

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**  
**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение**  
**высшего профессионального образования**  
**«Югорский государственный университет»**  
**НИЖНЕВАРТОВСКИЙ НЕФТЯНОЙ ТЕХНИКУМ (филиал)**  
**федерального государственного бюджетного образовательного учреждения**  
**высшего профессионального образования**  
**«Югорский государственный университет»**



## **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Методические указания**  
**к выполнению лабораторных работ и практических занятий**  
**для студентов специальности 240134 «Переработка нефти и газа»**  
**всех форм обучения**

**Нижневартовск 2013**

**ББК 24.1**

**О-28**

**РАССМОТРЕНО**

На заседании кафедры Е и ЭД  
Протокол № 02 от 17.12.2013 г.

Заведующий кафедрой

 Л.В. Рвачева

**УТВЕРЖДАЮ**

Председатель методического совета  
ННТ (филиала) ФГБОУ ВПО «ЮГУ»

 Т.А. Дмитриева

«26» декабря 2013г.

Соответствует:

1. Федеральному государственному образовательному стандарту по специальности 240134 «Переработка нефти и газа», утвержденному 17.11.2009.

2. Рабочей программе учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия», утвержденной 12.09.2013.

Разработчик:

Терентьева Елена Николаевна, высшая квалификационная категория, преподаватель Нижневартовского нефтяного техникума (филиал) ФГБОУ ВПО «ЮГУ».

Рецензенты:

1. Шакирова Р.Х., преподаватель ННТ (филиала) ФГБОУ ВПО «ЮГУ».

2. Шуба С.Л., главный технолог ООО «Нижневартовское нефтеперерабатывающее объединение»

Замечания, предложения и пожелания направлять в Нижневартовский нефтяной техникум (филиал) федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Югорский государственный университет» по адресу: 628615, Тюменская обл., Ханты-Мансийский автономный округ, г. Нижневартовск, ул. Мира, 37.

## ВВЕДЕНИЕ

Комплекс лабораторных работ и практических занятий по дисциплине «Общая и неорганическая химия» разработан в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом (ФГОС) среднего (полного) общего образования (профильное обучение) в пределах основных профессиональных образовательных программ среднего профессионального образования (п.2 ст. 2 Закона «Об образовании» в ред. от 01.12.2007 № 309-ФЗ), в соответствии с федеральными базисными учебными планами для образовательных учреждений Российской Федерации, реализующих программы общего образования (приказ Минобрнауки России от 09.03. 2004 г № 1312 в редакции приказов Минобрнауки России от 20.08.2008 г. № 241 и от 30.08.2010 № 889) для специальности 240134 «Переработка нефти и газа».

Цель методической разработки: закрепление теоретических знаний по дисциплине; развитие умения использовать приобретенные знания в профессиональной деятельности.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен обладать **общими компетенциями**, включающими в себя способность:

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

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно – коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

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

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения задания.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

### **Профессиональными компетенциями:**

ПК 1.1.Контролировать эффективность работы оборудования.

ПК 1.2. Обеспечивать безопасную эксплуатацию оборудования и коммуникаций при ведении технологического процесса.

ПК 1.3. Подготавливать оборудование к проведению ремонтных работ различного характера.

ПК 2.1. Контролировать и регулировать технологический режим с использованием средств автоматизации и результатов анализа.

ПК 2.2. Контролировать качество сырья, получаемых продуктов.

ПК 2.3. Контролировать расход сырья, продукции, реагентов, катализаторов, топливно-энергетических ресурсов.

ПК 3.1. Анализировать причины отказа, повреждения технических устройств и принимать меры по их устранению.

ПК 3.2. Анализировать причины отклонения от режима технологического процесса и принимать меры по их устранению.

ПК 3.3. Разрабатывать меры по предупреждению инцидентов на технологическом блоке.

ПК 4.1. Организовывать работу коллектива и поддерживать профессиональные отношения со смежными подразделениями.

ПК 4.2. Обеспечивать выполнение производственного задания по объему производства и качеству продукта.

ПК 4.3. Обеспечивать соблюдение правил охраны труда, промышленной, пожарной и экологической безопасности.

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;

- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;

- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов;

**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;
- 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.

## **ОБЩИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**

Подготовку к каждому лабораторному и практическому занятию студенты проводят по учебнику, записям в рабочих тетрадях и комплексу лабораторных работ и практических занятий.

При выполнении лабораторной работы они должны вести записи в специальной тетради для лабораторных работ. В ней отмечается дата, номер и название лабораторной работы, ее цель, краткие теоретические сведения и краткое изложение хода работы, химизм процесса (уравнения реакций), результаты измерений и необходимые расчеты. Правильно сделанные выводы говорят об усвоении теоретического материала по данной теме. После выполнения лабораторной работы студенты отвечают на контрольные вопросы.

Практические работы студенты выполняют в тетради для практических работ. В ней отмечается дата, номер и название практической работы, ее цель. Затем студент переписывает условия задач, составляет их краткие условия и решения с необходимыми пояснениями. Правильно решенные задачи говорят об умении студентов применять теоретический материал по данной теме.

Все лабораторные работы и практические занятия должны быть выполнены всеми студентами.

## ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

№ ра-боты	Тематика лабораторных работ	Объем (час.)
1.	Исследование процесса гидролиза солей	2
2.	Свойства соединений меди и серебра	2
3.	Свойства магния, щелочноземельных металлов и их соединений	2
4.	Свойства соединений хрома и марганца	2
5.	Свойства железа и его соединений	2
6.	Свойства соединений серы	2

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

#### ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОЦЕССА ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

**Цель работы:** 1. Исследование процесса гидролиза солей. 2. Установление факторов, влияющих на гидролиз.

**Оборудование:** Штатив с пробирками; водяная баня, микрошпатель, пинцет.

**Реактивы:** Растворы хлорида железа (III), ацетата натрия, хлорида сульфата, сульфата алюминия, карбоната натрия, фосфата натрия. Концентрированный раствор гидроксида натрия. Кристаллические сульфит натрия, карбонат натрия; порошок магния, гранулы алюминия; фенолфталеин; универсальная индикаторная бумага.

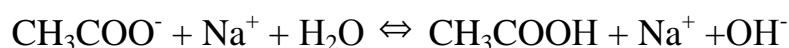
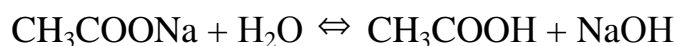
**Краткие теоретические сведения:**

Процесс взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды, приводящий к образованию слабых электролитов называется **гидролизом**.

Различают следующие случаи гидролиза солей:

1. Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами (например,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , KCN).

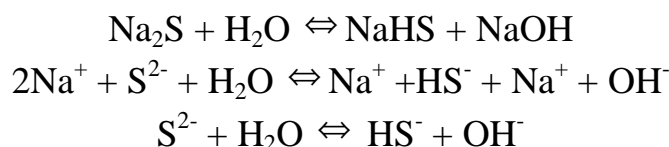
Гидролиз этих солей обусловлен связыванием ионов водорода в слабый электролит. Например, гидролиз ацетата натрия.



В результате гидролиза накапливаются анионы  $\text{OH}^-$ , поэтому реакция раствора соли щелочная.  $\text{pH} > 7$ .

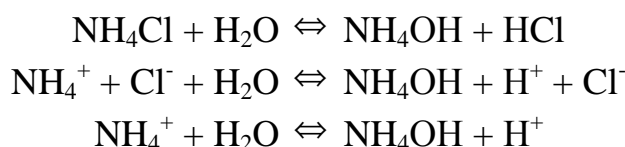
Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато, их гидролиз протекает в основном

по первой ступени: Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато, их гидролиз протекает в основном по первой ступени:



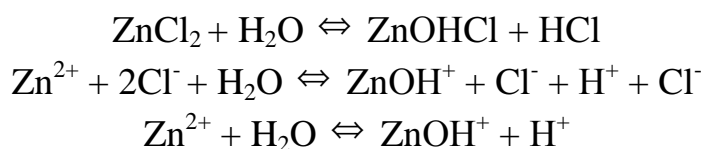
2. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами (например,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ).

Гидролиз этих солей обусловлен связыванием анионов  $\text{OH}^-$  в слабый электролит. Например, гидролиз хлорида аммония:



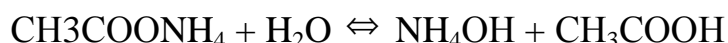
В результате гидролиза накапливаются катионы водорода  $\text{H}^+$ , поэтому реакция раствора кислая.  $\text{pH} < 7$ .

Соли, образованные слабым многоосновным основанием, гидролизуют ступенчато. Процесс протекает в основном по первой ступени.

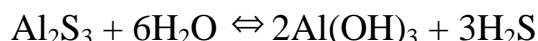


3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Соли этого типа гидролизуются наиболее сильно, т.к. их ионы одновременно связывают катионы водорода и гидроксид – ионы воды. Например, гидролиз ацетата аммония:



Соли, образованные слабыми летучими кислотами и слабыми нерастворимыми в воде основаниями гидролизуются необратимо:



Поэтому такие соли не могут быть получены путем реакции обмена из водного раствора.

4. Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ), гидролизу не подвергаются, т.к. при их взаимодействии с водой не образуются слабые электролиты. Поэтому в растворах этих солей  $\text{pH} = 7$ , т.е. среда нейтральная.

## ХОД РАБОТЫ

### Опыт 1. Взаимодействие магния с продуктами гидролиза железа.

а) В пробирку налейте  $1 \text{ см}^3$  раствора хлорида железа (III) и внесите один микрошпатель магния. Запишите наблюдения. Какой газ выделяется? Напишите молекулярные и молекулярно – ионные уравнения:

гидролиза хлорида железа (III);

взаимодействия магния с одним из продуктов гидролиза.

Сделайте вывод о составе продуктов гидролиза хлорида железа (III).

б) В пробирку поместите  $1\text{ см}^3$  концентрированного раствора гидроксида натрия и опустите в нее гранулу алюминия, выдержите ее в растворе щелочи до появления пузырьков газа.

В другую пробирку налейте  $1\text{ см}^3$  раствора фосфата натрия. Нагрейте пробирку на кипящей водяной бане.

Достаньте пинцетом из раствора щелочи гранулу алюминия, **немедленно** ополосните водой и **сразу же** внесите в нагретый раствор фосфата натрия. Запишите наблюдения. Какой газ выделяется?

Напишите молекулярные и молекулярно – ионные уравнения: гидролиза фосфата натрия; взаимодействия алюминия с одним из продуктов гидролиза.

Сделайте вывод о составе продуктов гидролиза фосфата натрия.

## **Опыт 2. Зависимость степени гидролиза соли от природы образующих ее кислот и оснований.**

а) Влияние природы кислоты.

Две пробирки заполните до половины дистиллированной водой. В одну пробирку внесите микрошпатель сульфата натрия, а в другую – такое же количество карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по 1 капле фенолфталеина. Отметьте различия в интенсивности окраски растворов. В каком случае выше концентрация гидроксид – ионов, а, следовательно, и степень гидролиза?

Напишите молекулярные и молекулярно – ионные уравнения: гидролиза сульфата натрия и карбоната натрия.

б) Влияние природы основания.

На универсальную индикаторную бумагу нанесите по капле растворов одинаковой концентрации сульфатов магния и алюминия. Определите значения pH растворов и сделайте вывод, в растворе какой соли выше концентрация ионов водорода, а, следовательно, и степень гидролиза.

Напишите молекулярные и молекулярно – ионные уравнения: гидролиза хлоридов магния и алюминия.

## **Опыт 3. Зависимость степени гидролиза от температуры.**

В пробирку поместите  $1\text{ см}^3$  раствора ацетата натрия и каплю фенолфталеина. Поместите пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Отметьте изменение окраски раствора. Охладите раствор. Что происходит с его окраской?

Составьте уравнение гидролиза ацетата натрия. Сделайте вывод об обратимости процесса гидролиза.

## **Опыт 4. Полный гидролиз солей.**



В пробирку налейте  $0,5 \text{ см}^3$  раствора сульфата алюминия и такое же количество раствора карбоната натрия. Запишите наблюдения.

Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения: взаимодействия сульфата алюминия и карбоната натрия; гидролиза карбоната алюминия с образованием гидроксида алюминия и оксида углерода (IV); суммарное уравнение двух предыдущих.

**Контрольные вопросы:**

1. Что такое гидролиз солей?
  2. Какие соли подвергаются гидролизу?
  3. Какие факторы и как влияют на гидролиз?
  4. Почему при приготовлении раствора сульфата меди добавляют серную кислоту?
  5. Какие соли нельзя получить реакцией обмена в водном растворе? Почему?
  6. Как протекает гидролиз  
а) силиката натрия; б) сульфата никеля; в) хлорида бария?
- Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах, укажите реакцию среды (рН раствора).

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

### СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ И СЕРЕБРА

**Цель работы:** 1. Получение и определение свойств соединений меди и серебра. 2. Изучение комплексобразующих свойств иона меди (II).

**Оборудование:** штатив с пробирками; водяная баня

**Реактивы:** оксид меди (I), оксид меди (II); растворы нитрата серебра, сульфата меди, сульфида натрия, хромата калия, гексацианоферрата (II) калия, соляной кислоты, гидроксида натрия, аммиака

**Опыт 1. Взаимодействие оксидов меди с кислотами.**

В две пробирки поместите по одному микрошпателью порошков оксида меди (I) и оксида меди (II). В обе пробирки прилейте по 7 - 8 капель раствора соляной кислоты и нагрейте растворы на водяной бане. Отметьте, как изменилась окраска раствора.

Составьте уравнения взаимодействия оксидов меди с соляной кислотой. Сделайте выводы о свойствах оксидов меди.

**Опыт 2. Получение оксида серебра.**

В пробирку налейте 3-4 капли раствора нитрата серебра и добавьте 1-2 капли раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения взаимодействия нитрата серебра и гидроксида натрия с образованием оксида серебра. Сделайте вывод о свойствах оксида и гидроксида серебра.

**Опыт 3. Получение и исследование свойств гидроксида меди (II).**

а) В две пробирки налейте по 5-7 капель раствора сульфата меди (II) и добавьте в них раствор гидроксида натрия до выпадения осадка.

б) Добавить в первую пробирку до полного растворения осадка раствор соляной кислоты.

в) Содержимое второй пробирки нагрейте на кипящей водяной бане.

Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения между: сульфатом меди (II) и гидроксидом натрия; гидроксидом меди (II) и соляной кислотой; гидроксидом меди и аммиаком с образованием тетраамминмеди (II).

Напишите уравнение разложения гидроксида меди при нагревании.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида меди.

**Опыт 4. Получение аминокompлекса меди**

В пробирку налейте 5-7 капель раствора сульфата меди (II) и по каплям добавляйте раствор аммиака до полного растворения выпавшего вначале осадка основной соли. Отметьте цвет раствора.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия сульфата меди (II) и аммиака с образованием сульфата тетраамминмеди (II).

Сделайте вывод об окраске комплексного иона и о способности меди к комплексообразованию.

**Опыт 5. Получение малорастворимых солей меди (II)**

а) Поместите в пробирку 3-5 капель раствора сульфата меди, добавьте 3-4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Отметьте цвет выпавшего осадка. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции.

б) Поместите в пробирку 3-5 капель раствора сульфата меди, добавьте 3-4 капли раствора сульфида натрия. Отметьте цвет выпавшего осадка. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции.

**Опыт 6. Получение малорастворимых солей серебра**

а) Поместите в пробирку 5 капель раствора нитрата серебра, добавьте в пробирку 3-4 капли раствора хромата калия. Отметьте цвет выпавшего осадка. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции.

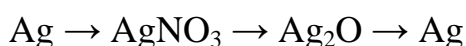
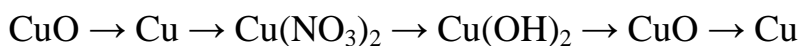
б) Поместите в пробирку 5 капель раствора нитрата серебра, добавьте в пробирку 3-4 капли раствора соляной кислоты. Отметьте цвет выпавшего

осадка. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции.

**Контрольные вопросы:**

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия меди и серебра  
а) с концентрированной серной кислотой при нагревании;  
б) с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.
2. Какое вещество выпадет в осадок при сливании горячих растворов нитрата меди (II) и гидроксида калия? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящих реакций.

3. Осуществите превращения, назовите вещества:



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### СВОЙСТВА МАГНИЯ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** 1. Изучение свойств магния и кальция. 2. Получение и исследование свойств соединений металлов главной подгруппы II группы.

**Оборудование:** Штатив с пробирками, горелка, фарфоровая чашка, пинцет, тигельные щипцы, микрошпатель.

**Реактивы:** Магний (стружка и порошок), кальций (стружки), мрамор (кусочки); растворы хлорида магния, хлорида кальция, хлорида бария, карбоната натрия, соляной кислоты, спиртовой раствор фенолфталеина

#### ХОД РАБОТЫ

##### Опыт 1. Свойства магния и его оксида

а) Горение на воздухе

Возьмите пинцетом кусочек магниевой стружки и внесите в пламя горелки. После воспламенения сожгите его над фарфоровой чашкой. К собранному в чашке оксиду магния прилейте 7-10 капель воды. Добавьте в чашку каплю спиртового раствора фенолфталеина.

При сгорании магния на воздухе наряду с оксидом магния образуется немного нитрида магния  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

Составьте уравнения взаимодействия: магния с кислородом, магния с азотом; оксида магния с водой; диссоциации гидроксида магния.

б) Взаимодействие с водой

В пробирку, наполненную на 1/4 водой добавьте микрошпатель порошкообразного магния. Нагрейте содержимое пробирки, отметьте происходящие явления.

Составьте уравнение взаимодействия магния с водой.

в) Взаимодействие с кислотой

В пробирку налейте 5-7 капель соляной кислоты и добавьте микрошпатель порошкообразного магния. Отметьте происходящие изменения.

Составьте уравнение взаимодействия: магния с соляной кислотой.

Сделайте вывод о свойствах магния и его оксида.

### **Опыт 2. Свойства кальция**

В пробирку налейте 1-2 см<sup>3</sup> воды и опустите в нее стружку кальция.

Отметьте происходящие изменения.

Когда реакция закончится, добавьте в пробирку каплю спиртового раствора фенолфталеина.

Составьте уравнение взаимодействия: кальция с водой; диссоциации гидроксида кальция. Сделайте вывод о свойствах кальция.

### **Опыт 3. Получение оксида кальция и его гидратация**

Кусочек мрамора с острым краем поместите в фарфоровую чашку и смочите небольшим количеством воды и добавьте каплю спиртового раствора фенолфталеина. Запишите наблюдения.

Тигельными щипцами возьмите кусочек мрамора из чашки и сильно прокалите его острый край в пламени горелки в течение 3-4 мин. Поместите прокаленный мрамор в чашку с водой, добавьте каплю спиртового раствора фенолфталеина. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения: разложения карбоната кальция, взаимодействия оксида кальция с водой; диссоциации гидроксида кальция.

### **Опыт 4. Взаимодействие солей магния, кальция, бария с карбонатом натрия**

В три пробирки внесите по 3-4 капли: в первую – хлорида магния, во вторую – хлорида кальция, в третью – хлорида бария. В каждую пробирку добавьте по 3-4 капли карбоната натрия. Запишите наблюдения.

Добавьте во все пробирки по 5-6 капель соляной кислоты.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и молекулярно – ионной формах между:

карбонатом натрия и хлоридом магния с образованием гидрокарбоната магния;

карбонатом натрия и хлоридом кальция, бария с образованием соответствующих средних солей;

соляной кислотой и гидрокарбонатом магния;

соляной кислотой и карбонатом кальция, бария.

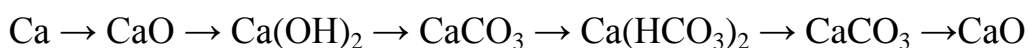
Сделайте вывод о свойствах карбонатов щелочноземельных металлов и особенностях взаимодействия растворимых солей магния с карбонатами.

### **Контрольные вопросы:**

1. Как изменяются свойства оксидов металлов главной подгруппы II группы периодической системы?

2. Как изменит окраску лакмус в растворах нитратов магния и бария?

3. Осуществить превращения, назвать соединения:



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

### СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА

**Цель работы.** Установление зависимости кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома и марганца от степени их окисления.

**Оборудование:** Штатив с пробирками, водяная баня, микрошпатель.

**Реактивы:** Растворы сульфата или хлорида хрома (III), хромата калия, бихромата калия, сульфата натрия, сульфата марганца (II), перманганата калия, йодида калия, гидроксида натрия, пероксида водорода, соляной, серной, кислот; оксид марганца (IV), крахмальный клейстер.

#### ХОД РАБОТЫ

##### **Опыт 1. Получение и определение свойств гидроксида хрома (III)**

В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора сульфата или хлорида хрома(III) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка серо-зеленого цвета.

Для определения свойств гидроксида хрома (III) добавьте по каплям: в первую пробирку - раствор соляной кислоты, а во вторую - раствор гидроксида натрия до полного растворения осадков. (Пробирку с образовавшимся хромитом натрия сохраните для опыта 2.)

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения взаимодействия: сульфата хрома (III) и гидроксида натрия; гидроксида хрома (III) и соляной кислоты; гидроксида хрома (III) и гидроксида натрия с образованием гексагидроксохромита натрия.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида хрома (III).

##### **Опыт 2. Восстановительные свойства соединений хрома (III)**

К хромиту натрия, полученному в опыте 2, добавьте еще 3-4 капли щелочи и 7-8 капель перекиси водорода. Содержимое пробирки нагрейте на водяной бане. Наблюдайте за изменением окраски.

Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций между гексагидроксохромитом натрия и пероксидом водорода с образованием хромата и гидроксида натрия.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительной способности хромитов.

##### **Опыт 3. Переход хроматов в бихроматы и обратно**

а) Переход хромата калия в бихромат.

В пробирку налейте 4-5 капель раствора хромата калия и добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты. Отметить изменение окраски.

б) Переход бихромата калия в хромат

К 4-5 каплям раствора бихромата калия добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Отметить изменение окраски.

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения превращения хромата калия в бихромат и обратно. Сделать вывод об устойчивости хроматов и бихроматов в зависимости от реакции среды.

#### **Опыт 4. Окислительные свойства соединений хрома (VI)**

В пробирку налейте 4-5 капель раствора бихромата калия, добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и по каплям прилейте раствор сульфита натрия до изменения окраски раствора.

Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций между сульфитом натрия, бихроматом калия и серной кислотой с образованием сульфатов натрия и хрома (III);

Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности бихроматов.

#### **Опыт 5. Получение и исследование свойств гидроксида марганца(II)**

В две пробирки внесите по 5-7 капель раствора сульфата марганца (II) и по 4-5 капель раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков. Содержимое первой пробирки взбалтывайте до изменения окраски, а к содержимому второй прилейте раствор соляной кислоты до растворения осадка.

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций между: сульфатом марганца и гидроксидом натрия; гидроксидом марганца (II) и соляной кислотой; гидроксидом марганца (II), водой и кислородом с образованием гидроксида марганца(IV).

Сделать вывод о свойствах гидроксида марганца (II).

#### **Опыт 6. Окислительные свойства оксида марганца (IV)**

В пробирку налейте 3-4 капли раствора йодида калия, 3-4 капли раствора серной кислоты и добавьте немного (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Содержимое пробирки осторожно нагрейте на водяной бане, дайте отстояться и отметьте изменение окраски раствора.

Прилейте в пробирку 1 каплю крахмального клейстера. Отметьте происходящие изменения.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между оксидом марганца (IV), йодидом калия и серной кислотой с образованием сульфата марганца (II) сульфата калия и свободного йода.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительной способности соединений марганца (IV).

### **Опыт 7. Влияние реакции среды на характер восстановления перманганата калия**

В три пробирки налейте по 3 - 4 капли раствора перманганата калия и добавьте: в первую 2 - 3 капли раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, в третью 5 - 6 капель раствора гидроксида калия. Во все три пробирки добавляйте по каплям раствор сульфита натрия до исчезновения фиолетово-малинового окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадков определить соединения марганца.

Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций между: сульфитом натрия, перманганатом калия и серной кислотой с образованием сульфатов натрия и марганца (II);

сульфитом натрия, перманганатом калия и водой с образованием сульфата натрия и оксида марганца (IV);

сульфитом натрия, перманганатом калия и гидроксидом калия с образованием сульфата натрия и манганата калия.

Сделать вывод о характере восстановления перманганата калия в зависимости от реакции среды.

#### **Контрольные вопросы:**

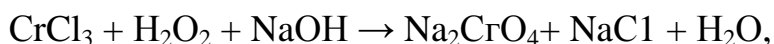
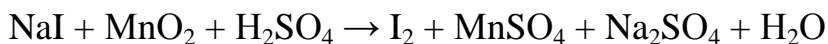
1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду: CrO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CrO<sub>3</sub>?

2. Для мытья посуды в лаборатории часто используют хромовую смесь, состоящую из дихромата калия и серной кислоты. На каких свойствах основано ее применение?

3. Составьте уравнения, протекающие при сливании растворов сульфита натрия и хлорида хрома (III).

4. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду: MnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>?

5. Подберите коэффициенты, определите окислитель и восстановитель в окислительно-восстановительных процессах:



## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5**

### **СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ**

**Цель работы:** Исследование химических свойств железа и его соединений.

**Оборудование:** Штатив с пробирками, водяная баня, микрошпатель.

**Реактивы:** Железо (порошок или стружки); растворы сульфата железа (II), хлорида железа (III), сульфида натрия, йодида калия, бихромата калия, гексацианоферрата (II) калия, гексацианоферрата (III) калия, роданида калия или аммония, пероксида водорода, соляной, серной, азотной кислот; концентрированная серная кислота; крахмальный клейстер.

### **Опыт 1. Взаимодействие железа с кислотами**

а) Действие на железо разбавленных кислот

В три пробирки внесите по 5-7 капель растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Во все пробирки добавьте по 1 микрошпателью порошкообразного железа или по кусочку железной стружки. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения реакций взаимодействия:

железа и раствора соляной кислоты;

железа и раствора серной кислоты;

железа и раствора азотной кислоты с образованием нитрата железа (III) и оксида азота (II).

б) Действие на железо концентрированной серной кислоты (**Под тягой!**)

В пробирку поместите 3-4 капли концентрированной серной кислоты и 1 микрошпатель порошкообразного железа или кусочек железной стружки. Отметьте отсутствие реакции.

На край пробирки положите полоску универсальной индикаторной бумаги, смоченную водой. Нагрейте содержимое пробирки на маленьком пламени горелки. Отметьте происходящие явления. Испытайте раствор на присутствие ионов  $Fe^{3+}$ , добавив к нему у каплю раствора роданида калия или аммония.

Составьте уравнения реакций взаимодействия железа с концентрированной серной кислотой, если одним из продуктов является оксид серы (IV).

Сделайте вывод об отношении железа к разбавленным и концентрированным кислотам.

### **Опыт 2. Качественная реакция на ионы $Fe^{2+}$**

В пробирку к 5-6 каплям раствора сульфата железа (II) добавьте 1-2 капли раствора красной кровяной соли (гексацианоферрата (III) калия). Отметьте цвет выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата железа (II) с красной кровяной солью в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт 3. Качественная реакция на ионы $Fe^{3+}$**

а) В пробирку к 5-6 каплям раствора хлорида железа (III) добавьте 1-2 капли раствора желтой кровяной соли (гексацианоферрата (II) калия). Отметьте цвет выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции взаимодей-



ствия хлорида железа (III) с желтой кровяной солью в молекулярной и ионной формах.

б) В пробирку к 5-6 каплям раствора хлорида железа (II) добавьте 1-2 капли раствора роданида аммония. Отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом аммония в молекулярной и ионной формах.

#### **Опыт 4. Восстановительные свойства соединений железа (II)**

а) Восстановление дихромата калия

Поместите в пробирку 4-5 капель раствора бихромата калия, 1-2 капли раствора серной кислоты и по каплям приливайте раствор сульфата железа (II) до изменения окраски.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфатом железа (II) и бихроматом калия.

б) Восстановление пероксида водорода

В пробирку внесите 4-5 капель раствора сульфата железа (II) и добавьте по 4-5 капель растворов серной кислоты и пероксида водорода. Затем в пробирку добавьте 1 каплю раствора роданида калия или аммония. Отметьте изменение окраски раствора. На появление, какого иона оно указывает?

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфатом железа (II), пероксидом водорода и серной кислотой с образованием сульфата железа (III).

Сделайте вывод об окислительно-восстановительной способности соединений железа (II).

#### **Опыт 5. Окислительные свойства соединений железа (III)**

Внесите в пробирку 4-5 капель раствора хлорида железа (III) и 1-2 капли раствора йодида калия. Запишите наблюдения. Определите по окраске, какое вещество образуется. Для подтверждения в пробирку с 7-8 каплями крахмального клейстера внесите 1 каплю полученного раствора.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между хлоридом железа (III) и йодидом калия с образованием молекулярного йода.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительной способности соединений железа (III).

#### **Опыт 6. Действие сульфида натрия на соли железа**

а) Действие сульфида натрия на соли железа (II)

В пробирку внесите 5-7 капель раствора сульфата железа (II) и 2-3 капли раствора сульфида натрия. Отметьте цвет и характер образовавшегося осадка.

Добавьте к осадку несколько капель раствора соляной кислоты. Запишите наблюдения.

Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения: взаимодействия сульфата железа (II) и сульфида натрия; растворения сульфида железа (II) в соляной кислоте.

Сделайте вывод о свойствах сульфида железа.

б) Действие сульфида натрия на соли железа (III)

В пробирку внесите 5-7 капель раствора хлорида железа (III) и 2-3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование свободной серы и осадка сульфида железа (II).

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между хлоридом железа (III) и сульфидом натрия с образованием сульфида железа (II) и свободной серы

#### **Контрольные вопросы:**

1. Как железо относится к концентрированным и разбавленным кислотам (соляной, серной, азотной)? Влияет ли температура на их взаимодействие?

2. Как из металлического железа получить сульфат железа (III) и сульфат железа (II)?

3. Осуществите превращения. Укажите условия протекания реакций и назовите их продукты:



## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6**

### **СВОЙСТВА СОДИНЕНИЙ СЕРЫ**

**Цель работы:** 1. Изучение свойств соединений серы. 2. Установление окислительно-восстановительной способности в зависимости от степени окисления серы.

**Оборудование:** Штатив с пробирками, горелка, пробка с газоотводной трубкой, лучинки.

**Реактивы:** Кристаллические сульфид натрия, медный купорос; растворы бихромата калия, перманганата калия, нитрата свинца, хлорида цинка, сульфата марганца, сульфата меди, сульфата натрия, сульфида натрия, сульфита натрия, серной кислоты, соляной кислоты; концентрированная серная кислота.

#### **ХОД РАБОТЫ**

##### **Опыт 1. Восстановительные свойства сульфидов**

В пробирку поместите 5-7 капель раствора бихромата калия, добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и внесите несколько кристалликов сульфида натрия. Встряхните содержимое пробирки. Отметьте изменение окраски раствора и выделение свободной серы.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфидом натрия и бихроматом калия в присутствии серной кислоты, учитывая, что образуется свободная сера и сульфат хрома (III).

Сделайте вывод о восстановительной способности иона  $S^{2-}$ .

### **Опыт 2. Осаждение сульфидов и их растворимость в кислой среде**

В четыре пробирки внесите по 5 капель растворов нитрата свинца, хлорида цинка, сульфата марганца, сульфата меди. Добавить в каждую из них (**под тягой!**) по 5 капель раствора сульфида натрия. Отметьте окраску образовавшихся осадков.

К осадкам добавьте раствор соляной кислоты. Определите, какие из осадков растворимы в кислой среде.

Напишите молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций: получения сульфидов свинца, цинка, марганца, меди; растворения некоторых из них в соляной кислоте.

Сделайте вывод о растворимости сульфидов в воде и соляной кислоте.

### **Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства сульфитов**

#### **а) Восстановительные свойства сульфитов**

В две пробирки поместите по 5-7 капель растворов: в первую – бихромата калия, во вторую – перманганата калия. Добавьте в каждую пробирку по 4-5 капель раствора серной кислоты. Затем в обе пробирки добавьте по каплям раствор сульфита натрия. Отметьте изменение окраски.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций сульфита натрия

с перманганатом калия, если в качестве одного из продуктов образуется сульфат марганца (II);

с бихроматом калия в присутствии серной кислоты, учитывая, что одним из продуктов реакции является сульфат хрома (III).

#### **б) Окислительные свойства сульфитов**

В пробирку внесите по 5-7 капель растворов сульфита натрия и сульфида натрия и 1-2 капли раствора серной кислоты. Запишите наблюдения.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции сульфида натрия и сульфита натрия в присутствии серной кислоты с образованием свободной серы.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений серы (IV).

### **Опыт 4. Водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты**

В сухую пробирку налейте несколько капель концентрированной серной кислоты и внесите лучинку. Отметьте обугливание лучинки.

Опыт повторите, взяв вместо лучинки полоску фильтровальной бумаги.

Объясните причину обугливания древесины и фильтровальной бумаги под действием концентрированной серной кислоты.

### **Опыт 5. Качественные реакции на сульфит - и сульфат – ионы**

В одну пробирку налить 5-7 капель раствора сульфита натрия, в другую – 5-7 капель раствора сульфата натрия. В обе пробирки добавьте по 3-4 капли раствора сульфата бария. Отметьте цвет и характер образовавшихся осадков.

К образовавшимся в пробирках осадкам добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте отношение осадков к раствору соляной кислоты.

Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций: взаимодействия сульфита натрия с хлоридом бария; взаимодействия сульфата натрия с хлоридом бария; растворения одного из осадков в соляной кислоте.

Сделайте вывод о качественных реакциях на сульфит – и сульфат – ионы.

### **Опыт 6. Отношение сульфатов к нагреванию**

Насыпьте в пробирку около 0,5 г кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Пробирку закрепите в штативе наклонно, так, чтобы дно было немного выше отверстия. Нагрейте кристаллы в пробирке. Отметьте изменения цвета содержимого пробирки в ходе нагревания. В выделяющиеся из газоотводной трубки пары внесите полоску влажной универсальной индикаторной бумаги. Отметьте изменения ее цвета.

Составьте уравнения:

дегидратации  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;

разложения сульфата меди.

Сделайте вывод о свойствах кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

### **Контрольные вопросы:**

1. Составьте электронную формулу отрицательного иона серы.
2. Почему сероводород проявляет только восстановительные свойства?
3. Можно ли использовать азотную кислоту для получения сероводорода из сульфидов?
4. В каких случаях соединения серы (IV) проявляют восстановительные, а в каких – окислительные свойства?
5. Что происходит с сульфатами при нагревании?

## ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№ занятия	Тематика практических занятий	Объем (час.)
1.	Расчеты по химическим уравнениям	2
2.	Составление электронных формул s-, p-, d -элементов.	2
3.	Расчеты растворимости и произведения растворимости	2
4.	Расчеты при приготовлении растворов. Расчеты с использованием концентрации растворов	2
5.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Вычисление молярных масс эквивалентов окислителей и восстановителей	2

### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1

#### РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

**Цель работы:** Приобретение навыков проведения расчетов по химическим уравнениям, когда выход продуктов реакции меньше 100%.

**Пример 1.** Найти объем водорода (н.у.), выделившегося при взаимодействии магния массой 2,4 г с избытком серной кислоты.

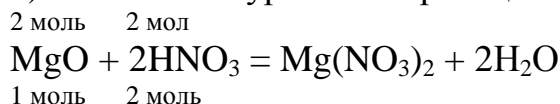
<p><i>Дано:</i></p> <p><math>m(\text{Mg}) = 2,4 \text{ г}</math>  <math>M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}</math>  <math>M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}</math>  <math>m(\text{H}_2\text{O}) - ?</math></p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>Запишем уравнение реакции магния с серной кислотой:</p> $\begin{array}{ccccccc} & 2,4 \text{ г} & & & & & \text{X л} \\ & & & & & & \\ \text{Mg} & + & \text{H}_2\text{SO}_4 & = & \text{MgSO}_4 & + & \text{H}_2 \\ 24 \text{ г} & & & & & & 22,4 \text{ л} \end{array}$ <p>24 г Mg образуют 22,4 л H<sub>2</sub>                  2,4 г Mg образуют X л H<sub>2</sub></p> $v = \frac{2,4 \cdot 22,4}{24} = 2,4 \text{ л H}_2$
---	---

**Ответ:** 2,4 л H<sub>2</sub>

**Пример 2.** Найти массу нитрата магния, образовавшегося при взаимодействии оксида магния массой 80 г с раствором, содержащим 126 г азотной кислоты.

<p><i>Дано:</i></p> <p><math>m(\text{MgO}) = 80 \text{ г}</math>  <math>m(\text{HNO}_3) = 126 \text{ г}</math>  <math>M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль}</math>  <math>M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}</math>  <math>M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 148 \text{ г/моль}</math>  <math>m(\text{p-ра}) - ?</math></p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>1. Определим, какое из веществ – оксид магния или азотная кислота – находится в избытке.</p> <p>а) Вычисляем количество вещества MgO и HNO<sub>3</sub>:</p> <p><math>v(\text{MgO}) = m(\text{MgO})/M(\text{MgO}) = 80/40 = 2 \text{ моль}</math>  <math>v(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3)/M(\text{HNO}_3) = 126/63 = 2 \text{ моль}</math></p>
--	--

б) Составляем уравнение реакции:



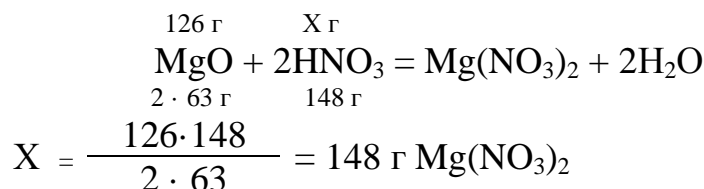
Из уравнения реакции следует, что

$$v(\text{MgO}) : v(\text{HNO}_3) = 1 : 2$$

тогда как по условию задачи

$$v(\text{MgO}) : v(\text{HNO}_3) = 2 : 2 = 1 : 1$$

Следовательно, MgO взят в избытке, поэтому расчет массы Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> проводим по массе азотной кислоты:



**Ответ:** 148 г Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

**Пример 3.** Вычислить массу карбида кальция, образовавшегося при действии угля на оксид кальция массой 16,8 г, если выход продукта реакции составляет 80% от теоретически возможного.

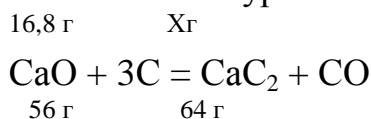
*Дано:*  
 $m(\text{MgO}) = 16,8 \text{ г}$   
 $M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$   
 $M(\text{CaC}_2) = 64 \text{ г/моль}$   
 $\eta = 80\%$

Найти:

$m_{\text{практ}}(\text{CaC}_2)$   
 56 г CaO -

*Решение:*

1. Составляем уравнение реакции:



2. По уравнению реакции определяем теоретический выход CaC<sub>2</sub>:

64 г CaC<sub>2</sub>  
 16,8 г CaO - X г CaC<sub>2</sub>

$$X = (16,8 \cdot 64) / 56 = 19,2 \text{ г}$$

3. Вычисляем практически полученную массу карбида кальция:

$$m_{\text{практ}}(\text{CaC}_2) = 19,2 \cdot 0,8 = 15,36 \text{ г}$$

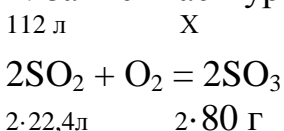
**Ответ:**  $m_{\text{практ}}(\text{CaC}_2) = 15,36 \text{ г}$

**Пример 4.** При каталитическом окислении 112 л (н.у.) оксида серы (IV) кислородом воздуха получено 364 г оксида серы (VI). Рассчитайте выход продукта реакции в % от теоретически возможного.

*Дано:*  
 $V(\text{SO}_2) = 112 \text{ л}$   
 $M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль}$   
 $m_{\text{практ}}(\text{SO}_3) = 364 \text{ г}$   
 Найти  $\eta(\text{SO}_3)$

*Решение:*

1. Записываем уравнение реакции:



2. По уравнению реакции определяем теоретический выход CaC<sub>2</sub>:

$$m_{\text{теор}}(\text{SO}_3) = (112 \cdot 2 \cdot 80) / (2 \cdot 22,4) = 400 \text{ г}$$

3. Находим выход продукта реакции:

$$\eta(\text{SO}_3) = [m_{\text{практ}}(\text{SO}_3) / m_{\text{теор}}(\text{SO}_3)] \cdot 100\% = (384/400) \cdot 100\% = 96\%$$

**Ответ:** выход  $\text{SO}_3$  составляет 96%

**Пример 5.** Найти массу известняка, содержащего 95 % карбоната кальция, необходимого для получения 112 л углекислого газа (н.у.).

<p><i>Дано:</i>  <math>V(\text{CO}_2) = 112</math>  <math>\omega(\text{CaCO}_3) = 95\%</math>  <math>M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}</math>          Найти <math>m_{\text{известняка}}</math></p>	<p><i>Решение:</i>          1. Записываем уравнение реакции:  <math display="block">\begin{array}{ccc} X &amp; &amp; 112 \text{ л} \\ \text{CaCO}_3 &amp; = &amp; \text{CaO} + \text{CO}_2 \\ 100 \text{ г} &amp; &amp; 22,4 \text{ л} \end{array}</math>          2. Найдем массу карбоната кальция, необходимую для получения 112 л <math>\text{CO}_2</math>:  <math>m(\text{CaCO}_3) = (100 \cdot 112) / 22,4 = 500 \text{ г}</math>          3. Найдем массу известняка:  <math display="block">\begin{array}{rcl} 500 \text{ г CaCO}_3 &amp; - &amp; 95\% \\ X \text{ г} &amp; - &amp; 100\% \\ X = (500 \cdot 100) / 95 = 526,3 \text{ г} \end{array}</math></p>
---	--

**Ответ:**  $m_{\text{известняка}} = 526,3 \text{ г}$ .

### Варианты практической работы

Вар.	№ задач	Вар.	№ задач	Вар.	№ задач
1.	1, 8, 13, 17, 23	6.	6, 8, 14, 22, м26	11.	4, 8, 15, 21, 23
2.	2, 9, 14, 18, 24	7.	7, 9, 15, 17, м25	12.	5, 9, 16, 22, м24
3.	3, 10, 15, 19, 25	8.	1, 10, 16, 18, м27	13.	6, 10, 13, 17, м25
4.	4, 11, 16, 20, 26	9.	2, 11, 13, 19, м24	14.	7, 11, 14, 18, м26
5.	5, 12, 13, 21, 27	10.	2, 12, 14, 20, м23	15.	1, 12, 15, 19, м27

### ЗАДАНИЯ ПРАКТИЧЕСКОГО ЗАНЯТИЯ

- Какой объем водорода (н.у.) выделится при полном растворении цинка массой 6,5 г в соляной кислоте?
- Какой объем углекислого газа (н.у.) выделится при полном термическом разложении карбоната кальция массой 25 г?
- Какой объем углекислого газа (н.у.) вступил в реакцию с гидроксидом кальция, если образовался осадок карбоната кальция массой 10 г?
- Какой объем аммиака (н.у.) вступил в реакцию с соляной кислотой, если образовался хлорид аммония массой 1,07 г?
- Какой объем кислорода (н.у.) вступил в реакцию с метаном, если образовался вода массой 5,4 г?
- Какой объем метана (н.у.) вступил в реакцию с кислородом, если образовался вода массой 5,4 г?
- Какой объем углекислого газа (н.у.) вступил в реакцию с гидроксидом бария, если образовался карбонат бария массой 19,7 г?

8. Найдите массу осадка, полученного действием раствора, содержащего гидроксид кальция массой 20 г, на раствор, содержащий сульфат меди массой 32 г.

9. Смешали раствор, содержащий соляную кислоту массой 7,3 г, с раствором, содержащим нитрат серебра массой 5,1 г. Найдите массу выпавшего осадка.

10. На оксид магния массой 4 г подействовали раствором, содержащим 15 г азотной кислоты. Вычислите массу полученной соли.

11. Смешали раствор, содержащий 30 г нитрата свинца с раствором, содержащим 33,2 г йодида калия. Найдите массу выпавшего осадка.

12. Смешали раствор, содержащий гидроксид натрия массой 8 г с раствором, содержащим серную кислоту массой 12 г. найдите массу образовавшегося сульфата натрия.

13. Найти массу аммиака, которую можно получить при нагревании хлорида аммония массой 54,6 г, если выход продуктов реакции составляет 98%

14. Найти массу кремния, который может быть получен из оксида кремния массой 120 г, если выход продуктов реакции составляет 87%

15. Найти массу алюминия, который можно получить при восстановлении оксида алюминия массой 200 г, если выход продуктов реакции составляет 82%.

16. Найти объем ацетилен, который может быть получен при действии воды на карбид кальция массой 128 г, если выход продуктов реакции составляет 96%.

17. При взаимодействии магния массой 1,2 г с раствором серной кислоты получили соль массой 5,5 г. Определить выход продукта реакции (%).

18. При взаимодействии натрия массой 11,5 г с водой получен водород объемом 5,2 л. Определить выход продукта реакции (%).

19. При восстановлении оксида хрома (III) массой 304 кг алюминием получено 196 кг хрома. Определить выход продукта реакции (%).

20. При пропускании 65 л оксида серы (IV) над катализатором получили 200 г оксида серы (VI). Определить выход продукта реакции (%).

21. При пропускании аммиака объемом 67,2 л через избыток раствора азотной кислоты получен нитрат аммония массой 215 г. Определить выход продукта реакции (%).

22. При пропускании сероводорода объемом 2,8 л (н.у.) через избыток раствора сульфата меди образовался осадок массой 11,4 г. Определить выход продукта реакции (%).

23. Найти объем углекислого газа, образующегося при горении 10 г угля, содержащего 5,5% золы.

24. Найти массу красного железняка, содержащего 87% оксида железа (III), необходимого для получения 112 г железа.



25. Найти массу пирита  $\text{FeS}_2$ , содержащего 3,8% примесей, необходимого для получения 56 л оксида серы (IV).

26. Какой объем ацетилена может быть получен из 70 г карбида кальция, содержащего 7,1% примесей?

27. Найти массу фосфорита, содержащего 91,6% фосфата кальция, необходимую для получения 392 г фосфорной кислоты.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2

### СОСТАВЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ФОРМУЛ s-, p-, d-ЭЛЕМЕНТОВ

**Цель работы:** 1. Закрепление знаний о строении атома.

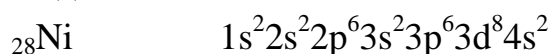
2. Приобретение навыков составления и анализа электронных и электронных графических формул.

**Пример 1.** Напишите электронную и электронную графическую формулу атома элемента с порядковыми номерами 28. К какому электронному семейству относится этот элемент?

**Решение:**

Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталиям). Электронная конфигурация обозначается группами символов  $n l^x$ , где  $n$  - главное квантовое число,  $l$  - орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение — s, p, d, f)  $x$  - число электронов в данном подуровне (орбитали). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией - меньшая сумма  $n+l$  (правило Клечковского).

Так как число электронов в атоме элемента равно его порядковому номеру в таблице д.И. Менделеева, №28 (никель) электронная формула имеет вид:



В атоме никеля заполняются d - орбитали третьего энергетического уровня, поэтому фтор относится к семейству d – элементов.

Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположными спинами. Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда):



Объясните исходя из строения атомов, у какого из этих элементов более ярко выражены неметаллические свойства.

10. Составьте электронные и электронные графические формулы химических элементов Mg и Ca. В чем сходство и отличие в строении их атомов? Объясните исходя из строения атомов, у какого из этих элементов более ярко выражены металлические свойства.

11. Составьте электронные и электронные графические формулы химических элементов N и P. В чем сходство и отличие в строении их атомов? Объясните исходя из строения атомов, у какого из этих элементов более ярко выражены неметаллические свойства.

12. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 25. Составьте их электронные графические формулы. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

13. Напишите электронные электронные графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 24. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

14. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42. Составьте их электронные графические формулы. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

15. Напишите электронные и электронные графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21 и 33. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

16. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Составьте их электронные графические формулы. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

17. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 26. Составьте их электронные графические формулы. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

18. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 22 и 34. Составьте их электронные графические формулы. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

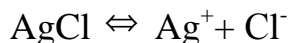
## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3

### РАСЧЕТЫ РАСТВОРИМОСТИ И ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ

**Цель работы:** 1. Закрепление знаний о растворимости малорастворимых электролитов и факторах, влияющих на нее. 2. Выработка умения проведения расчетов растворимости веществ, ПР, выяснение возможности выпадения осадков малорастворимых электролитов. 3. Приобретение навыков работы со справочной литературой.

**Краткие теоретические сведения:**

Малорастворимая соль в насыщенном растворе ведет себя как сильный электролит - она полностью распадается на ионы. В таком растворе между твердой фазой и ионами устанавливается подвижное равновесие, например:



Насыщенному раствору при определенной температуре соответствует определенная концентрация растворенного вещества. В насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение концентраций его ионов - величина постоянная; эту величину называют произведением растворимости и обозначают через ПР. Примеры выражения произведения растворимости малорастворимых веществ:



Для электролита в общем виде  $\text{Me}_m\text{A}_n$  произведение растворимости имеет вид:  $\text{ПРMe}_m\text{A}_n = [\text{Me}^{n+}]^m[\text{A}^{m-}]^n$

В насыщенном растворе произведение концентраций ионов, из которых состоит осадок, постоянно, независимо от присутствия электролитов с другими ионами в растворе.

**В насыщенном растворе произведение концентраций ионов равно произведению растворимости.**

Следовательно, для электролита  $\text{Me}_m\text{A}_n$ , если произведение концентраций ионов в растворе меньше произведения растворимости, т. е.  $[\text{Me}^{n+}]^m[\text{A}^{m-}]^n < \text{ПРMe}_m\text{A}_n$  - раствор ненасыщен, если произведение концентраций ионов в растворе равно произведению растворимости, т. е.  $[\text{Me}^{n+}]^m[\text{A}^{m-}]^n = \text{ПРMe}_m\text{A}_n$  - раствор насыщен, при этом осадок не выпадает.

Осадок выпадает в том случае, когда произведение концентраций его ионов в растворе превышает величину произведения растворимости. т. е.  $[\text{Me}^{n+}]^m[\text{A}^{m-}]^n > \text{ПРMe}_m\text{A}_n$ . При этом концентрация одного из ионов может быть больше концентрации другого иона.

Величиной произведения растворимости принято пользоваться только в отношении электролитов, растворимость которых в воде не превышает **0,01 моль/л.**

Значения произведений растворимости различных труднорастворимых электролитов указаны в «Справочнике по аналитической химии» Ю.Ю. Лурье.

**Пример 1.** Вычислите  $\text{ПР}(\text{MgCO}_3)$ , если при  $20^\circ\text{C}$  в 1 л насыщенного раствора содержится 1,18 г  $\text{MgCO}_3$ .

<i>Дано:</i>	<i>Решение:</i>
$C(\text{MgCO}_3) = 1,18 \text{ г/л}$	Уравнение диссоциации:
$M(\text{MgCO}_3) = 84,33 \text{ г/моль}$	$\text{MgCO}_3 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-};$
$\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = ?$	Выразим $\text{ПР}_{\text{MgCO}_3}$ через произведение концентраций ионов вещества;
	$\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$

Молярная растворимость равна

$$C(\text{MgCO}_3) = \frac{C(\text{MgCO}_3)(\text{г/л})}{M(\text{MgCO}_3)} = \frac{1,18}{84,33} = 0,014 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$\text{PR}_{\text{MgCO}_3} = (1,4 \cdot 10^{-2})^2 = 1,96 \cdot 10^{-4}.$$

**Ответ:**  $\text{PR}(\text{MgCO}_3) = 1,96 \cdot 10^{-4}$ .

**Пример 2.** Определите растворимость  $\text{AgCl}$  в г/л и моль/л

а) в чистой воде; б) в растворе соляной кислоты  $c(\text{HCl}) = 0,1$  моль/л.

<p><i>Дано:</i></p> $\text{PR}_{\text{AgCl}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$ $M(\text{AgCl}) = 143,321 \text{ г/моль}$ $c(\text{HCl}) = 0,11 \text{ моль/л}$ $c(\text{AgCl}) - ?$	<p><i>Решение:</i></p> <p>а) Диссоциация <math>\text{AgCl}</math>:</p> $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{PR}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,1 \cdot 10^{-10}.$ <p>В воде концентрация ионов <math>\text{Ag}^+</math> равна концентрации ионов <math>\text{Cl}^-</math>:</p> $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$
--	---

Обозначим молярную растворимость  $\text{AgCl}$  через  $x$  моль/л.

$$[\text{Ag}^+] = x; \quad [\text{Cl}^-] = x.$$

Подставив значения  $[\text{Ag}^+]$  и  $[\text{Cl}^-]$  в выражение для произведения растворимости, получаем:

$$x^2 = 1,1 \cdot 10^{-10},$$

Решим составленное уравнение и определим молярную растворимость, обозначенную через  $x$ :

$$x = 1,05 \cdot 10^{-5}.$$

Итак, в 1 л насыщенного раствора  $\text{AgCl}$  растворено  $1,05 \cdot 10^{-5}$  молей соли. Так как  $M(\text{AgCl}) = 143,321$  г/моль, то растворимость  $\text{AgCl}$  в граммах на литр раствора равна:

$$143,321 \cdot 1,05 \cdot 10^{-5} = 150,49 \cdot 10^{-5} = 1,5049 \cdot 10^{-3} \text{ г/л.}$$

**Ответ:** растворимость  $\text{AgCl}$  в чистой воде  $1,05 \cdot 10^{-5}$  моль/л  
или  $1,5049 \cdot 10^{-3}$  г/л

б) В растворе соляной кислоты  $[\text{Ag}^+] = c(\text{AgCl})$ ,

$$[\text{Cl}^-] = c(\text{HCl}) + c(\text{AgCl})$$

$c(\text{AgCl})$  мала по сравнению с  $c(\text{HCl})$ . В данном случае ею можно пренебречь и считать, что  $[\text{Cl}^-] = c(\text{HCl})$ .

Выражение для  $\text{PR}_{\text{AgCl}}$  в таком случае приобретает вид:

$$\text{PR}_{\text{AgCl}} = c(\text{AgCl}) \cdot c(\text{HCl}).$$

Отсюда, 
$$c(\text{AgCl}) = \frac{\text{PR}_{\text{AgCl}}}{c(\text{HCl})} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,1 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Растворимость  $\text{AgCl}$  в г/л в растворе  $\text{HCl}$  равна:

$$M(\text{AgCl}) \cdot c(\text{AgCl}) = 1,1 \cdot 10^{-9} \cdot 143,321 = 157,653 \cdot 10^{-9} \text{ г/л} = 1,57653 \cdot 10^{-7} \text{ г/л}$$

### Варианты практического занятия:

Вар.	№№ задач	Вар.	№№ задач	Вар.	№№ задач
1.	1, 7, 14, 19	6.	6, 12, 15, 20	11.	5, 10, 15, 19,
2.	2, 8, 15, 20	7.	1, 13, 14, 19	12.	6, 11, 16, 20
3.	3, 9, 16, 21	8.	2, 7, 16, 20	13.	1, 12, 17, 21
4.	4, 10, 17, 22	9.	3, 8, 18, 21	14.	2, 7, 18, 22
5.	5, 11, 18, 21	10.	4, 9, 17, 22	15.	3, 8, 14, 20

### ЗАДАНИЯ ПРАКТИЧЕСКОГО ЗАНЯТИЯ

1. В одном литре воды растворяется 0,00151 г хлорида серебра. Вычислите произведение растворимости.
2. В одном литре воды растворяется 0,0178 г карбоната бария. Вычислите произведение растворимости.
3. В одном литре воды растворяется 0,1006 г сульфата стронция. Вычислите произведение растворимости.
4. В одном литре воды растворяется 0,00000031 г сульфида цинка. Вычислите произведение растворимости.
5. В одном литре воды растворяется 0,01933 г бромида серебра. Вычислите произведение растворимости.
6. В одном литре воды растворяется 0,08433 г карбоната магния. Вычислите произведение растворимости.
7. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита карбоната железа (II).
8. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита фторида лития.
9. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита сульфата кальция
10. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита роданида серебра.
11. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита сульфида меди (II).
12. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита карбоната никеля.
13. Вычислите растворимость в моль/л и г/л малорастворимого электролита гидроксида лития.
14. Вычислите растворимость (в моль/л и г/л) малорастворимой соли CdS в растворах электролитов, содержащих одноименные ионы:  
а)  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $c = 0,5$  моль/л; б)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $c = 0,002$  моль/л.
15. Вычислите растворимость (в моль/л и г/л) малорастворимой соли  $\text{CoCO}_3$  в растворах электролитов, содержащих одноименные ионы:  
а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $c = 0,2$  моль/л; б)  $\text{CoCl}_2$ ,  $c = 0,03$  моль/л.
16. Вычислите растворимость (в моль/л и г/л) малорастворимой соли  $\text{AlPO}_4$  в растворах электролитов, содержащих одноименные ионы:  
а)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $c = 0,5$  моль/л; б)  $\text{AlCl}_3$ ,  $c = 0,06$  моль/л.

17. Вычислите растворимость (в моль/л и г/л) малорастворимой соли NiS в растворах электролитов, содержащих одноименные ионы:

а)  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $c = 0,001$  моль/л; б)  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $c = 0,5$  моль/л.

18. 14. Вычислите растворимость (в моль/л и г/л) малорастворимой соли  $\text{AgNO}_2$  в растворах электролитов, содержащих одноименные ионы:

а)  $\text{AgNO}_3$ ,  $c = 0,005$  моль/л; б)  $\text{NaNO}_2$ ,  $c = 0,02$  моль/л.

19. Выпадет ли осадок, если смешать и разбавить до объема 1 литр  $80 \text{ см}^3$  раствора серной кислоты  $c = 0,1$  моль/л и  $200 \text{ см}^3$  раствора хлорида кальция  $c = 2$  моль/л.

20. Выпадет ли осадок, если смешать и разбавить до объема 1 литр  $250 \text{ см}^3$  раствора хлорида никеля  $c = 0,0004$  моль/л и  $200 \text{ см}^3$  раствора карбоната натрия  $c = 0,5$  моль/л.

21. Выпадет ли осадок, если смешать и разбавить до объема 1 литр  $300 \text{ см}^3$  раствора нитрата серебра  $c = 0,0006$  моль/л и  $50 \text{ см}^3$  раствора роданида калия  $c = 1$  моль/л.

22. Выпадет ли осадок, если смешать и разбавить до объема 1 литр  $100 \text{ см}^3$  раствора сульфата меди  $c = 0,5$  моль/л и  $200 \text{ см}^3$  раствора сульфида аммония  $c = 0,0002$  моль/л.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4

### РАСЧЕТЫ ПРИ ПРИГОТОВЛЕНИИ РАСТВОРОВ.

### РАСЧЕТЫ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

**Цель работы:** 1. Закрепление знаний о способах выражения состава растворов. 2. Приобретение навыков нахождения концентрации растворов, пересчета концентраций. 3. Расчеты по уравнениям реакций, когда массы веществ заданы в виде масс растворов и их концентраций.

#### Краткие теоретические сведения:

**Массовая доля ( $\omega$ )** – отношение (обычно в процентах) массы растворенного вещества  $m_2$  к массе раствора:

$$\omega = \frac{m_2}{m} \cdot 100\% = \frac{m_2}{m_1 + m_2} \cdot 100\%$$

где  $m_1$  - масса растворенного вещества;  
 $m_2$  - масса растворителя;  
 $m$  - масса раствора.

**Молярная концентрация ( $C(X)$  или  $M$ )** - отношение количества растворенного вещества к объему раствора или количество молей растворенного вещества в одном литре раствора.

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot V}$$

где  $V$  - объем раствора,  $\text{см}^3$ ;  
 $M(X)$  - молярная масса растворенного вещества, г/моль;  
 $m(X)$  - масса растворенного вещества, г.

**Титр** – масса вещества, г, содержащаяся в  $1 \text{ см}^3$  раствора; обозначение:  $T(X)$ , г/см<sup>3</sup>:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V}$$

Связь между различными способами выражения концентрации:

$$C(X) = \frac{10 \omega \rho}{M(X)} = \frac{1000 T(X)}{M(X)}$$

**Пример 1.** Смешали 150 г 10% раствора и 300 г 15% раствора гидроксида натрия. Найдите концентрацию полученного раствора.

<p><i>Дано:</i></p> <p><math>m_1(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}</math>  <math>\omega_1 = 10\%</math>  <math>m_2(\text{р-ра}) = 300 \text{ г}</math>  <math>\omega_2 = 15\%</math>  <math>\omega(\text{NaOH}) = ?</math></p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>1. Масса полученного раствора:  <math>m(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра}) = 150 + 300 = 450 \text{ г}</math></p> <p>2. Масса гидроксида натрия в первом растворе:  <math>m_1(\text{NaOH}) = [m_1(\text{р-ра}) \cdot \omega_1] / 100 = (150 \cdot 10) / 100 = 15 \text{ г}</math></p> <p>3. Масса гидроксида натрия во втором растворе:  <math>m_2(\text{NaOH}) = [m_2(\text{р-ра}) \cdot \omega_2] / 100 = (300 \cdot 15) / 100 = 45 \text{ г}</math></p> <p>4. Масса гидроксида натрия в полученном растворе:  <math>m(\text{NaOH}) = m_1(\text{NaOH}) + m_2(\text{NaOH}) = 15 + 45 = 60 \text{ г}</math></p> <p>5. Массовая доля гидроксида натрия в полученном растворе:  <math>\omega = [m(\text{NaOH}) / m(\text{р-ра})] \cdot 100\% = (60 / 450) \cdot 100\% = 13,3 \%</math></p> <p><b>Ответ:</b> <math>\omega(\text{NaOH}) = 13,3 \%</math></p>
---	--

**Пример 2.** Какой объем 60%-ного раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,367 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 0,1 л 12%-ного раствора ( $\rho = 1,066 \text{ г/см}^3$ )?

<p><i>Дано:</i></p> <p><math>V_2 = 100 \text{ см}^3</math>  <math>\omega_2 = 12\%</math>  <math>\rho_2 = 1,066 \text{ г/см}^3</math>  <math>\omega_1 = 60\%</math>  <math>\rho_1 = 1,367 \text{ г/см}^3</math>  <math>V_1 = ?</math></p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>Массовая доля растворенного вещества в растворе</p> $\omega = \frac{m_2}{m_1} \cdot 100\%$ <p>где <math>m_1</math> – масса растворителя;  <math>m_2</math> – масса растворенного вещества.</p> <p>Масса азотной кислоты в 60% растворе:  <math>m_1 = V_1 \cdot \omega_1 \cdot \rho_1 / 100</math></p> <p>Масса азотной кислоты в 12% растворе:  <math>m_2 = V_2 \cdot \omega_2 \cdot \rho_2 / 100</math></p>
--	--



Второй раствор получен путем разбавления водой первого, поэтому

$$m_1 = m_2, \text{ т.е.}$$

$$V_1 \cdot \omega_1 \cdot \rho_1 = V_2 \cdot \omega_2 \cdot \rho_2$$

Отсюда,

$$V_1 = V_2 \cdot \omega_2 \cdot \rho_2 / \omega_1 \cdot \rho_1 = 100 \cdot 12 \cdot 1,066 / 60 \cdot 1,367 = 15,6 \text{ см}^3$$

**Ответ:** 15,6 см<sup>3</sup>

**Пример 3.** В 120 см<sup>3</sup> воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) растворили 1,7 г аммиака. Найдите процентную концентрацию, молярную концентрацию и титр образовавшегося раствора гидроксида аммония.

*Дано:*  
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 120 \text{ см}^3$   
 $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$   
 $m(\text{NH}_3) = 1,7 \text{ г}$

$\omega(\text{NH}_4\text{OH}) - ?$   
 $T(\text{NH}_4\text{OH}) - ?$   
 $C(\text{NH}_4\text{OH}) - ?$

*Решение:*

1. При растворении аммиака в воде идет реакция:



2. Масса образовавшегося гидроксида аммония:

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}; M(\text{NH}_4\text{OH}) = 35 \text{ г/моль}$$

17 г NH<sub>3</sub> образуют 35 г NH<sub>4</sub>OH

$$1,7 \text{ г} \quad \quad \quad - \quad \quad X$$

$$X = (1,7 \cdot 35) / 17 = 3,5 \text{ г NH}_4\text{OH}$$

3. Масса образовавшегося раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{NH}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{NH}_3) + V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})$$

$$120 + 1,7 = 121,7 \text{ г}$$

$$4. \omega(\text{NH}_4\text{OH}) = [m(\text{NH}_4\text{OH}) / m(\text{р-ра})] \cdot 100\% =$$

$$(3,5 / 121,7) \cdot 100\% = 2,9 \%$$

5. По справочнику находим плотность 2,9 % раствора

NH<sub>4</sub>OH:

$$\rho(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,990 \text{ г/см}^3$$

и объем образовавшегося раствора:

$$V(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра}) / \rho(\text{NH}_4\text{OH}) = 121,7 / 0,990 = 122,93 \text{ см}^3$$

$$6. \text{Титр раствора: } m(\text{NH}_4\text{OH}) / V(\text{р-ра}) = 3,5 / 122,93 = \mathbf{0,028471 \text{ г/см}^3}$$

7. Молярная концентрация раствора:

$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 1000 \cdot T(\text{NH}_4\text{OH}) / M(\text{NH}_4\text{OH}) = (1000 \cdot 0,028471) / 35 = 0,8134 \text{ г/моль}$$

**Ответ:**  $\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 2,9 \%$

$$T(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,028471 \text{ г/см}^3$$

$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,8134 \text{ г/моль}$$

**Пример 4.** Определите массу соли, полученной при смешении раствора объемом 40 см<sup>3</sup> с массовой долей азотной кислоты 20% ( $\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$ ) с раствором объемом 36 см<sup>3</sup> с массовой долей гидроксида натрия 15% и ( $\rho = 1,17 \text{ г/см}^3$ ).

*Дано:*  
 $V_1 = 40 \text{ см}^3$   
 $\omega(\text{HNO}_3) = 20\%$   
 $\rho_1 = 1,12 \text{ г/см}^3$   
 $V_2 = 36 \text{ см}^3$   
 $\omega(\text{NaOH}) = 15\%$   
 $\rho_2 = 1,17 \text{ г/см}^3$   
 $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$   
 $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$   
 $M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}$   
 $m(\text{NaNO}_3) - ?$

*Решение:*

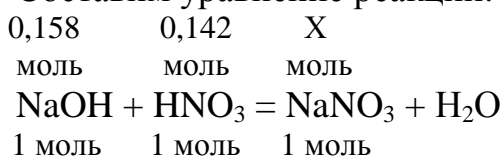
- Находим массу азотной кислоты в растворе:  
 $m(\text{HNO}_3) = V_1 \cdot \rho_1 \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 40 \cdot 1,12 \cdot 0,2 = 8,96 \text{ г}$
- Находим массу гидроксида натрия в растворе:  
 $m(\text{NaOH}) = V_2 \cdot \rho_2 \cdot \omega(\text{NaOH}) = 36 \cdot 1,17 \cdot 0,15 = 6,32 \text{ г}$
- Определим, какое вещество дано в избытке.

а) Вычисляем количество вещества  $\text{HNO}_3$  и  $\text{NaOH}$ :

$$v(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{8,96}{63} = 0,142 \text{ моль}$$

$$v(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{6,32}{40} = 0,158 \text{ моль}$$

Составим уравнение реакции:



Из уравнения реакции следует, что  $v(\text{HNO}_3) : v(\text{NaOH}) = 1 : 1$ ,  
а по условию задачи  $v(\text{HNO}_3) : v(\text{NaOH}) = 0,142 : 0,156 = 1 : 1,1$   
Следовательно,  $\text{NaOH}$  взят в избытке.

4. Рассчитаем массу соли по  $\text{HNO}_3$ :

По уравнению реакции

$$v(\text{HNO}_3) = v(\text{NaNO}_3) = 0,142 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = v(\text{NaNO}_3) \cdot M(\text{NaNO}_3) = 0,142 \cdot 85 = 12,1 \text{ г.}$$

**Ответ:**  $m(\text{NaNO}_3) = 12,1 \text{ г}$

### Варианты практического занятия:

Вар.	№№ задач	Вар.	№№ задач	Вар.	№№ задач
1.	1, 6, 12, 19, 23	6.	1, 11, 17, 20, 28	11.	1, 10, 15, 21, 27
2.	2, 7, 13, 20, 24	7.	2, 6, 18, 21, 23	12.	2, 11, 16, 22, 28
3.	3, 8, 14, 21, 25	8.	3, 7, 12, 22, 24	13.	3, 6, 17, 19, 24
4.	4, 9, 15, 22, 26	9.	4, 8, 13, 19, 25	14.	4, 7, 18, 20, 25
5.	5, 10, 16, 19, 27	10.	5, 9, 14, 20, 26	15.	5, 8, 12, 21, 27

### ЗАДАНИЯ ПРАКТИЧЕСКОГО ЗАНЯТИЯ

1. Смешали 150 г 10% раствора и 100 г 15% раствора гидроксида натрия. Найдите концентрацию полученного раствора.

2. Смешали 50 г 20% раствора и 250 г 15% раствора хлорида калия. Найдите концентрацию полученного раствора.

3. Смешали 150 г 30 % раствора и 300 г 15 % раствора серной кислоты. Найдите концентрацию полученного раствора.

4. Смешали 550 г 32% раствора и 250 г 18% раствора азотной кислоты. Найдите концентрацию полученного раствора.

5. Смешали 40 г 8% раствора и 320 г 10% раствора сульфата меди. Найдите концентрацию полученного раствора.

6. Какую массу воды нужно прибавить к 250 см<sup>3</sup> 66 % раствора серной кислоты ( $\rho = 1,565 \text{ г/см}^3$ ) для получения 10 % раствора кислоты?

7. Какую массу воды нужно прибавить к 500 см<sup>3</sup> 40 % раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,430 \text{ г/см}^3$ ) для получения 16 % раствора щелочи?

8. Какую массу воды нужно прибавить к 80 см<sup>3</sup> 42 % раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,260 \text{ г/см}^3$ ) для получения 18 % раствора кислоты?

9. Какую массу воды нужно прибавить к 125 см<sup>3</sup> 38 % раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,375 \text{ г/см}^3$ ) для получения 16 % раствора щелочи?

10. Какую массу воды нужно прибавить к 40 см<sup>3</sup> 36 % раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,180 \text{ г/см}^3$ ) для получения 8 % раствора кислоты?

11. Какую массу воды нужно прибавить к 160 см<sup>3</sup> 26 % раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,285 \text{ г/см}^3$ ) для получения 6 % раствора щелочи?

12. Найдите молярную концентрацию и титр 30% раствора серной кислоты ( $\rho = 1,220 \text{ г/см}^3$ ).

13. Найдите молярную концентрацию и титр 12% раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,130 \text{ г/см}^3$ ).

14. Найдите молярную концентрацию и титр 12 % раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,065 \text{ г/см}^3$ ).

15. Найдите процентную концентрацию и титр раствора серной кислоты  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,9000 \text{ моль/л}$  ( $\rho = 1,055 \text{ г/см}^3$ ).

16. Найдите процентную концентрацию и титр раствора гидроксида натрия  $c(\text{NaOH}) = 0,500 \text{ моль/л}$  ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ).

17. Найдите процентную концентрацию и титр раствора соляной кислоты  $c(\text{HCl}) = 1,520 \text{ моль/л}$  ( $\rho = 1,025 \text{ г/см}^3$ ).

18. Найдите молярную концентрацию и титр 12,8 % раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ).

19. В 120 см<sup>3</sup> воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) растворили 8 г оксида серы (VI). Найдите процентную концентрацию, молярную концентрацию и титр образовавшегося раствора серной кислоты.

20. В 100 см<sup>3</sup> воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) растворили 6,2 г оксида натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ . Найдите процентную концентрацию, молярную концентрацию и титр образовавшегося раствора гидроксида натрия.

21. В 240 см<sup>3</sup> воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) растворили 10,8 г оксида азота (V). Найдите процентную концентрацию, молярную концентрацию и титр образовавшегося раствора азотной кислоты.

22. В 100 см<sup>3</sup> воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) растворили 9,4 г оксида калия  $\text{K}_2\text{O}$ . Найдите процентную концентрацию, молярную концентрацию и титр образовавшегося раствора гидроксида калия.

23. Определите массу соли, полученной при смешении раствора объемом 2,17 см<sup>3</sup> с массовой долей гидроксида калия 30% ( $\rho = 1,288 \text{ г/см}^3$ ) с раствором объемом 5,25 см<sup>3</sup> с массовой долей азотной кислоты 26% ( $\rho = 1,153 \text{ г/см}^3$ ).

24. Раствор, содержащий 13 г нитрата серебра, смешали с 41,7 см<sup>3</sup> 26% раствора хлорида натрия ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ). Найдите массу образовавшегося осадка.

25. Через раствор щелочи объемом 164 см<sup>3</sup> с массовой долей гидроксида калия 20% ( $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$ ) пропустили оксид углерода (IV) объемом 5,6 л. Определите массу образовавшейся соли.

26. К раствору объемом 100 см<sup>3</sup> с массовой долей серной кислоты 20% ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ) прилили раствор массой 400 г с массовой долей хлорида бария 5,2 %. Определите массу образовавшейся соли.

27. К раствору объемом 153,5 см<sup>3</sup> с массовой долей гидроксида калия 16% ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ) прилили раствор объемом 86,8 см<sup>3</sup> с массовой долей серной кислоты 20% ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ). Определите массу образовавшейся соли.

28. Определите массу соли, полученной при смешении раствора объемом 50 см<sup>3</sup> с массовой долей соляной кислоты 10% ( $\rho = 1,047 \text{ г/см}^3$ ) с раствором объемом 60 см<sup>3</sup> с массовой долей гидроксида натрия 8% ( $\rho = 1,109 \text{ г/см}^3$ ).

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5

### СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ. ВЫЧИСЛЕНИЕ МОЛЯРНЫХ МАСС ЭКВИВАЛЕНТОВ ОКИСЛИТЕЛЕЙ И ВОССТАНОВИТЕЛЕЙ

**Цель работы:** 1. Закрепление знаний об окислительно-восстановительных реакциях. 2. Формирование умения подбора коэффициентов в уравнениях методом электронного баланса.

#### **Краткие теоретические сведения:**

Химические реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

**Окисление** - процесс отдачи электронов. **Восстановление** - процесс присоединения электронов.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**.

**В ходе окислительно-восстановительных реакций окислители восстанавливаются, а восстановители окисляются.**

Степень окисления - условный заряд, который бы имел атом в соединении, если бы все связи в молекуле были ионными. Степень окисления обозначают арабскими цифрами со знаком (+) или (-) перед цифрой.

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю, в ионе - заряду иона.

Степень окисления некоторых элементов – величина постоянная.

Постоянные степени окисления имеют

<b>0</b>	Элементы в простых веществах
<b>+1</b>	<b>Na, K, Ag</b> в химических соединениях
<b>+2</b>	<b>Ca, Ba, Mg, Zn</b> в химических соединениях
<b>+3</b>	<b>Al</b> в химических соединениях
<b>-1</b>	<b>F, Cl, Br, I</b> (в соединениях с металлами и водородом)
<b>-2</b>	<b>O, S</b> (в соединениях с металлами и водородом)

Все окислительно-восстановительные реакции разделяются на три типа:

1. **Межмолекулярные** - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.

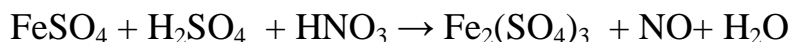
2. **Внутримолекулярные** - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов).

3. **Диспропорционирование** – это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента.

Одним из наиболее сильных окислителей является азотная кислота. При взаимодействии ее с металлами, в зависимости от концентрации кислоты и активности металла, образуются соли металлов и различные соединения азота:

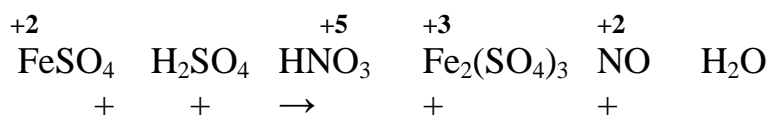
Концентрация HNO <sub>3</sub>	Металлы	Продукты реакции
Концентрированная	Fe, Cr, Al, Au, Pt, Ir, Ta	Не взаимодействует
	Другие тяжелые металлы	NO <sub>2</sub>
	Щелочные и щелочноземельные металлы	N <sub>2</sub> O
Разбавленная	Щелочные, щелочноземельные металлы, Zn и Fe	NH <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> )
	Тяжелые металлы	NO

**Пример 1.** Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнении



**Решение:**

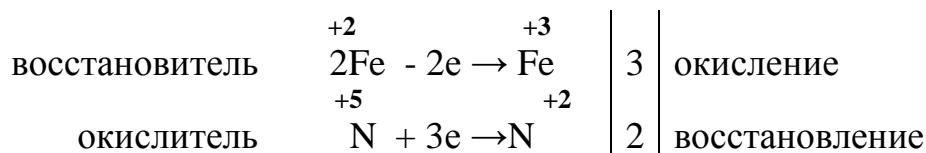
1. Определяем степени окисления элементов



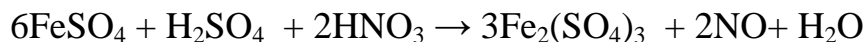
2. Определяем, атомы каких элементов изменили степени окисления:



3. Определяем число отданных и присоединенных электронов. Число отдаваемых и присоединенных электронов должно быть одинаковым:

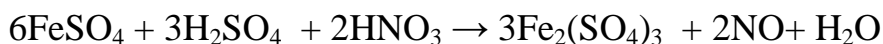


4. Проставляем коэффициенты перед молекулами окислителя и восстановителя:



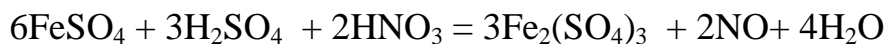
5. Подберем теперь коэффициент для  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

В получившихся после реакции 3 молекулах  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  содержится 9 кислотных остатков  $\text{SO}_4$ , тогда как в 6 молекулах  $\text{FeSO}_4$  их всего 6. Следовательно, в реакции должны участвовать 3 молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



6. Воду уравниваем по водороду.

Поскольку в 3 молекулах  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержится 6 атомов водорода и 2 атома водорода содержатся в 2 молекулах  $\text{HNO}_3$ , получается 4 молекулы воды. Таким образом, уравнение реакции имеет вид:



7. Чтобы проверить правильность составления уравнения, подсчитаем количество атомов кислорода в его правой и левой части:

В левой части уравнения  $6 \cdot 4 + 3 \cdot 4 + 2 \cdot 3 = 42$

В правой части  $3 \cdot 12 + 2 + 4 = 42$

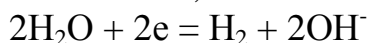
Уравнение составлено правильно.

**Пример 2.** Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водного раствора  $\text{BaCl}_2$ ?

Решение:  $\text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

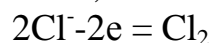
**Катод (-)**

$\text{Ba}^{2+}, \text{H}^+$



**Анод (+)**

$\text{Cl}^-, \text{OH}^-$



В растворе:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

### Варианты практического занятия:

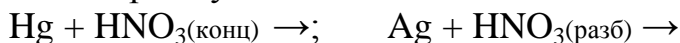
Вар.	№ заданий	Вар.	№ заданий	Вар.	№ заданий	Вар.	№ заданий
1.	1, 7, 15, 20	5.	5, 11, 19, 20	9.	3, 8, 19, 22	13.	1, 13, 17, 22
2.	2, 8, 16, 21	6.	6, 12, 16, 21	10.	4, 9, 18, 20	14.	2, 12, 18, 20
3.	3, 9, 17, 22	7.	1, 13, 15, 22	11.	5, 10, 15, 21	15.	3, 11, 19, 21
4.	4, 10, 18, 23	8.	2, 14, 17, 23	12.	6, 11, 16, 23		

### ЗАДАНИЯ ПРАКТИЧЕСКОГО ЗАНЯТИЯ

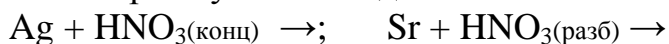
1. Закончите уравнения реакций. Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Найдите молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.



2. Смотрите условия задания 1.



3. Смотрите условия задания 1.



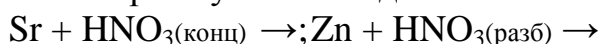
4. Смотрите условия задания 1.



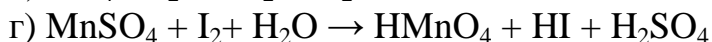
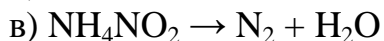
5. Смотрите условия задания 1.



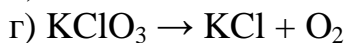
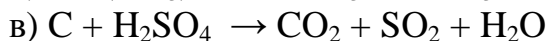
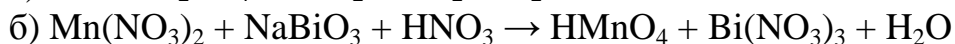
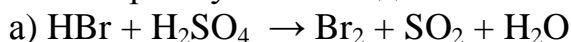
6. Смотрите условия задания 1.



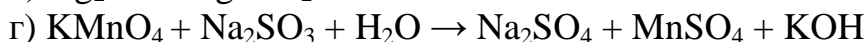
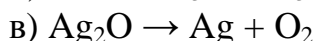
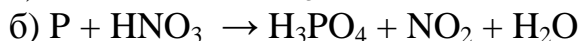
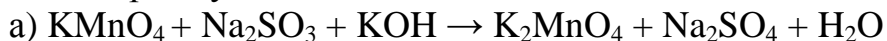
7. Определите тип окислительно - восстановительных реакций. Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Найдите молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.



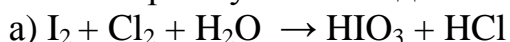
8. Смотрите условия задания 7.



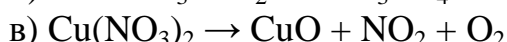
9. Смотрите условия задания 7.



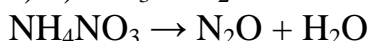
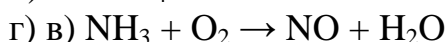
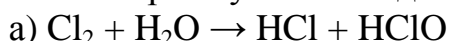
10. Смотрите условия задания 7.



11. Смотрите условия задания 7.



12. Смотрите условия задания 7.



13. Смотрите условия задания 7.

- а)  $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$   
б)  $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4$   
в)  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
г)  $\text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

14. Смотрите условия задания 7.

- а)  $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
б)  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
в)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
г)  $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2$

15. Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водных растворов а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{KCl}$ ?

16. Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водных растворов а)  $\text{CuCl}_2$ ; б)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ?

17. Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водных растворов а)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ; б)  $\text{KBr}$ ?

18. Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водных растворов а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{NaNO}_3$ ?

19. Какие реакции протекают на угольных электродах при электролизе водных растворов а)  $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ; б)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ?

20. Какие реакции протекают на электродах при электролизе водного раствора  $\text{CuSO}_4$  с медным анодом?

21. Какие реакции протекают на электродах при электролизе водного раствора  $\text{AgNO}_3$  с серебряным анодом?

22. Какие реакции протекают на электродах при электролизе водного раствора  $\text{ZnSO}_4$  с цинковым анодом?

23. Какие реакции протекают на электродах при электролизе водного раствора  $\text{FeSO}_4$  с железным анодом?

## ПЕРЕЧЕНЬ РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Богомолова И.В. Неорганическая химия: учебник. – М., Альфа, 2009.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учебник.– М., Академия, 2008.
3. Росин И.В., Томин Л.Д. Общая и неорганическая химия. Современный курс. - Юрайт, 2012.
4. Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия. - Юрайт, 2012.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. – Юрайт, 2013.



## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	3
<b>ОБЩИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ</b> .....	5
<b>ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ</b> .....	6
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1</b> .....	6
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2</b> .....	9
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3</b> .....	11
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4</b> .....	13
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5</b> .....	15
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6</b> .....	18
<b>ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ</b> .....	21
<b>ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1</b> .....	21
<b>ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2</b> .....	25
<b>ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3</b> .....	27
<b>ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4</b> .....	31
<b>ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5</b> .....	36
<b>ПЕРЕЧЕНЬ РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ</b> .....	40

# **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Методические указания  
к выполнению лабораторных работ и практических занятий  
для студентов специальности 240134 «Переработка нефти и газа»  
всех форм обучения**

Методические указания к выполнению практических занятий разработал:  
преподаватель Терентьева Елена Николаевна

**Подписано к печати 26.12.2013 г.**  
Формат 60x84/16  
Тираж

Объем **2,6** п.л.  
Заказ  
**35 экз.**

---

## **МИНОБРНАУКИ РОССИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Югорский государственный университет»  
НИЖНЕВАРТОВСКИЙ НЕФТЯНОЙ ТЕХНИКУМ (филиал)  
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего профессионального образования  
«Югорский государственный университет»  
Редакционно-издательский отдел  
628615 Тюменская обл., Ханты-Мансийский автономный округ,  
г. Нижневартовск, ул. Мира, 37.**