1–4 периодов.

**2. Химическая связь**

***Теоретический материал*.** Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Основные положения метода. Два механизма образования ковалентной связи.

Свойства ковалентной связи (длина и энергия как мера прочности связи, насыщаемость, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики. Полярность связей и полярность молекул.

***Контрольные вопросы***

1. Природа химической связи.

2. Основные типы химической связи.

3. Ковалентная связь: полярная и неполярная.

4. Сущность метода валентных связей.

5. Обменный механизм образования ковалентной связи.

6. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

7. Параметры молекул с ковалентной связью.

8. Направленность как свойство ковалентной связи, σ- и π-связь.

9. Насыщаемость как свойство ковалентной связи, максимальная ковалентность атомов химических элементов.

10. Поляризуемость как свойство ковалентной связи.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3**

**Растворы**

***Лабораторный опыты***

ОПЫТ 1. **Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе из твердого вещества и воды**

Приготовить 200 г 5 %-го раствора карбоната натрия из соды Na2CO3 и воды.

Вычислить, какая масса Na2CO3 требуется для приготовления 200 г 5 %-го раствора.

Взять навеску измельченной соды.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

ОПЫТ 2. **Приготовление растворов определенной молярной и нормальной концентраций** **из твердого вещества и воды**

Приготовить 250 мл 0,5 н раствора хлорида бария ВаСl2 из ВаСl2 и воды.

Рассчитать, какая масса ВаСl2 требуется для приготовления 250 мл 0,5 н раствора хлорида бария.

Взять навеску этой соли на весах с точностью до 0,01 г. Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу емкостью 250 мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворить в малом объеме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

ОПЫТ 3. **Определение плотности растворов**

Плотностью раствора называется масса единицы его объема при исследуемой температуре:

.

Плотность раствора может быть определена с помощью пикнометров, ареометра и другими способами.

**Опыт 4. Методика определения плотности раствора с помощью ареометра**

Наиболее быстро плотность раствора определяется с помощью ареометра. Схема определения с помощью ареометра показана на рисунке 25.

Ареометры калибруются при определенной температуре. Для более точных измерений пользуются набором ареометров, каждый из которых предназначен для узкого интервала изменения плотности (см. рисунок 20, с. 93).

Для определения плотности раствора следует сухой и чистый цилиндр заполнить на 2/4 испытуемым раствором и опустить в него ареометр. Сначала надо опустить ареометр, шкала которого имеет наименьшее значение плотности. Если шкала его не погрузится в раствор, то ареометр вынуть, промыть водой, просушить фильтровальной бумагой и поставить на место. Заменить его следующим из набора, и так до тех пор, пока ареометр не погрузится на такую глубину, что уровень жидкости в цилиндре окажется в пределах шкалы ареометра. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра следует определять по нижнему мениску прозрачной жидкости и по верхнему – для непрозрачной жидкости.

Определять плотность раствора следует 3–5 раз и в качестве окончательного результата взять среднее арифметическое значение найденных величин.

***Контрольные вопросы***

1. Способы выражения концентрации растворов.

2. Как приготовить раствор с заданной массовой долей растворенного вещества?

3. Как приготовить раствор с заданной молярной концентрацией?

4. Как приготовить раствор с заданной нормальной концентрацией?

5. Что такое фиксанал?

6. Как приготовить раствор из фиксанала?

7. Что такое плотность раствора? Чем измеряется плотность растворов?

.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4**

**Окислительно-восстановительные реакции.**

***Лабораторные опыты***

ОПЫТ 1. **Реакции межмолекулярного окисления-восстановления**

В три пробирки налить по 2−3 мл разбавленного раствора перманганата калия KMnO4. В первую пробирку добавить 1−2 мл 1 М раствора серной кислоты, во вторую − 1−2 мл разбавленного раствора гидроксида натрия, а в третью − 1−2 мл дистиллированной воды. В каждую пробирку внести несколько кристаллов сульфита натрия до изменения цвета раствора. Что произойдет с перманганатом калия в кислой, щелочной и нейтральной средах. Написать уравнения реакций. Составить электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель. Сделать вывод о влиянии среды на протекание окислительно-восстановительных процессов.

ОПЫТ 2. **Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции**

В пробирку поместить перманганата калия массой приблизительно 0,5 г. Пробирку нагреть до расплавления соли. Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Написать уравнения реакции, указав окислитель и восстановитель.

ОПЫТ 3. **Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)**

Налить в пробирку 1−2 мл пероксида водорода (ω = 3 %), всыпать немного порошка MnO2. Выделившийся газ испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель. Какую роль выполняет диоксид марганца?

***Контрольные вопросы***

1. Что такое степень окисления атомов элементов.

2. Приведите примеры реакций без изменения степени окисления.

3. Что такое ОВР? Приведите примеры.

4. Что такое окислитель и восстановитель?

5. Что такое процессы окисления и восстановления?

6. В чем сущность окислительно-восстановительных реакций?

7. Какие вещества проявляют только восстановительные свойства?

8. Какие вещества проявляют только окислительные свойства?

9. Какие вещества могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства?

10. Что такое межмолекулярные ОВР? Приведите примеры.

11. Что такое внутримолекулярные ОВР? Приведите примеры.

12. Что такое реакции диспропорционирования? Приведите примеры.

13. Что такое реакции компропорционирования? Приведите примеры.

14. Сущность метода электронного баланса.

15. Какие факторы влияют на направление ОВР?

16. Биологическая роль ОВР.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5**

**Комплексные соединения**

***Лабораторныу опыты***

***Теоретический материал*.**Понятие о комплексных (координационных) соединениях. Координационная теория А. Вернера. Природа химической связи в комплексных соединениях. Классификация комплексных соединений.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная и вторичная). Вторичная диссоциация как реакция замещения лигандов молекулами растворителя. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости и устойчивости.

Значение процессов комплексообразования в химии и биологии.

*Лабораторные опыты*

ОПЫТ 1. **Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом**

Налить в пробирку 1–2 мл раствора СuCl2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка Сu(OH)2, затем прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu2+ с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов сообщает окраску раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Cu2+ равно 4. Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное основание? Почему?

ОПЫТ 2. **Образование и диссоциация соединений с комплексным анионом**

В пробирку с 2–3 мл раствора Bi(NO3)3 добавлять по каплям 0,5 н раствор KI до выпадения осадка BiI3. Затем добавить еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обусловливаться присутствием ионов K+, I−, Bi3+? Написать уравнения реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Bi3+ равно 4.

***Контрольные вопросы***

1. Что такое комплексные соединения?

2. Сформулируйте основные положения теории А. Вернера.

3. Комплексные соединения с точки зрения электролитической диссоциации.

4. Что такое Кнест. и Кусточ. комплексного иона?

5. Классификации комплексных соединений.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6**

**Элементы 6А группы – халькогены**

***Лабораторныу опыты***

***Теоретический материал.*** Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Кислород. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель, взаимодействие его с простыми и сложными веществами. Оксиды: способы получения, классификация, свойства.

Озон, его свойства, образование в природе. Озониды металлов.   
Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами,   
неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Химические основы нитрозного и контактного способов получения серной кислоты. Олеум и полисерные кислоты. Соли серной кислоты.

ОПЫТ 1. **Получение кислорода**

Укрепить вертикально в зажиме штатива сухую пробирку с 0,5 г кристаллического KMnO4 и нагреть. Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

ОПЫТ 2. **Окислительные свойства кислорода**

А. В железную ложечку положить небольшой кусочек серы, зажечь его в пламени горелки и внести в пробирку с кислородом, постепенно опуская ложечку. Сравнить интенсивность горения серы в воздухе и кислороде. После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения серы в воде.

Б. Проделать такой же опыт, взяв вместо серы немного красного фосфора.

В. В сосуд с кислородом внести предварительно зажженную ленту магния, держа ее железными щипцами (*не смотреть долго на горящий магний:* *это вредно для глаз!*)*.* После сжигания влить в сосуд воду и, закрыв сосуд, взболтать его содержимое.

К какому классу соединений относятся продукты горения серы, фосфора и магния в кислороде? Что образуется при взаимодействии этих веществ с водой? Проверить сделанные предположения с помощью индикаторов. Написать соответствующие уравнения реакций.

ОПЫТ 3. **Получение озона и его свойства**

В одну пробирку всыпать немного порошка ВаО2, в другую налить 2 мл концентрированной H2SO4. Охладить обе пробирки, опустив их в сосуд с холодной водой (или лучше охладительной смесью из снега и поваренной соли). Влить H2SO4 в пробирку с ВаО2 и мешать стеклянной палочкой, одновременно охлаждая пробирку.

Образующийся озон может быть обнаружен по запаху (*нюхать осторожно!*) и по посинению фильтровальной бумаги, смоченной раствором KI и крахмальным клейстером. Написать уравнение реакции О3 с KI. Объяснить изменение окраски иодкрахмальной бумаги.

ОПЫТ 4. **Обнаружение пероксида водорода**

Налить в пробирку 1 мл 3%-го раствора Н2О2, добавить 1–2 капли раствора KI и несколько капель разбавленной H2SO4. Добавить к смеси 1–2 мл крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 5. **Каталитическое разложение пероксида водорода**

Налить в пробирку 1–2 мл 3%-го раствора Н2О2, всыпать немного порошка МnO2. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции.

Какую роль выполняет МnO2 в этой реакции?

ОПЫТ 6. **Окислительные свойства пероксида водорода**

К 2 мл раствора Pb(NO3)2 добавить равный объем раствора Na2S, нагреть до кипения. Обратить внимание на цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции. Слить раствор с осадка. Добавить к осадку 3 мл 3%-го раствора Н2O2 и слегка нагреть. Как изменяется окраска осадка? Составить уравнение реакции. Какую роль выполняет в этой реакции пероксид водорода Н2О2?

ОПЫТ 7. **Взаимодействие серной концентрированной кислоты** **с** **неметаллами** (*опыты проводить в вытяжном шкафу*)

В фарфоровых чашках при осторожном нагревании провести реакции между концентрированной H2SO4 и неметаллами: в одной – с серой, в другой – с углем. Установить (по запаху), какой газ выделяется (*осторожно!*). Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляет концентрированная H2SO4 в этих реакциях?

ОПЫТ 8. **Взаимодействие серной разбавленной кислоты с металлами**

Получить у преподавателя образцы металлов (медь, цинк, железо, алюминий). Исходя из положения этих металлов в электрохимическом ряду напряжений металлов, сделать предположительный вывод о возможности протекания реакций между этими металлами и разбавленной H2SO4. Доказать опытным путем, все ли взятые металлы взаимодействуют с разбавленной (2 н раствором) H2SO4. Отметить различие в скорости протекания реакций и дать объяснения, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какой ион является в этих реакциях окислителем?

ОПЫТ 9. **Взаимодействие серной концентрированной кислоты с металлами**

А. В пробирке при слабом нагревании провести реакцию между медью и концентрированной серной кислотой. Установить по запаху (*осторожно*!), какой газ выделяется. После опыта, когда пробирка остынет, отлить 2–3 мл раствора в другую пробирку, добавить 5–6 мл воды и взболтать. Отметить цвет раствора и сделать вывод, какие ионы присутствуют в растворе. Написать уравнение реакции концентрированной H2SO4 с медью.

Б. Подействовать концентрированной H2SO4 на цинк. Установить по запаху (*осторожно!*), какой газ выделяется.

ОПЫТ 10. **Дегидратирующие свойства концентрированной серной кислоты**

А. Стеклянной палочкой, смоченной раствором концентрированной H2SO4, написать что-либо на листе фильтровальной бумаги, а затем подсушить бумагу над пламенем горелки. Объяснить наблюдаемые явления, имея в виду, что общая формула клетчатки (C6H10O5)х.

Б. В химический стакан (100–150 мл) поместить 10 г мелко истолченного сахара, добавить 1 мл воды до образования кашицы и 4–5 мл концентрированной H2SO4. Размешать стеклянной палочкой до получения однородной массы и, оставив стеклянную палочку в стакане, наблюдать за происходящим. Написать уравнение реакции, имея в виду, что формула сахара – С12Н22О11.

ОПЫТ 11. **Качественная реакция на сульфат-ион**

Пользуясь таблицей растворимости солей, установить, какие катионы могут являться реактивами на ион SO42–. Провести соответствующие реакции, отметить цвет и вид осадков.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Испытать отношение полученных осадков к HCl. Сравнить действие НСl на ВаSO3 и BaSO4. Дать объяснение.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7**

**Переходные элементы (металлы В-групп)**

***Лабораторные опыты***

ОПЫТ 1. **Получение и свойства гидроксида хрома (III)**

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметить цвет осадка и написать уравнение химической реакции.

Разделить осадок на две пробирки. В одну пробирку добавить серную разбавленную кислоту, в другую – избыток щелочи. Написать уравнения химических реакций. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)?

ОПЫТ 2. **Гидролиз солей хрома (III)**

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавить несколько капель лакмуса. Какая окраска лакмуса в растворе? Объяснить изменение окраски.

В пробирку с раствором соли хрома (III) добавить раствор сульфида натрия до образования осадка. Полученный осадок отфильтровать и хорошо промыть на фильтре водой. Осадок разделить на две части. К одной части осадка добавить разбавленную соляную кислоту, к другой части – раствор щелочи. На основании экспериментальных данных сделать вывод о составе осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

ОПЫТ 3. **Окисление соединений хрома (III)**

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавить избыток раствора щелочи: сначала осадок образуется, при дальнейшем прибавлении щелочи осадок растворяется. Какое вещество образуется? Написать уравнение химической реакции.

Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну пробиркудобавить немного раствора гидроксида натрия и бромной воды, в другую – немного раствора гидроксида натрия и раствора пероксида водорода. Что наблюдается? Написать уравнения химических реакций. Какую роль выполняет в данных реакциях соединение хрома (III)?

ОПЫТ 4. **Окислительные свойства соединений хрома (VI)**

К 2–3 мл раствора дихромата калия прибавить немного разбавленной серной кислоты и 2–3 мл раствора нитрита натрия. Смесь слабо нагреть. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

К 2–3 мл раствора дихромата калия прибавить немного разбавленной серной кислоты и 2–3 мл раствора сульфита натрия. Объяснить изменение окраски. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

К концентрированному раствору дихромата калия добавить концентрированный раствор соляной кислоты. Нагреть до изменения окраски. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

ОПЫТ 5 **Свойства перманганата калия**

Нагреть в пробирке несколько кристаллов перманганата калия. Доказать, какой газ выделяется. Продолжить нагревание до прекращения его выделения. После охлаждения растворить содержимое пробирки в небольшом объеме воды. Какой цвет имеют полученный раствор и осадок? Написать уравнение реакции.

В три пробирки налить 1–2 мл раствора перманганата калия и немного разбавленной H2SO4. В первую пробирку добавить раствор Na2SO3, во вторую – раствор FeSO4, в третью – раствор щавелевой кислоты (третью пробирку нагреть). Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К 1–2 мл раствора KMnO4 добавить концентрированный раствор щелочи, затем раствор сульфида натрия и взболтать. Отметить, как изменился цвет раствора. Через некоторое время наблюдать образование осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К раствору сульфата марганца (II) в пробирке добавлять по каплям раствор перманганата калия. Что происходит? Испытать реакцию раствора индикатором. Написать уравнение реакции. Объяснить явления, наблюдаемые в опытах. Как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия?

ОПЫТ6. **Взаимодействие железа с кислотами**

*(Опыты проводить в вытяжном шкафу)*

К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках добавить разбавленные и концентрированные растворы HCl, H2SO4, HNO3. Те пробирки, в которых реакция на холоде не идет, нагреть. Наблюдать происходящие явления. Объяснить, почему в некоторых опытах реакция идет при нагревании. Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 7. **Получение гидроксида железа (II) и его свойства**

Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H2SO4. 3–4 мл полученного раствора отлить в пробирку и прилить к нему раствор NaOH. Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II) белого цвета. Написать уравнения реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет? Написать уравнения реакций. Испытать отношение Fe(OH)2 к разбавленному раствору HCl и избытку раствора щелочи. Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?

ОПЫТ8. **Гидролиз солей железа (III)**

Растворить в воде немного хлорида железа (III). Определить реакцию раствора. Написать уравнение реакции гидролиза. В две пробирки налить по 2–3 мл раствора хлорида железа (III). В одну из них добавить несколько капель концентрированного раствора НСl. Отметить изменение цвета раствора. Раствор хлорида железа (III) во второй пробирке разбавить водой и нагреть до кипения. Как изменился цвет раствора? Объяснить результаты этих опытов.

К раствору хлорида железа (III) прилить раствор соды. Что происходит? Написать уравнение реакции. Как можно доказать, что полученный осадок не является солью угольной кислоты? Указать, какие соли – Fe (II) или Fe (III) – сильнее подвергаются гидролизу, объяснить почему.