

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**БРАТСКИЙ ЦЕЛЛЮЛОЗНО-БУМАЖНЫЙ КОЛЛЕДЖ  
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БРАТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Специальность 18.02.12  
Технология

**МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ**

***ПРАКТИКУМ***

*по дисциплине*  
**«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Братск 2019

Составила (разработала) Юдинцева Г.Н., преподаватель кафедры  
химико-механических дисциплин

Рассмотрено на заседании кафедры химико-механических дисциплин

« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 20\_\_ г. \_\_\_\_\_

Одобрено и утверждено редакционным советом

\_\_\_\_\_  
« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 20\_\_ г. № \_\_\_\_\_

## Содержание

Введение.....	3
1 Лабораторная работа № 1.....	10
2 Лабораторная работа № 2.....	13
3 Лабораторная работа № 3.....	16
4 Лабораторная работа № 4.....	19
5 Лабораторная работа № 5.....	21
6 Лабораторная работа № 6.....	25
7 Лабораторная работа № 7.....	29
8 Лабораторная работа № 8.....	33
9 Лабораторная работа № 9.....	36
10 Лабораторная работа № 10.....	40
11 Лабораторная работа № 11.....	45
12 Лабораторная работа № 12.....	49
13 Лабораторная работа № 13.....	51
Список использованных источников.....	78

## Введение

Программа учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» является частью программы подготовки специалистов среднего звена в соответствии с ФГОС по специальности СПО 18.02.01 Аналитический контроль качества химических соединений.

В структуре ППССЗ данная дисциплина является дисциплиной математического и общего естественнонаучного цикла.

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен **уметь**:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- находить молекулярную формулу вещества;
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.

В результате освоения учебной дисциплины студент должен **знать**:

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- основные понятия и законы химии;
- основы электрохимии;
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;

- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Старший техник должен обладать общими и профессиональными компетенциями.

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

ОК 3. Решать проблемы, оценивать риски и принимать решения в нестандартных ситуациях.

ОК 4. Осуществлять поиск, анализ и оценку информации, необходимой для постановки и решения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии для совершенствования профессиональной деятельности.

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

ОК 7. Ставить цели, мотивировать деятельность подчиненных, организовывать и контролировать их работу с принятием на себя ответственности за результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Быть готовым к смене технологий в профессиональной деятельности.

ПК 1.1. Оценивать соответствие методики задачам анализа по диапазону измеряемых значений и точности.

ПК 1.2. Выбирать оптимальные методы анализа.

ПК 1.3. Оценивать экономическую целесообразность использования методов и средств анализа и измерений.

ПК 2.1. Обслуживать и эксплуатировать оборудование химико-аналитических лабораторий.

ПК 2.2. Подготавливать реагенты и материалы, необходимые для проведения анализа.

ПК 2.3. Обслуживать и эксплуатировать коммуникации химико-аналитических лабораторий.

ПК 2.4. Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ химическими методами.

ПК 2.5. Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ физико-химическими методами.

ПК 2.6. Проводить обработку результатов анализов с использованием аппаратно-программных комплексов.

ПК 2.7. Работать с химическими веществами и оборудованием с соблюдением техники безопасности и экологической безопасности.

ПК 3.1. Планировать и организовывать работу персонала производственных подразделений.

ПК 3.2. Организовывать безопасные условия труда и контролировать выполнение правил техники безопасности, производственной и трудовой дисциплины, правил внутреннего трудового распорядка.

ПК 3.3. Анализировать производственную деятельность подразделения.

ПК 3.4. Участвовать в обеспечении и оценке экономической эффективности работы подразделения.

ПК 4.1. Выполнять качественный и количественный химический анализ с применением высокоточных приборов и аппаратно-программных комплексов.

ПК 4.2. Выполнять физико-химические анализы повышенной сложности с применением аппаратно-программных средств и комплексов.

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» рассчитана на 52 часа теоретического обучения и 50 часов практического обучения.

Целью практического обучения является приобретение и совершенствование навыков и умений выполнения химических анализов в химической лаборатории. Выполнение лабораторных работ помогает глубже изучить теоретический материал и подготовиться к сдаче экзамена.

## 1 Лабораторная работа № 1

**Тема: Получение и химические свойства неорганических соединений**

**Цель работы:** экспериментальным путём изучить свойства щелочей, оснований, кислот, солей, оксидов; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Получение и свойства оснований.

1.1. В пробирку налить 5-10 капель сульфата меди, добавить гидроксид натрия 5-10 капель, полученный осадок разделить на 2 части и первую часть нагреть. Ко второй части добавить соляную кислоту по каплям, до полного растворения.

1.2. В пробирку налить 5-10 капель сульфата железа, добавить 5-10 капель гидроксида натрия, полученный осадок разделить на 2 части, первую нагреть, ко второй прилить соляную кислоту до полного растворения.

1.3. В пробирку налить 5-10 капель хлорида железа, добавить 5-10 капель гидроксида натрия, полученный осадок разделить на 2 части. Первую - нагреть, ко второй добавить соляную кислоту.

Зафиксируйте наблюдения, напишите уравнения реакций, сделайте выводы.

1.4. В первую пробирку налейте 5-10 капель нитрата хрома, ко второй - 5-6 капель сульфата алюминия, в третью - хлорид цинка. Затем в каждую из трех пробирок к солям добавьте по каплям до образования осадка гидроксид натрия. Теперь полученный осадок разделить на 2 пробирки. К первой добавить щелочь, ко второй - кислоту.

Почему осадки растворяются в кислотной и щелочной среде? Объясните.

#### 2. Свойства щелочей.

2.1. Реакция нейтрализации.

В пробирку налейте 3-5 капель гидроксида натрия, добавьте 2 капли фенолфталеина. С  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  проделайте то же самое. Что произошло?

2.2. В пробирку налейте 3-5 капель гидроксида натрия, добавьте 2 капли фенолфталеина, затем по каплям добавляйте соляную кислоту до исчезновения окраски. Какую реакцию вы наблюдали?

2.3. Взаимодействие щелочи с солями. К 3-5 каплям сульфата меди добавить 5 капель гидроксида натрия. Объясните, что произошло.

2.4. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами. В пробирку налейте 2 мл (6-8 капель) известковой воды, через стеклянную трубочку подуйте в раствор. Что происходит? Почему?

#### 3. Свойства кислот.

3.1. В три пробирки налейте азотную, серную, соляную (разбавленные) кислоты. Первоначально испытайте растворы кислот универсальным

индикатором, сделайте вывод о pH среды кислот, затем испытайте растворы кислот фенолфталеином, лакмусом синим, метилоранжем. Запомните, какую окраску принимают индикаторы в кислой среде.

3.2. Реакция нейтрализации. В пробирку налить 2 мл соляной кислоты, прилить 2 капли метилоранжа, затем добавлять по каплям гидроксид натрия до исчезновения окраски. Что произошло?

3.3. Взаимодействие кислот с основными оксидами. В пробирку насыпать микрошпателем оксид меди, прилить 1-1,5 мл серной кислоты, смесь нагреть. Объясните, что произошло.

3.4. Взаимодействие кислот с металлами.

а) В пробирку налейте 2-3 мл соляной кислоты, опустите в нее кусочек металлического натрия. Что произошло? Почему?

б) В пробирку налейте 2-3 мл соляной кислоты, опустите кусочек медной проволоки. Что наблюдаете? Почему?

в) В пробирку с кусочком меди прилейте 2-3 мл концентрированной кислоты. Что происходит? Почему?

3.5. Взаимодействие кислот с солями. К 3-4 каплям серной кислоты прилейте 2 капли хлорида бария. Объясните происходящее.

#### **4. Свойства солей.**

4.1. Взаимодействие солей со щелочами. В пробирку налейте 2-3 капли хлорида цинка, к нему добавьте 2-3 капли щелочи. Что произошло?

4.2. Взаимодействие соли с солью. В пробирку с 2-3 каплями хромата калия налейте 2-3 капли хлорида бария. Что происходит?

4.3. Взаимодействие соли с кислотой. К 2-3 каплям хлорида бария добавьте 2-3 капли серной кислоты. Что наблюдаете?

4.4. Взаимодействие соли с металлом. Налить в пробирку 3 мл сульфата меди, опустить в раствор железную кнопку. Что происходит? Почему?

Сделайте выводы.

#### **5. Получение и свойства оксидов.**

5.1. Получение основного оксида меди и изучение его свойств.

В пробирку налить 3-5 капель сульфата меди, добавить 3-5 капель гидроксида натрия. Полученный осадок разделить на 2 части. Обе части нагреть, а затем первую растворить в воде, вторую - в кислоте. Сделайте вывод.

5.2. Получение кислотного оксида.

К 0,5-1 г карбоната кальция прилейте 20 капель соляной кислоты, пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в известковую воду. Что произойдет? Почему?

5.3. Получение и свойства кислотного оксида.

В пробирку положите кусочек меда, добавьте концентрированной азотной кислоты, закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в воду, подкрашенную синим лакмусом или метилоранжем. Что произойдет? Почему?



#### 5.4. Получите амфотерного оксида.

Нагрейте в пробирке приблизительно 1 г бихромата аммония, полученный зеленый рыхлый порошок соберите и разложите в 2 пробирки. Содержимое первой растворите в 2-3 мл щелочи, второй - в 2-3 мл кислоты. Объясните происходящие явления.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 2 Лабораторная работа № 2

### Тема: Приготовление растворов

**Цель работы:** приготовить растворы процентной и молярной концентрации; измерить плотность полученных растворов; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Алгоритм приготовления раствора процентной концентрации:

- 1.1. Рассчитать массу растворенного вещества и растворителя.
- 1.2. Взвесить на весах навеску растворяемого вещества.
- 1.3. Всыпать навеску в стакан.
- 1.4. Измерить мерным цилиндром необходимый объем воды.
- 1.5. Порциями выливать воду в стакан, перемешивая содержимое.
- 1.6. При полном растворении долить всю воду в стакан. Раствор готов.

Для измерения плотности раствора возьмите ареометр и выполните действия:

1. Раствор вылейте в цилиндр.
2. Опустите ареометр в цилиндр так, чтобы он не касался стенок и дна цилиндра.
3. Определите величину плотности.

**2. Алгоритм приготовления раствора молярной концентрации (для приготовления раствора молярной концентрации используются мерные колбы, т.е. колбы с узким и длинным горлом, на котором есть метка):**

- 2.1. Рассчитать массу растворяемого вещества.
- 2.2. Взвесить навеску.
- 2.3. Перенести навеску через ворошку в мерную колбу необходимой емкости.

2.4. Прилить в колбу некоторое количество дистиллированной воды и перемешивать до полного растворения.

2.5. Налить в мерную колбу воды до метки на горле колбы. Доведение уровня до метки производить по каплям из пипетки. Нижний край мениска жидкости должен совпадать с меткой для бесцветных жидкостей, для окрашенных – верхний край.

- 2.6. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор.

Масса воды, необходимая для приготовления раствора молярной концентрации не рассчитывается.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту

### 3 Лабораторная работа № 3

#### Тема: Химическая кинетика

**Цель работы:** опытным путем доказать зависимость скорости химической реакции от концентрации, температуры; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

#### Ход работы

##### 1. Зависимость скорости реакции от концентрации.

В 4 чистые пронумерованные пробирки налить пипеткой указанное в таблице 1 количество раствора тиосульфата натрия и воды. В другие 4 пробирки отмерить пипеткой по 6 мл раствора серной кислоты. Поочередно вливать кислоту в растворы тиосульфата натрия. Время от момента сливания до помутнения отсчитать по секундомеру.

Таблица 1 – Зависимость скорости реакции от концентрации

№ пробирки	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	Объем $\text{H}_2\text{O}$ , мл	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время $t$ , с	Скорость реакции $v = 1/t$
1	6	0	1		
2	4	2	2/3		
3	3	3	1/2		
4	2	4	1/3		

##### 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

В 4 чистые пронумерованные пробирки налить по 4 мл раствора тиосульфата натрия, а в другие 4 пробирки - по 4 мл раствора серной кислоты, пробирки сгруппировать попарно. Первую пару пробирок поместить вместе с термометром в стакан с водой и через 3-5 мин, записав температуру, смешать оба раствора. Отметить, через сколько секунд наступит помутнение. Повторить этот опыт со второй парой пробирок при температуре на  $10^\circ\text{C}$  выше, затем с третьей парой пробирок - на  $20^\circ\text{C}$  выше и, наконец, с четвертой парой пробирок на  $30^\circ\text{C}$  выше. Результаты заносятся в таблицу 2.

Таблица 2 – Зависимость скорости реакции от температуры

№ пробирки	Температура опыта	Время наступления помутнения	Скорость реакции

### **3. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.**

В небольшом стакане смешать 30 мл воды с 1-2 каплями насыщенного  $\text{FeCl}_3$ , 1-2 каплями  $\text{KCNS}$ .

Раствор окрасится в красный цвет. Полученный раствор налить поровну в 4 пробирки, в первую добавить несколько капель  $\text{KCNS}$ , во вторую  $\text{FeCl}_3$ , в третью щепотку  $\text{KCl}$ .

После перемешивания сравнить окраски в трех пробирках с четвертой и сделать вывод о направлении сдвига равновесия в каждом случае.

Сделать выводы о проделанной работе, вычертить трафики для всех опытов.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

#### 4 Лабораторная работа № 4

**Тема: Реакции в растворах электролитов, идущие до конца. Амфолиты. Гидролиз солей**

**Цель работы:** изучить условия, при которых химические реакции обмена идут до конца; практически ознакомиться с прохождением гидролиза в зависимости от состава соли и условий реакции; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

#### Ход работы

##### 1. Реакции, идущие до конца, за счет образования осадка.

В пробирку прилить 1 мл хлорида бария, затем по стенке пробирки прилить до 1 мл серной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод, идет ли эта реакция до конца. Если идет, то почему? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде (ионное полное и сокращенное).

##### 2. Реакции, идущие до конца, за счет образования газообразного вещества.

В пробирку положите несколько кусочков мрамора или мела, прилейте соляной кислоты, поднесите к пробирке синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдаете? Сделайте вывод, в результате чего эта реакция идет до конца. Составьте молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

##### 3. Реакции, идущие до конца, за счет образования слабого электролита воды.

В пробирку прилить 1 мл щелочи, капнуть 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем в этот раствор прилить осторожно по стенке пробирки, все время встряхивая ее, соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод, идет ли реакция до конца. Составьте молекулярное, полное и сокращенное уравнения реакции.

##### 4. Свойства амфолитов.

К 1-2 мл сульфата алюминия прилейте столько же едкого натра. Полученный осадок разделите на две части. Первую половину испытайте, прилив к ней кислоту до полного исчезновения осадка, ко второй половине прилейте щелочь по каплям столько, чтобы осадок растворился. Дайте объяснения этому явлению. Почему растворился осадок? Какими свойствами обладает полученный гидроксид алюминия? Уравнения реакции напишите в молекулярном и ионном виде.

##### 5. Гидролиз различных солей.

В четыре пробирки насыпать немного карбоната натрия, хлорида алюминия, карбоната аммония и хлорида натрия. Прилейте 1-2 мл воды,

размешайте растворы стеклянной палочкой, разлейте их на 2 пробирки каждый. В одну прилейте лакмус синий, а в другую - фенолфталеин. Что наблюдаете? Какова среда? По какому типу идет гидролиз каждой соли? Почему? Сделайте выводы. Составьте уравнения реакции в ионном виде.

#### **6. Влияние температуры на гидролиз.**

В пробирку прилить 1 мл концентрированного раствора уксуснокислого натрия, прилив 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Сделайте вывод, как изменится гидролиз при нагревании. Составьте уравнение гидролиза в ионном виде.

#### **7. Влияние разбавления на гидролиз.**

В две пробирки насыпать немного карбоната натрия. В одну прилить 1-2 капли воды, в другую - 2-3 мл и в обе пробирки прилить 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Сделайте вывод, как влияет разбавление на гидролиз.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 5 Лабораторная работа № 5

**Тема: Окислительно-восстановительные процессы.**

**Цель работы:** экспериментальным путём изучить типы окислительно-восстановительных реакций; развивать навыки составления электронного баланса; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Окислительные свойства кислот.

1.1. К нескольким кусочкам цинка добавить небольшое количество (3-4 мл) соляной кислоты (1:1). Испытать выделяющийся газ. Написать уравнение реакции. Какой ион участвует в реакции окисления?

1.2. (Под тягой!). Несколько маленьких кусочков медной стружки обработать концентрированной серной кислотой. Укрепить пробирку в штативе таким образом, чтобы отверстие пробирки не было направлено в сторону работающих. Осторожно нагреть содержимое пробирки до начала кипения. Обратит внимание на выделение газа с резким запахом и изменение цвета раствора. Проявляются ли в этой реакции окислительные свойства иона водорода?

1.3. Несколько кусочков медной стружки обработать концентрированной азотной кислотой на холоду. Обратит внимание на цвет выделяющегося газа и изменение цвета раствора. Следует иметь в виду, что, наряду с основной реакцией, протекает процесс, сопровождающийся образованием NO.

#### 2. Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительной реакции.

2.1 К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавить раствор сульфита натрия. Как изменится цвет раствора?

2.2 Прodelать ту же реакцию без подкисления. Как в этом случае меняется цвет раствора? Обратит внимание на образование осадка.

2.3 К сильно щелочному раствору сульфита натрия прибавить раствор перманганата калия. Как изменился цвет раствора?

Влияет ли изменение кислотности среды на протекание исследуемой реакции?

#### 3. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их ионов.

3.1 Галогены – окислители.

а) К раствору бромида калия прилить хлорную воду. Обратит внимание на изменение цвета раствора. Прибавить немного органического растворителя, например, бензола, и энергично перемешать содержимое пробирки. Обратит внимание на цвет бензольного слоя.

б) Повторить вышеуказанный опыт, взяв раствор KI вместо KBr.

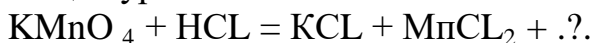
Отметить цвет раствора, образовавшегося вследствие растворения иода в бензоле или другом органическом растворителе.

в) Опыт (а) провести с раствором KI и бромной водой. В этом опыте следует избегать избытка бромной воды, чтобы быть уверенным в том, что весь бром израсходовался; в противном случае после встряхивания реакционной смеси избыток брома перейдет в органический растворитель вместе с выделившимся иодом и окраска будет нехарактерной.

На основании проделанных опытов сделать вывод, какой из галогенов ( $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ) является более сильным окислителем.

3.2. Восстановительные свойства хлорид-иона проявляются при взаимодействии с окислителями, более сильными, чем концентрированная серная кислота.

2-3 небольших кристаллика перманганата калия обработать (под тягой!) при нагревании концентрированной соляной кислотой (объемом не более 1/5 пробирки). Получается почти бесцветный раствор, содержащий продукты, отвечающие уравнению:



Если перманганат калия находится в большом избытке, то одним из продуктов восстановления этой соли будет коричнево-бурый диоксид марганца. Почему?

Для доказательства того, что выделяющийся газ представляет собой хлор, поднести к отверстию пробирки бумажку, смоченную иодидом калия. Что наблюдается при этом? Примечание: Если влажную бумажку с выделившимся на ней иодом продолжать держать у отверстия пробирки, то через некоторое время окраска исчезает, вследствие дальнейшего окисления иода выделяющимся хлором в бесцветную йодноватую кислоту.

#### **4. Окислительно-восстановительные свойства металлов и их ионов.**

4.1 Небольшой кусочек цинка обработать разбавленной серной кислотой. Реакция вначале идет медленно, а затем ускоряется.

4.2. Небольшую щепотку порошка алюминия обработать разбавленным раствором едкого натра. Реакция начинается не сразу, а только после растворения окисной пленки на поверхности металла.

#### **5. Окислительно-восстановительная двойственность.**

5.1 К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавить до обесцвечивания раствор  $NaNO_2$ . Если прибавить  $NaNO_2$  в некотором избытке, то легко обнаружить слабое побурение и запах двуокиси азота.

5.2 К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавить несколько капель раствора  $NaNO_2$ . Что наблюдается?

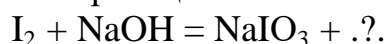
Какова функция  $NaNO_2$  в данных опытах?

#### **6. Реакции самоокисления - самовосстановления.**

Кристаллик иода обработать небольшим объемом раствора NaOH при



слабом нагревании. Обратить внимание на переход иона в раствор. Закончить уравнение реакции:

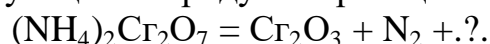


Самоокисление - самовосстановление иода идет в щелочной среде. Если теперь полученный раствор подкислить, то реакция пойдет в обратном направлении.



### **7. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления.**

Несколько кристаллов бихромата аммония поместить в сухую пробирку и нагреть до начала реакции разложения. Обратить внимание на характер образующихся продуктов реакции и закончить уравнение реакции



После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## **6 Лабораторная работа № 6**

**Тема: Получение хлора, изучение его свойств и его соединений. Изучение свойств йода и брома. Качественные реакции на хлориды, иодиды и бромиды**

**Цель работы:** экспериментальным путем изучить свойства галогенов и их соединений; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### **Ход работы**

#### **1. Получение хлора, брома и йода.**

Смешать в пробирке небольшое количество хлорида натрия и диоксида марганца. Смесь смочить концентрированной серной кислотой и осторожно нагреть. Обратить внимание на цвет и запах выделяющегося газа. (Нюхать осторожно, направляя к лицу струю воздуха с примесью хлора движением руки). Испытать действие хлора на бумажку, смоченную разбавленным раствором иода да калия. Наблюдать потемнение бумажки, а затем обесцвечивание ее. Объяснить наблюдаемые явления.

#### **2. Свойства галогенов.**

2.1 .Взболтать в пробирке с водой несколько маленьких кристалликов иода. Происходит ли при этом заметное растворение иода? Слить с кристалликами воду в другую пробирку и прилить в ней 2-3 капли раствора крахмала. Раствор нагреть, а затем охладить под краном струей воды. Что наблюдаете? К нерастворившейся части йода прилить немного раствора иодида калия и взболтать. Что происходит?

2.2. В сухую пробирку положить кристаллик йода и закрыть ватным тампоном. Нагреть слегка дно пробирки и наблюдать испарение иода. Как называется это явление?

2.3. В отдельных пробирках испытать растворимость йода в спирте, бензоле и хлороформе. Обратить внимание на окраску полученных растворов.

#### **3. Галогеноводороды.**

Насыпать в три отдельные пробирки по щепотке хлорида, бромиды и йодида натрия (или калия) и облить их 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Пробирки осторожно подогреть и исследовать вещества, образующиеся в процессе реакций (цвет, запах). Сопоставить на основании результата опыта восстановительные свойства галогеноводородов и объяснить их различную восстановительную активность.

#### **4. Кислородные соединения галогенов.**

4.1. Испытать действие хлорной и бромной воды на растворы:

- а) индиго;
- б) сероводородной воды;

в) сульфата железа (II).

Доказать с помощью раствора роданида калия (аммония), что двухвалентный ион железа превращается в трехвалентный.

4.2. На хлорную, бромную и йодную воде подействовать на холоду 1 н раствором едкого натра. Объяснить, почему меняется окраска растворов. Испытать действие полученных растворов на раствор индиго и сероводородную воду. Подкислить полученные растворы серной кислотой. Что наблюдаете? Как это объяснить?

### **5. Качественные реакции на хлориды, иодиды и бромиды.**

На растворы хлорида, бромида и йодида калия подействовать раствором нитрата серебра. Что наблюдаете? Отметьте цвета выпавших осадков. Составьте реакции ионного обмена. Сделайте вывод.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 7 Лабораторная работа № 7

**Тема: Свойства серы и её соединений со степенью окисления -2, 4, 6**

**Цель работы:** экспериментальным путем изучить свойства серы, ее соединений; доказать восстановительные свойства  $\text{H}_2\text{S}$ , окислительные и восстановительные свойства  $\text{SO}_2$ , окислительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (к); совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Получение пластической серы.

В пробирку положите немного кристаллической серы и нагрейте в пламени спиртовки до тех пор, пока сера не расплавится. Образовавшаяся сера очень подвижна, продолжайте нагревать, сера густеет, ее вязкость повышается. Продолжайте нагревать серу почти до кипения, вновь сера становится подвижной. После этого быстро вылейте ее в стакан с водой. Образовалась пластическая сера. Выложите ее на фильтровальную бумагу и оставьте на 30-40 минут, а затем сравните этот образец с ромбической серой. Какие произошли изменения, объясните, почему?

#### 2. Горение серы (работайте под тягой!).

В ложечку для горения положите серу и подожгите ее. Обратите внимание на характер горения серы. Объясните, что получится? Соберите этот газ в стакан и наполните его водой с метилоранжем.

#### 3. Окисление серы азотной кислотой (к).

В пробирку положите 2 микрошпателя серы, прилейте к ней 15 капель азотной кислоты (к). Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и конец ее опустите в пробирку с водой, подкрашенной метилоранжем. Если процесс идет медленно, то немного нагрейте. Какой газ выделяется? Что происходит и почему? Составьте уравнение реакции с электронным балансом.

#### 4. Получение сероводорода и доказательство его восстановительных свойств.

В пробирку положите 1 микрошпатель сульфида натрия и добавьте к ней 10 капель  $\text{HCl}$ . Закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с бромной или йодной водой. Объясните, какой газ выделился, почему изменилась окраска бромной воды? Напишите уравнение химической реакции, составьте электронный баланс.

#### 5. Получение сульфидов и изучение их свойств.

5.1 В пробирку с раствором сульфида натрия добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Объясните, что произошло и почему?

5.2 В раствор  $\text{CuSO}_4$  (10 капель) добавьте 2-3 капли сероводородной воды

или пропустите  $\text{H}_2\text{S}$  (его можно получить путем взаимодействия  $\text{Na}_2\text{S}$  с  $\text{HCl}$ ). Осадок какой соли получится? К этому осадку прибавьте  $\text{HCl}$ . К какому типу сульфидов относится  $\text{CuS}$ ? Уравнение реакции напишите в ионном виде.

5.3 В пробирку с раствором  $\text{Na}_2\text{S}$  добавьте  $\text{FeCl}_3$ . Что получится? Теперь, к полученному осадку прилейте по каплям соляную кислоту или серную кислоту (к). Что произойдет? Почему? К какому типу относится данный сульфид?

## 6. Получение сернистого газа и изучение его свойств.

В пробирку насыпьте 1-1,5 микрошпателя сернистого натрия, добавьте 10-15 капель серной кислоты (к), закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой, по мере достижения эффекта, последовательно опускайте: в раствор воды, подкрашенной метилоранжем, в раствор бромной воды, в раствор сероводородной воды. Какой газ выделяется? Почему изменяется окраска метилоранжа? Почему обесцвечивается бромная вода? Почему появляется муть в пробирке с  $\text{H}_2\text{S}$ ?

Уравнение реакции взаимодействия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с  $\text{H}_2\text{SO}_4$  написать в ионном виде, в окислительно-восстановительной форме взаимодействие  $\text{SO}_2$  с  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Br}_2$  - водой. Определите, в каком случае  $\text{SO}_2$  является окислителем, восстановителем?

## 7. Свойства сернистой кислоты.

Сернистую кислоту, полученную как в опыте 6, разделите на две пробирки. Первую часть испытайте метилоранжем, а затем по каплям добавьте  $\text{NaOH}$  до изменения окраски индикатора. Происходит ли нейтрализация? Напишите уравнение реакции в ионном виде. Вторую часть кислоты соедините с бромной водой. Объясните, почему произойдет обесцвечивание? Будет ли сернистая кислота обладать восстановительными свойствами? Уравнения реакций напишите в форме окислительно-восстановительного процесса.

## 8. Серная кислота и ее свойства.

8.1 В пробирку налейте 5-6 капель серной кислоты (р-р) и испытайте ее раствор полоской универсального индикатора, полоской лакмуса синего, метилоранжа. Является ли кислота электролитом? Проведите нейтрализацию щелочью.

8.2 В пробирку с 20 каплями серной кислоты (р-р) бросьте кусочек натрия (лития, кальция). Какой газ выделится?

8.3 В пробирку с 20 каплями серной кислоты (р-р) положите кусочек цинка. Какой газ выделится?

8.4 В пробирку с 20 каплями серной кислоты (р-р) положите кусочек меди. Почему реакция не идет? Объясните.

8.5 В первую пробирку положите кусочек цинка, во вторую - меди, прилейте серную кислоту (к). Осторожно нагрейте пробирки. Очень осторожно понюхайте газы, которые будут выделяться. Объясните происходящие явления, сделайте вывод.

8.6 В пробирку или маленький стаканчик насыпьте сахарозы и прилейте серной кислоты (к). Как она действует на органические вещества?

8.7 Нарисуйте на бумаге рисунок палочкой, смоченной серной кислотой  
(к) Объясните, что и почему произойдет?

### **9. Соли серной кислоты.**

В три пробирки налейте  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  по 10 капель каждой. Испытайте растворы солей универсальным индикатором. Объясните суть происходящего. Идет ли гидролиз? На основании этого сделайте заключение о силе серной кислоты (сильный или слабый электролит).

### **10. Качественная реакция на анион $\text{SO}_4^{2-}$ .**

В пробирку с 5 каплями серной кислоты прилейте 2 капли хлорида бария. Что произойдет, почему? Напишите уравнение реакции в ионном виде.

Качественная задача.

Вам выданы две пробирки, в одной  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , в другой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Распознайте, где какое вещество? Пользуйтесь реактивами на штативе.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 8 Лабораторная работа № 8

### Тема: Свойства соединений азота и фосфора

**Цель работы:** экспериментальным путём изучить свойства соединений азота и фосфора; опытами доказать окислительные способности азота; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Сравнительная сила электролитов.

В две пробирки налить по 1 мл гидроксид аммония и едкий натр, затем капнуть по 1-2 капли фенолфталеина в обе пробирки. Что наблюдает? Что этим опытом доказываете?

#### 2. Устойчивость гидроксидов.

В две пробирки капнуть тех же веществ (опыт 1) и выпарить их досуха. Что наблюдаете? Одинаковые ли вещества остались в пробирках? Почему? Объясните и составьте уравнения реакции.

#### 3. Возгонка хлорида аммония.

Насыпать немного хлорида аммония в пробирку и нагреть до появления белого налета на стенках. Что это за налет? Что произошло с нашатырем при нагревании? Как называется это явление? Составьте уравнение реакции.

#### 4. Качественная реакция на соли аммония.

В пробирку с раствором хлорида аммония прилить едкого натра, смесь подогреть. По запаху или по посинению красной лакмусовой бумаги объясните, какие вещества образовались? Составьте уравнение в ионном виде. Определите тип реакции.

#### 5. Окислительные свойства азотной кислоты.

В пробирку положите кусочек меди и прилейте 1 мл азотной кислоты (к), закройте газоотводной трубкой с пробкой, другой конец газоотводной трубки опустите в сухую пробирку с закрытой ватой отверстием. Пробирка заполнится бурым газом, после чего опустите ее в воду вверх дном. Что наблюдаете в пробирке? Какие вещества образовались в результате реакции? Составьте уравнение реакции и электронный баланс взаимодействия меди с азотной кислотой. Определите, что окисляется, что восстанавливается. Окислителем или восстановителем является азотная кислота?

#### 6. Изучение свойств фосфорной кислоты.

6.1 В пробирку налить 5 капель фосфорной кислоты, добавить 3 каплю метилоранжа. Какая наблюдается окраска, почему? По каплям добавляйте едкий натр. Что происходит? Какой это тип реакции? Написать уравнение в ионном

виде.

6.2 В пробирку налить 2-4 мл фосфорной кислоты, положите кусочек натрия. Что произойдет, почему? Рассмотрите процесс как окислительно-восстановительный.

6.3 В пробирку налить 2-4 мл фосфорной кислоты и положить кусочек меди. Объясните, почему реакция не идет.

### **7. Гидролиз растворимых фосфатов.**

В пробирку налейте 2 мл фосфата натрия, раствор испытайте метилоранжем. Почему индикатор поменял окраску? Напишите уравнение в ионном виде.

### **8. Получение нерастворимых фосфатов.**

В пробирку налейте 2-3 капли фосфата натрия (дигидро- и гидрофосфата), к ней добавьте хлорид кальция 2-3 капли. Что произошло, почему? Напишите уравнения реакций в ионном виде.

**9. Качественная реакция на ион  $\text{PO}_4^{3-}$ .** К раствору фосфорной кислоты, взятой в количестве 5 капель, добавьте 1 каплю нитрата серебра. Что произойдет? Объясните. Уравнение напишите в ионном виде.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.



## 9 Лабораторная работа № 9

### Тема: Свойства соединений углерода и кремния

**Цель работы:** изучить экспериментальным путем свойства углерода, кремния и их соединений; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Адсорбция углем красящих веществ.

На дно пробирки 1-2 микрошпателя активированного угля, налить 3-4 мл воды, подкрашенной чернилами, взболтать, дать отстояться. Что произошло, какое это явление? Объясните?

#### 2. Восстановительные действия углерода.

Насыпать в пробирку 1 часть активированного угля и 1 часть SiO<sub>2</sub>, пробирку закрыть газоотводной трубкой, конец ее опустить во вторую пробирку с известковой водой. Нагреть первую пробирку. Объясните происходящие явления. В роли чего выступает уголь?

#### 3. Качественная реакция на ион CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

В пробирку насыпать мела, прилить 3-5 мл HCl, закрыть газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с известковой водой. Почему мутнеет известковая вода? Какой ион входит в состав мела?

#### 4. Разложение карбонатов более сильными кислотами.

В пробирку насыпать карбонат калия, прилить к нему 3-5 мл HCl. Испытайте газ, выделяющийся из пробирки зажженной лучиной. Что произойдет? Разлагаются ли карбонаты более сильными минеральными кислотами?

#### 5. Гидролиз карбонатов, силикатов, гидрокарбонатов.

Насыпать в пробирку кристаллический карбонат натрия, растворив его в воде; во вторую - налить силикат натрия; в третью - гидрокарбонат натрия. Полученные растворы испытайте раствором фенолфталеина. Почему окраска индикатора меняется? Какая среда? Какой ион является слабым компонентом?

#### 6. Разложение гидрокарбонатов.

Насыпать в пробирку соды, закрыть газоотводной трубкой, конец опустить, в пробирку с известковой водой. Пробирку с пищевой содой подогреть. Почему мутнеет известковая вода? Что происходит с гидрокарбонатом натрия? Объясните. Во всех опытах составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

**7. Получение силиката натрия.** В пробирку поместите микрошпатель мелкого песка и чуть меньше твердого едкого натра (песок в избытке). Осторожно сплавьте смесь в пламени спиртовки. Образуется силикат натрия. Напишите уравнение реакции.

### **8. Получение кремниевой кислоты.**

8.1 Дайте остыть полученному силикату натрия и затем растворите его в воде, энергично перемешивая стеклянной палочкой. Потом отцентрифугируйте раствор от избытка песка и перенесите в другую пробирку. К раствору прилейте HCl в избытке, добиваясь выпадения осадка кремниевой кислоты.

8.2 В пробирку наливаем 1-1,5 мл силиката натрия (клея) и добавляем 1,5-2 мл H<sub>2</sub>O. Что наблюдаем, объясните, напишите уравнение реакции в ионном виде. Разложение кремниевой кислоты. Полученную в опыте 8.1 кремниевую кислоту нагрейте в пламени спиртовки. Объясните, что с ней происходит и почему?

### **9. Гидролиз силикатов.**

9.1 В фарфоровой ступке размельчите пробирочное стекло, капните в ступку 1-2 капли фенолфталеина и добавьте 10-15 капель воды. Как изменится окраска индикатора? Пестиком продолжайте растворять стекло, что происходит с интенсивностью окраски индикатора, почему? Напишите уравнение реакции протекающего процесса.

9.2 В пробирку налейте 1,5-2 мл клея, 2 мл воды и капните 1 каплю фенолфталеина. Объясните происходящие явления.

### **10. Огнеупорные свойства силикатов.**

Возьмите 2 кусочка ткани, один из них пропитайте клеем, подсушите на спиртовке. Второй не пропитывайте ничем. Сожгите оба образца. Что произойдет и почему? Объясните.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 10 Лабораторная работа № 10

**Тема: Свойства соединений металлов 1-4 групп главных подгрупп.**

**Цель работы:** изучить экспериментальным путем свойства металлов 1-4 групп главных подгрупп и их соединений; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Взаимодействие натрия и кальция с водой.

В первую пробирку налить 3-4 мл воды и опустить кусочек натрия. Выделяющийся газ поджечь. Что это? Образовавшийся раствор испытать фенолфталеином. Во вторую пробирку налить столько же воды и опустить туда кусочек кальция. Образующийся газ поджечь, сделать вывод какой это газ. Образовавшийся раствор испытайте фенолфталеином. Что объясняют эти опыты? Сделайте вывод, напишите соответствующие уравнения реакций.

#### 2. Окрашивание пламени солями натрия и калия.

В первую фарфоровую чашку налейте 3-4 мл спирта, зажгите его. Внесите в пламя ложечку с кристаллическим хлоридом натрия. Какой цвет стал у пламени? Почему? Во вторую фарфоровую чашечку налейте такое же количество спирта и зажгите его. Внесите в пламя ложечку с кристаллическим хлоридом калия. Какой цвет приобрело пламя? Почему? Сделайте вывод, что влияет на цвет пламени катионы или анионы солей?

#### 3. Получение "известкового молока".

В пробирку насыпьте 1 микрошпатель окиси кальция, прилейте к ней 3-4 мл воды. Что получилось? Напишите уравнение реакции, определите ее тип.

#### 4. Получение "известковой воды".

Полученное в опыте 3 "известковое молоко" профильтруйте во вторую пробирку. Получилось прозрачное вещество - "известковая вода". Часть "известковой воды" испытайте фенолфталеином, убедитесь в том, что это гидроксид. Во вторую половину "известковой воды" продуйте углекислый газ через стеклянную трубочку до помутнения раствора. Что образовалось? Напишите уравнение реакции. Остатки "известкового молока" тоже испытайте фенолфталеином - убедитесь, что и "известковое молоко" и "известковая вода" вещества одного состава.

#### 5. Переход карбонатов в гидрокарбонаты.

В полученный в опыте 4 осадок карбоната кальция прилейте 3-4 мл капли воды и нагрейте до кипения, затем снова через трубку продуйте углекислый газ и вновь нагрейте. Осадок постепенно исчезает. Что происходит и почему? Составьте уравнения реакции. Сделайте выводы.

**6. Взаимодействие алюминия со щелочами.**

Поместить в пробирку 1 кусочек алюминия и прилить концентрированный раствор щелочи. Наблюдать происходящие изменения. Как доказать, что выделяющийся газ - водород? Написать уравнение реакции.

**7. Взаимодействие алюминия с кислотами.**

В пробирку положить 1 кусочек алюминия и прилить разбавленной соляной кислоты. Собрать образующийся газ и доказать, что это водород. Является ли алюминий амфотерным металлом?

**8. Получение и свойства гидроксида алюминия.**

Из сульфата алюминия и едкого натра получить гидроксид алюминия. Избегать избытка щелочи. Отметить цвет и характер осадка. Испытать действием на гидроксид алюминия щелочи и кислоты. Что получается? Почему? Написать уравнения реакции в ионном и молекулярном виде. Дать объяснения.

**9. Гидролиз солей алюминия.**

Раствор сульфата алюминия испытать раствором синего лакмуса или синей лакмусовой бумагой. Произойдут ли изменения? Почему? Какая среда раствора? Напишите уравнения реакции и сделайте выводы происходящему явлению.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 11 Лабораторная работа № 11

**Тема: Свойства соединений металлов 2-6-ой групп побочных подгрупп. Амфотерность металлов и их соединений**

**Цель работы:** экспериментальным путём изучить свойства металлов 2-6 групп побочных подгрупп и их соединений на примере цинка и хрома; доказать амфотерность этих металлов и их соединений; окислительные свойства бихроматов; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Амфотерность цинка.

В две пробирки положил по 1 грануле цинка, в первую пробирку прилить соляную кислоту, во вторую - гидроксид натрия. Какой газ выделяется? Что доказывает опыт?

#### 2. Получение $Zn(OH)_2$ и доказательство его амфотерности.

В двух пробирках получить  $Zn(OH)_2$ , взяв для этого 2 капли соли хлорида цинка и 2 капли щелочи  $NaOH$ . Затем прилить к осадку в первой пробирке  $HCl$ , а к осадку во второй пробирке -  $NaOH$ . Осадки должны полностью раствориться. Объясните, почему? Составьте уравнения реакции в молекулярном и ионном виде.

#### 3. Гидролиз солей цинка.

Раствор соли  $Zn^{2+}$  испытайте метилоранжем (2-3 капли соли + 1 каплю индикатора). Какой ион соли является слабым компонентом, какая реакция среды? Написать уравнения.

#### 4. Получение гидроксида хрома (III) и изучение его свойств.

Налейте в пробирку 10 капель  $Cr(NO)_3$  и добавьте 1-2 капли разбавленного раствора щелочи. Осадок испытайте на амфотерность при помощи  $HCl$  и  $NaOH$ . Напишите уравнение реакции, сделайте вывод.

#### 5. Переход хроматов в дихроматы.

В пробирку налейте 3-4 капли хромата калия, добавьте капли разбавленной серной кислоты. Как меняется окраска? Объясните, как происходит превращение  $Cr_2O_7^{2-}$  в  $CrO_4^{2-}$ ? В этот раствор добавьте 3 капли раствора щелочи до возвращения прежней окраски. Объясните причины перехода, напишите уравнения реакций. В какой среде устойчивы хроматы, в какой - дихроматы?

#### 6. Окислительные свойства дихроматов.

Налейте в пробирку 5-6 капель калия и 3 капли разбавленной серной кислоты, добавьте 2 капли раствора  $K_2SO_3$ . Изменится ли цвет раствора и

почему? Составьте уравнение реакций. Сделайте вывод.

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## 12 Лабораторная работа № 12

**Тема: Свойства соединений марганца со степенью окисления 2, 4, 6, 7**

**Цель работы:** экспериментальным путём изучить особые свойства (окислительно-восстановительные) соединений марганца; совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

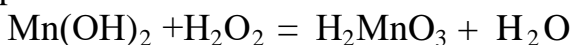
### Ход работы

**1. Получение гидроксида  $Mn^{4+}$  из дигидроксида марганца в щелочной среде.**

В стакан налить 20 мл раствора  $MnSO_4$  и 5 мл раствора  $NaOH$ . Перемешивая, наблюдать постепенное побурение белого осадка. Отлить половину взмученного осадка в другой стакан и поставить нагревать. При этом быстро образуется бурый осадок  $2Mn(OH)_2 + O_2 = 2H_2MnO_3$ . Запишите уравнения реакций (в ионном виде, электронный баланс). Сделайте вывод.

**2. Образование  $MnO_2$  в щелочной среде.**

Налить 10 мл  $MnSO_4$  и 3 мл  $NaOH$ . К белому осадку добавить 5 мл  $H_2O_2$ . Образуется бурый осадок  $MnO_2$ . Запишите уравнение реакции и составьте электронный баланс.



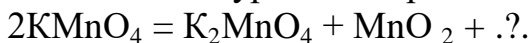
**3. Получение манганата калия из перманганата в щелочной среде.**

В колбе растворить 1 г  $KMnO_4$  и 3 г  $KOH$  в 5 мл  $H_2O$ . Раствор кипятить до тех пор, пока он не приобретет чистый зеленый цвет. По мере испарения воды добавить дистиллированную воду до первоначального объема. Запишите уравнение реакции и составьте электронный баланс.



**4. Влияние температуры на перманганат калия.**

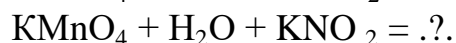
В пробирку насыпать 1-2 см  $KMnO_4$  по высоте, закрепить на штативе, нагреть пробирку. Через некоторое время проверить кислород тлеющей лучиной. Запишите уравнение реакции и составьте электронный баланс.



**5. Зависимость характера восстановления  $KMnO_4$  от реакции среды.**

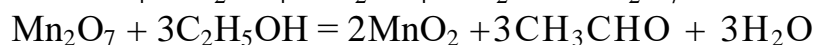
Взять три пробирки, в первую налить, 2-3 мл дистиллированной воды, во вторую - 2-3 мл серной кислоты, в третью - 2-3 мл едкого калия, в каждую пробирку прилить 0,5-1 мл  $KMnO_4$  и в каждую внести по несколько кристаллов  $KNO_2$ . Объясните происходящие явления. Уравнения реакций рассмотрите в окислительно-восстановительной форме. Сделайте вывод.





### **6. Окисление этилового спирта $\text{KMnO}_4$ (демонстрационно).**

Половину окружности большой пробирки заклейте черной бумагой и закрепите в штативе. Налить в нее  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (к) высотой 3-5 мл, осторожно налить этиловый спирт высотой 3-5 см. В пробирку насыпать несколько мелких кристалликов  $\text{KMnO}_4$ . Через непродолжительное время на границе кислота/спирт начинается горение спирта отдельными вспышками. Если вспышки задерживаются, то постучите пальцем по пробирке. Реакция основана на том, что образующийся  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  окисляет спирт до уксусного альдегида. Уравнения реакций рассмотрите в окислительно-восстановительной форме. Сделайте вывод.



После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.



## 13 Лабораторная работа № 13

### Тема: Свойства соединений железа со степенью окисления 2, 3

**Цель работы:** опытным путем познакомиться со свойствами железа, гидроксидов железа (II) и (III), проделать качественные реакции на соли железа (II) и (III); совершенствовать навыки работы в химической лаборатории; соблюдать правила безопасной работы в лаборатории.

### Ход работы

#### 1. Получение и свойства гидроксида железа (II).

Получите из сульфата железа (II) и едкого натра гидроксид двухвалентного железа и разделите на две части. Первую часть нагрейте, а ко второй добавьте 5-10 капель соляной кислоты до полного растворения осадка. Какие произошли явления? Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

#### 2. Получение и свойства гидроксида железа (III).

Получите из хлорида железа (III) и едкого натра трехвалентный гидроксид железа. Разделите на две части, первую - нагрейте, а ко второй добавьте соляной кислоты до полного растворения осадка. Что произошло? Напишите уравнение реакций в ионном и молекулярном виде.

#### 3. Гидролиз солей железа (II) и (III).

В две пробирки налейте растворы солей двухвалентного и трехвалентного железа, испытайте оба раствора синей и красной лакмусовой бумагой. Какой индикатор изменил окраску, почему? Напишите краткие ионные уравнения реакций гидролиза, укажите среду раствора и определите слабый компонент соли.

#### 4. Качественные реакции на соли железа (II) и (III).

Даны соли  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{FeCl}_3$ , красная и желтая кровяные соли. Какая из кровяных солей является качественным реактивом на соли железа (II) и соли железа (III)? Проведите опыт, реактивов берите по 2-3 капли. Сделайте вывод и запишите сравнения реакций.

5. Кнопку опустите в пробирку и налейте 5-10 капель медного купороса. Дайте постоять 1 минуту. Что происходит с кнопкой? Как объяснить это явление? Запишите уравнение химической реакции, происходящей в этом случае. Что можно сказать о химической активности железа?

После лабораторной работы уберите своё рабочее место, сдайте методические пособия и лабораторные тетради преподавателю или лаборанту.

## **Заключение**

В данном методическом пособии приведены содержание и методика выполнения лабораторных работ по курсу общепрофессиональной дисциплины «Общая и неорганическая химия».

### Список использованных источников

1. Егоров А.С. Химия для колледжей.- Ростов н/Д, 2013.
2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Учебник для СПО.- М., Академия, 2012.
3. Химия: практикум. Учеб. пос. для СПО/под ред. Габриеляна О.С.- М., Академия, 2015.
4. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения. Учеб. пос. для СПО.- М., Академия, 2014.
5. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии. Учеб. пос. для СПО. - М., Академия, 2012.
6. Петров М.М. Неорганическая химия. – М., Химия, 1974.
7. Глинка Н.А. Общая химия. – М., Химия, 2005.
8. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. Учеб. пос. – М., Миссис, 2004.
9. Барагузина В.В., Федоренко Е.В., Богомолова И.В. Общая и неорганическая химия. – М., Риор, 2006.
10. Богомолова И.В. Неорганическая химия. – М., Альфа, 2009.