

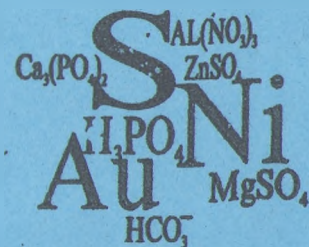
54
0-28
Министерство образования Республики Беларусь

БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра химии, технологии электрохимических производств
и материалов электронной техники

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторному
практикуму по одноименному курсу
для студентов I курса нехимических специальностей



Минск 2001

УДК 54 (07)

Рассмо
советом унив

Прозвіща,
Імя па бацьку

ВЛ
Імя С.М.Кл.

издательским

Составители: А.И.Волков,
И.М.Жарский,
О.Н.Комшилова

Под общей редакцией профессора И.М.Жарского
Рецензент доцент кафедры ОнХХ Т.Л.Залевская

По тематическому плану изданий учебно-методической литературы
университета на 2001 г. Поз.44.

Для студентов нехимических специальностей.

94

8

и тяжелые дистиллатные масла. Опыты
проводят при повышенных температурах
конверсии.

Результаты испытаний, проведенных в
рабочих условиях, соответствующих рас-
сматриваемому изобретению представлены
в таблице.

углеводородное сырье в опытах серий:

	143-А	155-Е	155-Г
нефть	тяжелый	тяжелый	тяжелый

ПРОГРАММА

КНХ

Тема I. ХИМИЯ КАК РАЗДЕЛ ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ – НАУКА О ВЕЩЕСТВАХ И ИХ ПРЕВРАЩЕНИЯХ

Основные законы и понятия химии. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Молярная масса газа. Плотность газа, относительная плотность газа. Молярная масса вещества в газообразном состоянии. Понятие о молярной массе эквивалента. Закон эквивалентов.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. I. – §§ 4, 7, 8, 10, 12.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. I. – §§ 1-5.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 1, 3, 4, 6, 10, 80-85.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Высшая школа, 1986. – С. 16, №№ 19-26. – С. 21, №№ 17, 18, 23.

Тема III. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Гомо- и гетеросоединения. Простые вещества. Номенклатура неорганических соединений. Понятие степени окисления. Составление формул химических соединений. Оксиды: несолеобразующие, солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные). Гидроксиды: щелочи, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды. Кислоты. Соли: средние, кислые, основные. Графическое изображение формул.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. I. – § 15.

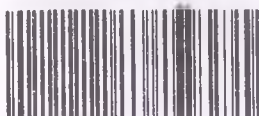
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. II.

Задачи и упражнения

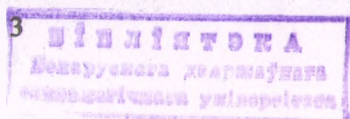
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 141, 142, 147, 150, 154, 157, 161, 162, 165.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Высшая школа, 1986. – С. 23, №№ 6, 10. – С. 26 №№ 4-8. – С. 31, №№ 5-7.

Библиотека БГУ



00000000637833b



1. Написать реакции, характеризующие амфотерность оксида алюминия и гидроксида олова (IV).
2. Написать реакцию получения хлорида железа (III) из гидроксохлорида железа (III).
3. Написать молекулярные и графические формулы солей: перманганат калия, гидросульфат цинка, дигидроксохлорид сурьмы (III), хромат натрия, дигидрофосфат цинка.
4. Назвать соединения и написать их графические формулы: NaClO_4 , $\text{Mg}(\text{HS})_2$, $(\text{MnOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$, Na_2CrO_4 .
5. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_4MnO_4 , HBO_2 , H_3AsO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, RbOH .
6. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: CrO_3 , V_2O_3 , Sb_2O_3 , Cu_2O , SnO_2 .
7. Написать реакции, с помощью которых можно осуществить превращения $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuOHNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
8. Написать анионы солей и указать величину их зарядов: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, NaNH_2PO_4 , $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$, KHS .
9. Написать катионы солей и указать величину их зарядов: $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, FeOHCl_2 , $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.

Тема III. ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Фазовые и химические превращения. Реакции кислотно-основного взаимодействия (реакции обмена), окислительно-восстановительные и комплексно-химические процессы. Электронная теория окислительно-восстановительных процессов. Понятие процесса окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислотами. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Анализ возможных продуктов окислительно-восстановительных реакций. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей.

Литература

- Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. IX. — §§ 93-97.
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VIII. — §§ 1-4.

Задачи и упражнения

- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 612-614, 627, 628, 631, 639.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Вышэйшая школа, 1986. — С. 51, №№ 5-9.

Закончить уравнения реакций, составить электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель, рассчитать коэффициенты:

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб.}} \rightarrow$ | 7) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} \rightarrow$ |
| 2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} \rightarrow$ | 8) $\text{P} + \text{HNO}_{3\text{конц.}} \rightarrow$ |
| 3) $\text{Mg} + \text{HNO}_{3\text{разб.}} \rightarrow$ | 9) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ |
| 4) $\text{Mg} + \text{HNO}_{3\text{конц.}} \rightarrow$ | 10) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ |
| 5) $\text{Ag} + \text{HNO}_{3\text{конц.}} \rightarrow$ | 11) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ |
| 6) $\text{Ag} + \text{HNO}_{3\text{разб.}} \rightarrow$ | 12) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |

Тема IV. ТЕРМОХИМИЯ И ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Теплота и работа. Внутренняя энергия. Закон сохранения энергии. Тепловой эффект реакции и энтальпия. Термохимические уравнения. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса, следствия из него. Стандартные теплоты образования химических соединений из простых веществ. Расчет изменения энтальпии различных процессов.

Понятие об энтропии. Энергия Гиббса. Понятие о термодинамическом анализе возможности протекания химических процессов.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VI. — §§ 54-56, 65-68.
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. V. — § 1.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 283, 291, 294, 303, 306-308, 311.

Тема V. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Расчет равновесных концентраций при заданных исходных и наоборот. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VI. — §§ 63-65, 68.
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. V. — § 2.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 352, 353, 356, 360-362, 363-365.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 47, №№ 11-13, 15.

1. Можно ли восстановить магний из его оксида металлическим алюминием по реакции $3[\text{MgO}] + 2[\text{Al}] = 3[\text{Mg}] + [\text{Al}_2\text{O}_3]$? Каково влияние температуры?

2. Вычислить давление разложения $[\text{CaCO}_3] = [\text{CaO}] + (\text{CO}_2)$ при температуре 727 °С (значения ΔH°_{298} и S°_{298} взять из справочника). При какой температуре давление углекислого газа составляет 101,325 кПа?

Тема VI. РАСТВОРЫ

Общие сведения о растворах. Способы выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента (нормальность). Взаимный переход от одних способов выражения концентрации к другим. Расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации.

Литератур

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VII. — §§ 73-77.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VI. — § 1.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 391, 392, 396-398, 408, 410, 418, 421, 426, 428.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 37, №№ 1-11, 16, 18, 22, 24, 28.

Тема VII. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей (средних, кислых, основных) в водных растворах. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Химическое равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в водных растворах. Определение концентрации ионов в растворах. Электролитическая диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Концентрация водородных и гидроксид-ионов в нейтральных, щелочных и кислых растворах. Водородный показатель pH.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VIII. — §§ 81-87, 90.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VII. — §§ 1-3.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 503, 505, 514, 530, 538, 539, 540-542.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 40, №№ 1-10, 13, 17, 19, 23-25.

Тема VIII. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Растворимость малорастворимых сильных электролитов. Понятие произведения растворимости. Расчет растворимости малорастворимого вещества при заданном значении IP и определение величины IP при заданной растворимости.

Условия образования осадка в растворе малорастворимого электролита. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимого электролита.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VIII. — § 89.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VII. — § 4.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 560, 562, 563, 565, 568.

Тема IX. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей: а) соль образована сильным основанием и сильной кислотой; б) соль образована слабым основанием и сильной кислотой; в) соль образована сильным основанием и слабой кислотой; г) соль образована слабым основанием и слабой кислотой.

Запись уравнения реакции гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Простой, ступенчатый, полный гидролиз. Степень гидролиза, константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры, природы солей. Факторы, способствующие гидролизу и подавляющие его. Расчет pH гидролиза. Совместный гидролиз. Гидролиз кислых и основных солей.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VIII. — § 92.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VII. — § 5.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 585-590, 596, 598.

1. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

2. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2SO_3 и $CrCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца.

Тема X. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Строение двойного электрического слоя на границе электрод-раствор. Понятие об электродных потенциалах. Измерение электродных потенциалов. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Аккумуляторы. Электролиз. Сущность электролиза. Электролиз расплавов. Последовательность разрядки ионов в водных растворах электролитов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. IX. — §§ 98-104.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. VIII. — §§ 5-7.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 650, 652, 654, 672, 674, 677, 686, 690.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Вышэйшая школа, 1986. — С. 57, №№ 1-5, 8, 9.

Тема XI. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Составные части атомов - ядро и электроны, их заряд и масса. Корпускулярно-волновая природа электрона. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами. Атомные

орбитали. Форма электронных облаков для s-, p- и d-состояний. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии, правила Клечковского. Правило Гунда. Написание электронных и электронно-графических формул атомов. Периодическая система Д.И. Менделеева. Диалектический характер периодического закона. Периодическое изменение свойств химических элементов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Радиус атомов и ионов.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. III.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. III. — § 1.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 182, 186-188, 190.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 52, №№ 1-8. — С. 53, №№ 26-36.

Тема XII. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Основные типы химической связи. Метод валентных связей (ВС). Спин-валентное и донорно-акцепторное взаимодействие (обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи). Валентность элементов 2-го и 3-го периодов в основном и возбужденном (промотированном) состояниях. Представление о σ - и π -связях в двухатомных молекулах.

Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость. Количественные характеристики химической связи: энергия связи, длина, валентный угол. Представление о гибридизации (sp -, sp^2 -, sp^3 -). Геометрия молекул. Понятие о методе МО.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. IV.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. IV.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 225-237, 239, 240.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 52, №№ 14, 15, 18.

Тема XIII. ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ГРУППЫ. ГАЛОГЕНЫ

Общая характеристика галогенов. Нахождение в природе. Способы получения. Химическая связь в молекулах галогенов. Свойства свободных галогенов. Водородные соединения галогенов, их получение. Химическая связь в молекулах галогеноводородов. Их термодинамическая устойчивость. Прочность, восстановительные свойства и кислотный характер галогеноводородов. Кислородные соединения галогенов. Принципиальная возможность их синтеза из элементов. Взаимодействие галогенов с водой и щелочами. Кислородсодержащие кислоты хлора, структура и свойства, их соли.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XII. — §§118-122.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XI. — § 3.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 808, 811, 813, 817, 821, 823, 831.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Высшая школа, 1986. — С. 88, №№ 1-3, 7, 11, 12, 14, 15, 21, 24.

Тема XIV. ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Химическая связь в молекулах кислорода и озона. Оксиды и пероксиды. Соединения серы с водородом. Сероводород. Методы его получения и свойства. Сульфиды. Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Кислотные, восстановительные и окислительные свойства сернистой кислоты. Оксид серы (VI). Серная кислота, методы ее получения, свойства. Действие серной кислоты на металлы и неметаллы. Соли серной кислоты (гидросульфаты, сульфаты). Тиосерная кислота и тиосульфат натрия: получение, строение и свойства.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XIII. — §§123-135.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XI. — § 4.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 825, 834, 835, 838, 849, 856, 860, 864, 867, 870.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Вышэйшая школа, 1986. — С. 85, №№ 10, 12, 16, 17, 20-22, 24.

Тема XV. ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ

Общая характеристика. Нахождение в природе. Получение и свойства. Химическая связь в молекуле азота, причины химической инертности азота. Аммиак, получение и свойства. Соли аммония. Оксиды азота. Принципиальная возможность их получения из простых веществ. Азотистая кислота, ее окислительные и восстановительные свойства. Азотная кислота и ее получение. Действие азотной кислоты на металлы и неметаллы. "Царская водка". Азотные удобрения. Фосфор. Фосфин. Оксиды фосфора (III, V). Кислородсодержащие кислоты фосфора. Соли фосфорных кислот. Фосфорные удобрения.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XIV. — §§ 136-148.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XI. — § 5.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — №№ 878, 882, 884, 896, 901, 902, 904, 907, 917, 919.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. — Мн.: Вышэйшая школа, 1986. — С. 82, №№ 6, 8, 13, 15, 20, 21.

Тема XVI. ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

Общая характеристика. Углерод. Нахождение в природе, свойства. Карбиды. Водородные соединения углерода. Кислородные соединения углерода. Угольная кислота и ее соли. Кремний, нахождение в природе, получение, свойства. Водородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты и их соли.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XV. — §§ 152-159; 178-185.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — Л.: Химия, 1987-1988. — Гл. XI. — § 6.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 944-946, 948, 953, 955, 959, 960-964.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Высшая школа, 1986. – С. 114-117.

Тема XVII. ЭЛЕМЕНТЫ IIIА ГРУППЫ

Общая характеристика. Бор. Алюминий. Нахождение в природе. Получение и применение. Оксид бора и борные кислоты. Физические и химические свойства алюминия. Аллюминотермия. Отношения алюминия к кислотам и щелочам. Оксид и гидроксид алюминия. Общая характеристика солей.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XX. – §§217, 218.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XI. – § 9.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 1044, 1046, 1047, 1049, 1057, 1063-1067.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Высшая школа, 1986. – С. 65, № 1. – С. 66, №№ 3, 5, 7, 13-19, 22.

Тема XVIII. ЭЛЕМЕНТЫ IIА ГРУППЫ.

БЕРИЛИЙ, МАГНИЙ. ЩЕЛОЧНО-ЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и применение. Физические и химические свойства. Гидриды, оксиды, пероксиды, гидроксиды, получение и свойства. Общая характеристика солей. Жесткость природной воды и способы ее устранения.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XIX. – §§209, 213.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XI. – § 8.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 1004, 1006, 1010, 1019, 1020, 1029-1032.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Высшая школа, 1986. – С. 63, №№ 1-3, 5, 7-10, 15-17, 22, 24, 28.

Тема XIX. ЭЛЕМЕНТЫ IА ГРУППЫ. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения. Свойства щелочных металлов, взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и водородом. Гидриды, их получение и свойства. Гидроксиды, их свойства и методы получения. Соли, их свойства. Получение соды в промышленности.

Особенности лития и его соединений.

Применение щелочных металлов и их соединений.

Литература

Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XVII. – §§ 197-199.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – Гл. XI. – § 7.

Задачи и упражнения

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987-1988. – №№ 968-970, 973, 978, 982.

Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Вышэйшая школа, 1986. – С. 60, №№ 3, 9, 10, 12, 16, 18, 21-23.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ И МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВ

А. Определение молярной массы углекислого газа

Порядок выполнения работы.

Для выполнения работы используют установку, изображенную на рис. 1. Углекислый газ получают в аппарате Киппа (1) при действии соляной кислоты на мрамор. Газ освобождают от примеси хлористого водорода и высушивают пропусканием через склянки, заполненные водой и концентрированной серной кислотой.

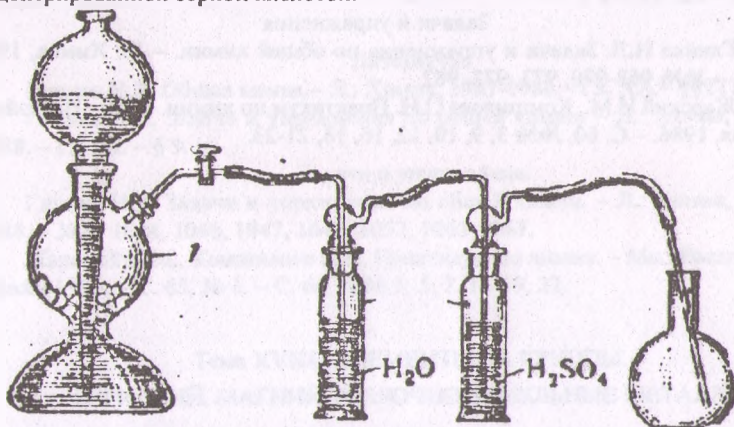


Рис. 1. Установка для получения углекислого газа

Сухую чистую колбу закрывают резиновой пробкой, отмечая нижний уровень пробки в колбе карандашом для надписей по стеклу, и взвешивают на техномических весах. Затем пробку вынимают и в колбу опускают до дна газоотводную трубку от промывной склянки с H_2SO_4 . Открывают кран аппарата Киппа и пропускают углекислый газ с такой скоростью, чтобы можно было считать пузырьки газа в промывных склянках (1-2 пузырька в секунду).

Когда колба наполнится углекислым газом (через 2-3 мин), достают газоотводную трубку, закрывают кран аппарата Киппа и закрывают колбу пробкой до метки. Колбу, заполненную углекислым газом, взвешивают на тех же весах. Процесс заполнения колбы газом и взвешивания повторяют до

тех пор, пока результаты не совпадут или будут отличаться не более чем на $\pm 0,01$ г. После этого колбу заполняют водой до метки и, вылив воду в мерный цилиндр, определяют объем воды, равный объему колбы.

Отмечают показания барометра и термометра во время опыта. При расчетах необходимо учитывать массу воздуха, вытесненного из колбы углекислым газом. Для этого приводят найденный объем газа к нормальным условиям и вычисляют массу воздуха в объеме колбы, зная, что 1 л воздуха при нормальных условиях имеет массу 1,29 г. Затем определяют массу пустой колбы и углекислого газа в объеме колбы.

Запись опытных данных:

1) масса колбы с воздухом; 2) масса колбы с углекислым газом; 1-е взвешивание, 2-е взвешивание; 3) объем колбы; 4) атмосферное давление; 5) температура; 6) объем воздуха, приведенный к нормальным условиям; 7) масса воздуха в объеме колбы; 8) масса пустой колбы; 9) масса углекислого газа в объеме колбы.

Используя данные опыта, рассчитывают молярную массу углекислого газа, исходя из: а) плотности углекислого газа по воздуху; б) молярного объема CO_2 ; в) уравнения Менделеева-Клапейрона. Полученное экспериментальное значение молярной массы углекислого газа сравнивают с теоретически определенным и вычисляют относительную погрешность по формуле

$$L = \pm (M_{\text{эксп.}} - M_{\text{теор.}}) / M_{\text{теор.}},$$

где L - относительная погрешность; $M_{\text{эксп.}}$ - экспериментальное значение молярной массы; $M_{\text{теор.}}$ - теоретическое значение молярной массы.

Б. Определение молярной массы эквивалента металла методом вытеснения водорода из кислоты

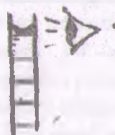
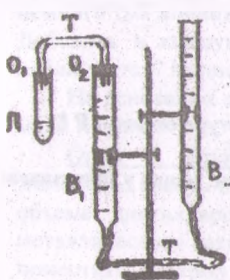


Рис. 2. Прибор для определения эквивалента металла

Порядок выполнения работы.

Прибор, изображенный на рис.2, состоит из двух бюреток V_1 и V_2 , наполовину заполненных водой и соединенных внизу каучуковой трубкой Т. К одной из бюреток подсоединена пробирка П. Перед опытом необходимо испытать герметичность прибора. Для этого, проверив, плотно ли закрыты отверстия O_1 и O_2 , поднять бюретку V_2 на 15-20 см, закрепить ее в этом положении и наблюдать в течение 3-5 мин за положением в ней уровня воды. Если уровень воды за это время не изменится, это будет означать, что прибор собран правильно и можно приступать к работе.

В пробирку П налить 5-6 мл 10%-ного раствора соляной кислоты. Взяв небольшую полоску папиросной бумаги, завернуть в нее полученную у лаборанта навеску металла. Смочив водой часть бумажки, приложить ее к внутренней части пробирки. После того как пробирка будет закрыта пробкой, бумажка с металлом должна быть на 1-3 см ниже пробки и не должна касаться кислоты.

Установить бюретки так, чтобы положение воды в них было точно на одном уровне. Отметить и записать положение мениска, глаз должен находиться на линии, касательной к мениску (рис. 2).

Наклоня пробирку П, смочить бумажку с навеской металла и добиться, чтобы кусочки металла, помещенного в нее, упали на дно пробирки.

Когда весь металл растворится, дать пробирке остыть (5-8 мин), привести положение воды в бюретках к одному уровню и точно отметить положение мениска (бюретки V_1 и V_2). Разность двух отсчетов до и после реакции металла с кислотой даст объем выделившегося водорода.

Отметить и записать показания термометра и барометра во время опыта. На основании опытных данных вычислить молярную массу эквивалента металла.

Запись опытных данных:

Навеска металла – m (Me).

Объем выделившегося водорода – V .

Температура опыта – T .

Давление – P .

Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта – P^* .

Молярная масса эквивалента металла – $M (1/2Me)$.

Определить относительную погрешность по формуле, узнав у преподавателя металл, взятый для проведения опыта.

$$L = \pm (\Delta_{\text{жсп}} - \Delta_{\text{теор}}) / \Delta_{\text{теор}},$$

где L - относительная погрешность;

$\Delta_{\text{жсп}}$ - экспериментальное значение молярной массы эквивалента;

$\Delta_{\text{теор}}$ - теоретическое значение молярной массы эквивалента.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Опыт 1. Получение оксидов непосредственным окислением элементов.

В металлическую ложечку поместить небольшой кусочек серы и нагреть в пламени горелки. Ложечку с горящей серой внести в коническую колбу или банку. Когда сера сгорит, ложечку удалить, налить в колбу немного дистиллированной воды и добавить несколько капель лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Получение оксидов разложением солей. В сухую пробирку поместить немного (на кончике шпателя) гидрокарбоната меди (II). $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Пробирку нагреть, держа ее горизонтально (или в слегка наклонном положении) в пламени горелки. Что выделяется на холодных стенках пробирки? Какой газ образуется? Как изменяется цвет вещества в пробирке? Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Отношение оксидов к воде. а) Поместить в сухую фарфоровую чашку (или пробирку) немного оксида кальция, прибавить несколько капель дистиллированной воды. Что наблюдается? Прилить в чашку 1-2 мл воды, добавить 2-3 капли фенолфталеина. Что происходит? Написать уравнение реакции. б) Внести в пробирку небольшое количество оксида меди (II), прилить 1-2 мл дистиллированной воды и перемешать. Добавить к раствору 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдается? Протекает ли реакция между оксидом меди (II) и водой?

Опыт 4. Установление характера оксидов. а) В пробирку поместить немного оксида меди (II) (на кончике шпателя), добавить 1-2 мл разбавленной серной кислоты и нагреть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. б) Повторить опыт, взяв вместо оксида меди (II) оксид цинка. Что происходит? Написать уравнение реакции. в) В одну пробирку внести немного (на кончике шпателя) оксида меди (II), в другую - оксида цинка. Добавить в каждую пробирку 1-2 мл раствора щелочи и нагреть. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

На основании выполненных опытов сделать вывод о характере оксидов меди и цинка.

Опыт 5. Получение растворимых оснований. а) *Взаимодействие металла с водой.* В фарфоровую чашку (или стакан) налить до половины объема дистиллированной воды. Извлечь пинцетом из банки кусочек металлического натрия, очистить его фильтровальной бумагой от керосина и поместить в чашку с водой. Что наблюдается? Добавить в полученный раствор несколько капель фенолфталеина. Как изменится окраска фенолфталеина? Написать уравнение реакции. б) *Взаимодействие оксида металла с водой.* Внести в пробирку немного (на кончике шпателя) оксида бария или оксида кальция, прилить дистиллированной воды, перемешать. К

полученному раствору добавить несколько капель раствора фенолфталеина или лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Получение оснований при взаимодействии соли со щелочью. В три пробирки налить по 1-2 мл растворов солей: в первую - сульфат железа (III), во вторую - сульфат меди (II), в третью - сульфат магния. Добавить в каждую пробирку 1-2 мл раствора щелочи. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 7. Получение кислот взаимодействием оксидов с водой. Поместить в сухую фарфоровую чашку небольшое количество фосфорного ангидрида, добавить по каплям воду до полного растворения вещества. Внести в полученный раствор несколько капель раствора лакмуса. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт 8. Свойства амфотерных гидроксидов. Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата алюминия и прибавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Разделить полученный осадок на две пробирки и добавить в одну раствор гидроксида натрия, а в другую - раствор соляной кислоты. Что происходит? Написать уравнение реакции получения гидроксида алюминия и уравнения реакций взаимодействия гидроксида алюминия с кислотой и щелочью.

Опыт 9. Взаимодействие соли с кислотой. В пробирку налить 1-2 мл разбавленной соляной кислоты и добавить немного раствора нитрата серебра. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Взаимодействие растворов солей. В пробирку налить 1-2 мл раствора хлорида бария и добавить такой же объем раствора сульфата натрия. Повторить опыт, используя растворы нитрата бария и сульфата магния. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 11. Взаимодействие соли с основанием. Налить в пробирку 1-2 мл раствора хлорида железа (II), добавить раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 12. Получение кислой соли. В пробирку налить 1-2 мл известковой воды (раствор гидроксида кальция) и пропускать CO_2 из аппарата Киппа до растворения образующегося осадка. Написать уравнение реакции: а) получения осадка; б) растворения осадка при пропускании избытка CO_2 .

Опыт 13. Получение основной соли. Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата меди (II) и добавить по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Какой цвет осадка? Нагреть полученный осадок. Что наблюдается? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с недостатком щелочи. Какая соль образуется при этом?

Лабораторная работа № 3
ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

а) Определение концентрации исходного раствора кислоты

Чтобы установить концентрацию исходного раствора кислоты, необходимо определить плотность этого раствора ареометром.

Ареометр представляет собой стеклянный поплавок с шариком, заполненным дробью. В верхней части ареометра имеется шкала с делениями, соответствующая различным значениям плотности. Деление шкалы ареометра, до которого он погрузился в раствор, показывает плотность раствора (отсчет производят по нижнему краю мениска).

Для определения плотности раствора в мерный цилиндр с кислотой нужно опустить ареометр так, чтобы он, не касаясь дна и стенок цилиндра, свободно плавал в растворе. Отметить по шкале ареометра его показания. Приподняв ареометр на 1-2 см, вновь опустить его в раствор и еще раз произвести отсчет. Для ряда веществ, например для кислот, щелочей, солей, есть специальные таблицы, с помощью которых можно по плотности определить процентную концентрацию раствора. Если в таблице плотностей нет величины, точно отвечающей отсчету по шкале ареометра, то процентную концентрацию находят интерполяцией (определение промежуточной величины по двум ближайшим табличным значениям). Так, например, плотности раствора соляной кислоты по ареометру равна 1,177. В таблице приведены данные только для растворов с плотностями 1,163 и 1,183, которым соответствуют концентрации 32 и 36%. В узком интервале зависимость плотности от концентрации можно считать линейной и процентную концентрацию определить следующим образом.

1) Найти разность величин плотностей и концентраций по табличным данным:

$$1,183 - 36\%$$

$$\underline{1,163 - 32\%}$$

$$0,020 - 4\%$$

2) Найти разность между плотностью, определенной ареометром, и меньшей табличной величиной: $1,177 - 1,163 = 0,014$. Составить пропорцию:

$$0,020 - 4\%$$

$$0,014 - x\%$$

$$x = \frac{0,014 \cdot 4}{0,020} = 2,8\%$$

3) Прибавить найденное число к меньшей величине концентрации, взятой из таблицы: $32 + 2,8 = 34,8\%$. Полученное значение отчитает процентной концентрации исходного раствора соляной кислоты с плотностью 1,177.

б) Приготовление из исходного раствора кислоты раствора заданной концентрации. Установив плотность и процентное содержание исходного раствора кислоты, получить у преподавателя конкретное задание (объем раствора и его концентрацию).

Рассчитать объем исходной кислоты, необходимой для приготовления определенного объема раствора кислоты (концентрацию указывает преподаватель).

Мерную колбу заполнить наполовину дистиллированной водой. Отмерить цилиндром рассчитанный объем исходной кислоты, вылить в мерную колбу, затем прилить воду до метки и перемешать.

в) Определение концентрации приготовленного раствора

Для проверки точности приготовления концентрации раствора и правильности выполнения расчетов необходимо выполнить следующее.

1) Приготовленный раствор вылить в цилиндр и определить его плотность ареометром. Пользуясь табличными данными (см. справочную литературу), найти процентное содержание кислоты, соответствующее измеренной плотности раствора.

2) На основании полученных данных рассчитать нормальность приготовленного раствора и сравнить ее с указанной преподавателем.

3) Рассчитать абсолютную и относительную ошибки приготовления раствора кислоты заданной концентрации.

Лабораторная работа № 4

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Опыт 1. Окислительные свойства ионов водорода. В четыре пробирки налить по 2-3 мл 2 н. раствора соляной кислоты и опустить в нее кусочки металлов: магния, цинка, железа, меди. Составить уравнения реакций. Написать электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Взаимодействие меди с раствором нитрата ртути (II). В небольшое количество (2-3 мл) раствора нитрата ртути (II) опустить кусочек меди (медную стружку). Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Действие концентрированной серной кислоты на железо и медь. В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной серной кислоты. В первую пробирку опустить кусочек железа, во вторую - меди. Убедившись, что на холоде реакции не протекают, нагреть обе пробирки. Какой газ выделяется? Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Действие разбавленной азотной кислоты на медь. В пробирку поместить кусочек меди, добавить 2 н. раствор азотной кислоты. Что происходит? Нагреть пробирку. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Опыт 5. Действие концентрированной азотной кислоты на медь. Кусочек меди поместить в пробирку и добавить 1–2 мл концентрированной азотной кислоты. Что происходит? Составить уравнение реакции. Написать электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах. В три пробирки налить по 2–3 мл раствора KMnO_4 . Затем в первую пробирку добавить 1–2 мл раствора серной кислоты, во вторую 1–2 мл дистиллированной воды, в третью – 1–2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия, после чего прибавлять по каплям в каждую пробирку раствор Na_2SO_3 до изменения цвета раствора. Что произошло с KMnO_4 в кислой, нейтральной и щелочной средах? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. В пробирку с 2–3 мл раствора нитрита натрия NaNO_2 добавить такое же количество раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Происходит ли при этом изменение цвета раствора? Затем прилить 2 мл 2 н. раствора H_2SO_4 . Что наблюдается? Написать уравнение реакции, зная, что в результате ее образуются ионы NO_3^- и ион трехвалентного хрома (Cr^{3+}).

Лабораторная работа № 5 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И ЕГО СМЕЩЕНИЕ

Опыт 1. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Выполнение работы. Реакция между хлорным железом и роданидом аммония выражается уравнением $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$.

Написать уравнение для константы равновесия данной системы. В стаканчике смешать приблизительно по 10 мл разбавленных растворов хлорида железа и роданида аммония.

Красная окраска получающегося раствора обусловлена содержанием в нем роданида железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. По изменению интенсивности этой окраски можно судить о направлении смещения равновесия при изменении концентрации какого-либо из реагирующих веществ.

Полученный окрашенный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа. Во вторую пробирку добавить 2–3 капли насыщенного раствора роданида аммония. В третью всыпать немного твердого хлорида аммония и сильно встряхнуть. Сравнить окраску растворов в этих трех пробирках с окраской исходного раствора в четвертой пробирке. Как изменилась концентрация роданида железа в каждой из трех пробирок? По изменению интенсивности окраски определить направление смещения равновесия. Сделанный вывод о направлении смещения равновесия объяснить, используя

уравнение константы равновесия.

Лабораторная работа № 6

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В шесть пробирок до 1/3 их объема налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по щепотке кристаллов следующих солей: в первую - ацетата натрия, во вторую - хлорида аммония, в третью - карбоната натрия, в четвертую - карбоната аммония, в пятую - хлорида калия. Растворы размешать.

По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Повторить опыт с другими индикаторами.

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли (полный или ступенчатый гидролиз).

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции гидролиза только для первой ступени, так как в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают в незначительной степени. Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей: 1) сильных оснований и слабых кислот; 2) слабых оснований и сильных кислот; 3) слабых оснований и слабых кислот; 4) сильных оснований и сильных кислот.

Опыт 2. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

а) Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

В две пробирки до 2/3 их объема налить дистиллированной воды. В одну пробирку внести немного кристалликов сульфита натрия, в другую – такое же количество карбоната натрия. В каждую пробирку добавить одну каплю фенолфталеина.

Написать ионно-молекулярные уравнения гидролиза сульфита натрия и карбоната натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивная? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему? Дать мотивированный ответ.

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли.

Налить в пробирку до 1/2 ее объема дистиллированной воды и внести в нее немного ацетата натрия. Написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза этой соли. Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Нагреть раствор до кипения.

Как меняется окраска фенолфталеина в растворе? Какой вывод об

изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина? В каком направлении смещается равновесие гидролиза?

Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать другие факторы, влияющие на протекание гидролиза.

Опыт 3. Совместный гидролиз двух солей.

В две пробирки налить по 2-3 мл раствора сульфата алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида аммония, в другую - раствора карбоната натрия. Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков углекислого газа во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?

Лабораторная работа № 7 ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Опыт 1. Вытеснение водорода из кислоты металлами. В пробирки, содержащие по 1-2 мл 1 н. соляной кислоты, поместить: в первую - кусочек магния, во вторую - цинка, в третью - меди, в четвертую - алюминия, в пятую - железа. Что наблюдается? Сделать вывод о расположении этих металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.

Опыт 2. Вытеснение одних металлов другими из растворов солей. Налить в пробирки по 1-2 мл растворов солей цинка, железа (II), свинца, меди и серебра и опустить в них по кусочку цинка. Что происходит? Повторить опыт, заменив цинк медью. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Расположить взятые металлы в ряд по активности и сравнить их стандартные электродные потенциалы.

Опыт 3. Химические реакции при контакте металлов. В пробирку с 1-2 мл раствора серной кислоты поместить кусочек цинка. Что наблюдается? Опустить в раствор кислоты медную проволочку так, чтобы она не касалась цинка. Что происходит? Коснуться медной проволочкой цинка. Что наблюдается на поверхности металлов? Объяснить сущность проведенного опыта.

Опыт 4. Коррозия металлов.

Коррозия при контакте металлов. На кусочках меди и цинка закрепить тонкую железную проволоку так, чтобы между металлами был тесный контакт (можно использовать канцелярские скрепки). Поместить эти металлы в две пробирки с раствором серной кислоты. Добавить в каждую пробирку по две капли раствора красной кровяной соли - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на ионы

Fe^{2+}). Что наблюдается? Объяснить процессы, происходящие в каждой пробирке.

Взаимодействие цинка с кислотой в присутствии иона Cu^{2+} . В две пробирки налить по 2-3 мл раствора серной кислоты и в одну из них добавить несколько капель раствора сульфата меди. В обе пробирки поместить по кусочку цинка. В какой пробирке водород выделяется более интенсивно и почему?

Опыт 5. Гальванический элемент. Собрать гальванический элемент по схеме рис. 3. В стакан (1) налить 1 М раствор сульфата цинка и поместить цинковый электрод, в стакан (2) – 1 М раствор сульфата меди (II) и внести медный электрод. Соединить стаканы стеклянной трубкой (3) с раствором хлорида калия.

U-образную трубку (4), выполняющую роль электролизера, заполнить раствором сульфата натрия, добавив к нему несколько капель фенолфталеина. Опустить в U-образную трубку (4) очищенные концы медных проводов, соединенных с цинковым и медным электродами. Как меняется цвет индикатора в U-образной трубке? Написать уравнения химических реакций, происходящих на электродах гальванического элемента. Какой электрод играет роль анода? Написать схему электролиза раствора сульфата натрия, протекающего в U-образной трубке.

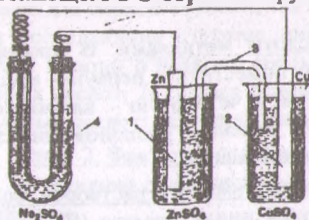


Рис. 3. Гальванический элемент

Опыт 6. Электролиз раствора иодида калия. В U-образную трубку налить раствор иодида калия, к которому добавлено несколько капель раствора фенолфталеина и крахмального клейстера. Опустить в трубку графитовые электроды и присоединить их к источнику постоянного тока. Как меняется окраска растворов у электродов? Составить схему электролиза водного раствора иодида калия.

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Лабораторная работа № 8 ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Получение хлора (работать под тягой!).

а) В пробирку всыпать немного оксида марганца (IV) и на 1/3 ее прилить концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется? Обратить внимание на его цвет, приложив к пробирке белую бумагу.

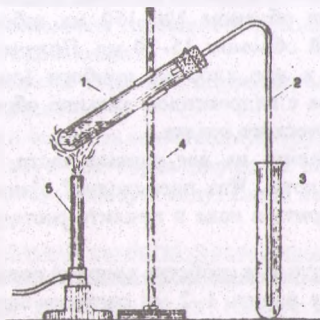


Рис.4. Прибор для получения хлора:

1 – пробирка с оксидом марганца (IV); 2 – газоотводная трубка; 3 – приемник хлора;
4 – штатив Бунзена; 5 – горелка

б) Вставить в пробирку пробку с газоотводной трубкой, укрепить пробирку наклонно в зажиме штатива. Подставить под конец газоотводной трубки другую пробирку, как показано на рисунке, и наполнить ее хлором (о наполнении можно судить по цвету).

Опыт 2. Получение и свойства хлороводорода (работать под тягой!).

а) В пробирку насыпать поваренную соль массой 2–3 г и слегка смочить ее несколькими каплями концентрированной серной кислоты (осторожно!). Вставить в пробирку пробку с газоотводной трубкой и укрепить пробирку наклонно в зажиме штатива (см. рис.4).

б) Под конец газоотводной трубки подставить сухую пробирку так, чтобы трубка доходила почти до дна. Закрыть отверстие пробирки рыхлым комочком ваты. Рядом поставить чашку с водой.

в) Слегка нагреть пробирку с солью и серной кислотой. Наблюдать реакцию образования хлороводорода. Написать уравнение реакции.

г) Когда над ватой, которой закрыто отверстие пробирки, появится обильный белый туман, прекратить нагревание, осторожно отнять горелку и, вынув вату, тотчас закрыть отверстие пробирки пальцем.

д) Перевернуть пробирку, погрузить закрытый конец в чашку с водой и отнять палец. Наблюдать подъем воды в пробирке. Объяснить происходящее явление.

е) Снова закрыв пробирку под водой пальцем, вынуть ее из воды. Испытать раствор синей лакмусовой бумагой.

ж) Отлив из пробирки часть жидкости, добавить к ней немного раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

з) Взяв раствор какой-нибудь соли соляной кислоты, например хлорида натрия, прилить к нему раствор нитрата серебра. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Получение и свойства хлорной извести.

а) В стаканчике объемом 100–150 мл взболтать гидроксид кальция массой 3–4 г с водой объемом 15–20 мл. Полученную смесь подогреть до 30°C и пропустить в нее хлор из прибора (см. опыт 1). В результате взаимодействия хлора с гидроксидом кальция образуется хлорная известь в виде мелкокристаллического осадка.

б) Осадок разделить на две равные части. К одной части добавить раствор соляной кислоты. Что происходит? Написать уравнение реакции. Другую часть растворить в воде и прилить раствор фуксина. Что наблюдается?

Опыт 4. Окислительные свойства хлорной воды.

В одну пробирку налить 1–2 мл раствора бромид калия, в другую – столько же иодида калия и добавлять в них немного бензина. Взболтать. Что наблюдается?

Прибавить в пробирки несколько миллилитров хлорной воды (Cl_2) и вновь взболтать. Что происходит? Написать уравнения реакций. Для каждой реакции составить электронные уравнения. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окислительные свойства брома.

В пробирку налить 1–2 мл бромной воды (Br_2), прибавить 3–4 капли сероводородной воды (H_2S) и сильно взболтать. Что наблюдается? Составить электронные уравнения. Указать окислитель и восстановитель. Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Реакции на ионы Cl^- , Br^- , I^- .

В три пробирки налить по 1–2 мл растворов: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромид натрия, в третью – иодида натрия. В каждую пробирку добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Лабораторная работа № 9 СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Получение и свойства сероводорода (работать под тягой!).

а) В пробирку положить несколько кусочков сульфида железа и прилить на 1/3 пробирки раствор серной кислоты. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Что происходит?

б) Когда станет выделяться сероводород без примеси воздуха (через 2–3 мин после начала реакции), зажечь газ у отверстия газоотводной трубки. Наблюдать горение сероводорода.

в) Подержать над пламенем горящего сероводорода влажную синюю лакмусовую бумагу. Что происходит?

г) Подержать в пламени горящего сероводорода холодную фарфоровую чашку. Что наблюдается?

д) Погасить пламя и опустить газоотводную трубку в пробирку с водой, пропуская несколько минут ток сероводорода в воду. Испытать раствор сероводорода в воде (сероводородную воду) синей лакмусовой бумагой. Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода (работать под тягой!).

а) В пробирку налить немного сероводородной воды и прибавлять в нее по каплям бромную воду. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) В пробирку налить 2–3 мл раствора бихромата калия, добавить несколько капель концентрированной серной кислоты и сероводородной воды. Наблюдать изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Образование сульфидов.

В три пробирки налить по 1–2 мл растворов: в одну – $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, в другую – ZnSO_4 , в третью – CuSO_4 . В каждую пробирку добавить такое же количество сероводородной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Восстановительные свойства сернистой кислоты.

В пробирку налить 1–2 мл раствора серной кислоты, добавить несколько капель раствора перманганата калия и влить раствор сернистой кислоты. Что наблюдается? Составить электронные уравнения. Написать уравнение реакции окисления сернистой кислоты в серную.

Опыт 5. Окислительные свойства сернистой кислоты.

В пробирку налить 1–2 мл сероводородной воды и добавить такой же объем раствора сернистой кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Окислительные свойства серной кислоты (работать под тягой!).

В пробирку поместить небольшой кусочек (с горошину) угля и прилить около 1 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно нагреть. Какие газы выделяются? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 10
АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Получение и свойства аммиака.

В пробирку поместить смесь массой около 0,5 г, состоящую из одной части хлорида аммония и двух частей гидроксида кальция. Нагреть. Осторожно понюхать выделяющийся газ. Подержать над отверстием пробирки смоченную водой красную лакмусовую бумажку. Что происходит? Смочить стеклянную палочку концентрированной соляной кислотой и поднести к отверстию пробирки. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты (проводить под тягой!).

а) В пробирку поместить немного мелких стружек меди и прибавить 1–2 мл концентрированной азотной кислоты. Что наблюдается? Составить электронные уравнения. Написать уравнение реакции.

б) Повторить опыт, заменив концентрированную азотную кислоту разбавленной (1:1). Если реакция идет медленно, пробирку слегка подогреть. Что наблюдается? Составить электронные уравнения. Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Окислительные свойства селитры.

В сухую пробирку поместить селитру (KNO_3 или NaNO_3) массой приблизительно 0,5 г. Закрепить пробирку вертикально в зажиме штатива и, осторожно ее обогревая, расплавить соль. Как только начнут выделяться пузырьки газа, взять щипцами кусочек угля, зажечь его и внести в пробирку; горелку отставить. Когда почти весь уголь сгорит, положить в пробирку кусочек серы. Проводя опыт, необходимо соблюдать осторожность и не приближать лицо к пробирке, так как при горении угля и серы расплавленная соль может разбрызгиваться. Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Восстановительные свойства азотистой кислоты.

В пробирку налить 1–2 мл раствора перманганата калия, добавить 1–2 мл раствора серной кислоты (для создания кислой среды) и такой же объем раствора соли азотистой кислоты. Как изменяется цвет раствора? Составить электронные уравнения. Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Окислительные свойства азотистой кислоты.

В пробирку с раствором иодида калия, подкисленного серной кислотой, прилить немного раствора нитрита натрия. Что наблюдается? Добавить несколько капель крахмального раствора. Как изменяется цвет крахмала? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 11 ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Фосфорный ангидрид (работать под тягой!).

На крышку тигля, поставленную на кусочек асбеста, положить немного красного фосфора. Над крышкой укрепить сухую воронку так, чтобы между нею и асбестом имелось пространство для доступа воздуха. Зажечь фосфор нагретой стеклянной палочкой. Получающийся фосфорный ангидрид осаждается на стенках воронки.

Смыть водой фосфорный ангидрид со стенок воронки в стакан. Полученный таким образом раствор испытать лакмусовой бумагой и раствором AgNO_3 .

Опыт 2. Фосфорная кислота и ее соли (работать под тягой!).

Немного красного фосфора нагреть в фарфоровой чашке с 5–6 мл концентрированной азотной кислоты. Если фосфор прореагирует не весь, добавить 1–2 мл кислоты. После этого раствор выпарить, часть раствора нейтрализовать содой, но так, чтобы реакция осталась слабокислой, и испытать раствором нитрата серебра. Написать уравнения реакций.

Другую часть раствора нейтрализовать гидроксидом аммония до слабощелочной реакции и прилить немного раствора CaCl_2 . Выпадает осадок фосфата кальция. К полученному осадку прилить серной кислоты. Образуется кислая соль. Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Реакция на ионы PO_4^{3-} .

В пробирку налить 1–2 мл раствора H_3PO_4 , добавить такое же количество раствора AgNO_3 . Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Свойства солей ортофосфорной кислоты.

В стакан на 50 мл до половины его объема налить известковой воды и добавить несколько капель 1%-ного раствора ортофосфорной кислоты, перемешивая содержимое стеклянной палочкой. Наблюдать образование нерастворимого ортофосфата кальция. При дальнейшем прибавлении фосфорной кислоты муть исчезает вследствие образования растворимого дигидрофосфата кальция. Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 12 УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ

Опыт 1. Свойства оксида углерода (IV).

а) Пробирку заполнить оксидом углерода (IV) из аппарата Киппа и внести в нее горящую лучинку. Что наблюдается? Написать реакцию получения CO_2 в аппарате Киппа.

б) Коническую колбу (или стакан) наполнить оксидом углерода (IV). Внести в нее подожженную на воздухе ленту магния. Что происходит?

Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Взаимодействие оксида углерода (IV) с водой.

В пробирку налить 1–2 мл дистиллированной воды, добавить несколько капель лакмуса и пропускать CO_2 из аппарата Киппа. Как изменится окраска лакмуса? Прокипятить раствор. Что наблюдается? Написать схему равновесия, существующего в водном растворе CO_2 . Как сместится оно при повышении температуры?

Опыт 3. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция.

а) В пробирку налить несколько миллилитров известковой воды и пропускать CO_2 из аппарата Киппа. Чем объяснить помутнение воды? Что происходит при дальнейшем пропускании CO_2 ? Написать уравнения реакций.

б) Полученный раствор разлить в две пробирки. В одну пробирку прибавить известковой воды, другую нагреть. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Действие кислот на карбонаты.

В одну пробирку насыпать немного Na_2CO_3 , в другую – K_2CO_3 , в третью – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и в каждую из них прилить раствор соляной кислоты. Как доказать, что при этих реакциях выделяется один и тот же газ? Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Разложение солей угольной кислоты при нагревании.

В пробирку насыпать гидрокарбонат меди (II). Присоединенную газоотводную трубку опустить в пробирку с известковой водой. Нагреть пробирку с солью (рис.5). Как изменяется цвет соли при нагревании? Что происходит с известковой водой? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Получение аморфного кремния (работать под тягой!).

В сухую пробирку насыпать немного порошка магния и песка (7 : 10). Пробирку закрепить вертикально в зажиме штатива. Прогреть всю смесь. Затем нагревать дно пробирки, пока смесь не раскалится. После этого горе

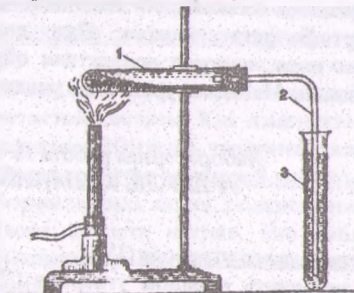


Рис.5. Прибор для термического разложения солей:

1 – пробирка с солью; 2 – газоотводная трубка; 3 – пробирка с известковой водой
ку убрать. Пробирке дать остыть, потом разбить ее в ступке и полученную

массу бросать маленькими кусочками в стакан с разбавленной (1 : 1) соляной кислотой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. После окончания реакции слить жидкость и промыть осадок.

Опыт 7. Взаимодействие кремния со щелочами.

В пробирку поместить небольшое количество кремния, полученного в предыдущем опыте, прибавить 2–3 мл концентрированного раствора щелочи и нагреть. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 8. Получение кремниевой кислоты.

В пробирку налить 1–2 мл раствора силиката натрия, добавить равный объем концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Вытеснение кремниевой кислоты из ее соли угольной кислотой.

В пробирку с 1–2 мл раствора силиката натрия пропускать углекислый газ из аппарата Киппа. Какое вещество выпадает в осадок? Написать уравнение реакции. На основании результатов опыта сделать вывод, какая из двух кислот – кремниевая или угольная – более слабая.

Лабораторная работа № 13

ВОДОРОД. КИСЛОРОД. ВОДА. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

Опыт 1. Получение водорода.

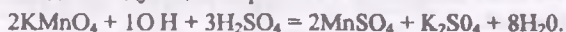
а) В пробирку для получения водорода поместить несколько кусочков цинка, прилить разбавленную серную кислоту (1 : 5), вставить пробку с газоотводной трубкой и укрепить пробирку вертикально в зажиме штатива. Собрать выделяющийся газ. Как проверить чистоту газа?

б) В пробирку для получения водорода поместить несколько кусочков алюминиевой стружки, добавить 2–3 мл раствора щелочи и вставить пробку с газоотводной трубкой. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Водород в момент выделения.

а) В две пробирки налить по 1–2 мл раствора H_2SO_4 , добавить несколько капель раствора KMnO_4 . В одну пробирку поместить кусочек цинка, в другую пропускать водород из аппарата Киппа. Сравнить скорости изменения цвета раствора в пробирках. Объяснить результаты наблюдений.

Реакция восстановления перманганата калия водородом (“in statu nascendi”) происходит следующим образом:



б) В две пробирки налить 1–2 мл раствора FeCl_3 , добавить такой же объем раствора HCl . В первую пробирку поместить кусочек цинка, во вторую пропускать водород из аппарата Киппа. Через 1–2 мин в каждую пробирку прилить раствор щелочи до появления осадка. Какой цвет осадка в пробирках?

Реакция восстановления FeCl_3 водородом ("in statu nascendi") идет по уравнению



Опыт 3. Получение кислорода из бертолетовой соли.

В сухую пробирку поместить KClO_3 массой приблизительно 0,5 г. Пробирку закрепить в штативе и осторожно нагревать до расплавления соли. Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции, указав окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Получение кислорода перманганата калия.

В пробирку поместить KMnO_4 массой примерно 0,5 г. Закрепить пробирку (см. рис.6) в зажиме штатива, закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опущен в кристаллизатор с водой, и нагреть. Выделяющийся газ собрать в пробирку, заполненную водой, испытать его тлеющей лучинкой. Что наблюдается?

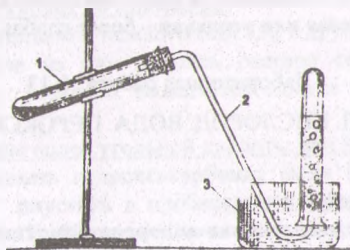


Рис.6. Прибор для получения кислорода:

1 – пробирка с перманганатом калия; 2 – трубка, отводящая кислород; 3 – кристаллизатор

Опыт 5. Взаимодействие воды с металлами.

В три пробирки налить по 1–2 мл дистиллированной воды. В первую пробирку поместить кусочек меди, во вторую – алюминия, в третью – кальция. Что наблюдается? В пробирку с алюминием добавить немного щелочи. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Опыт 6. Взаимодействие воды с оксидами.

В сухую пробирку насыпать немного фосфорного ангидрида и добавлять по каплям воду. К полученному раствору прилить лакмус. Что наблюдается?

Такой же опыт выполнить с оксидами кальция, меди, свинца. Написать уравнения реакций.

Опыт 7. Вода как катализатор

На сухое часовое стекло поместить небольшое количество (на кончике шпателя) цинковой пыли и столько же растертого в порошок кристаллического мода. Помешать их стеклянной палочкой. Происходит ли реакция? Добавить 1–2 капли воды. Что наблюдается? Написать уравнение

реакции.

Опыт 8. Разложение пероксида водорода.

В пробирку налить 1–2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Высыпать шпательем немного оксида марганца (IV). Что наблюдается? Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой.

Опыт 9. Окислительные свойства пероксида водорода.

В пробирку налить 1–2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода, добавить несколько капель раствора серной кислоты и 1–2 мл раствора иодида калия. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку поместить немного (на кончике шпателя) оксида ртути (II), прибавить 3%-ный раствор пероксида водорода и каплю раствора щелочи. Нагреть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 14
ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Действие кислот на железо.

В три пробирки налить по 1–2 мл разбавленных соляной, серной и азотной кислот. Поместить в каждую пробирку немного железных опилок. Что наблюдается? Повторить опыт, используя концентрированные серную и азотную кислоты. Взаимодействует ли железо с концентрированной серной кислотой при комнатной температуре? Нагреть растворы в пробирках. Написать уравнения реакций, указав окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Вытеснение железом некоторых металлов из растворов их солей.

В три пробирки налить по 1–2 мл растворов хлорида олова (II), хлорида цинка и сульфата меди (II). В каждую пробирку поместить кусочек железа. Что наблюдается? Дать объяснение с учетом стандартных электродных потенциалов металлов.

Опыт 3. Получение гидроксида железа (II) и его окисление кислородом воздуха.

В пробирку налить 1–2 мл раствора сульфата железа (II) и добавить такой же объем щелочи. Как окрашен выпавший осадок? Как изменяется цвет осадка на воздухе? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Восстановительные свойства иона Fe^{2+} .

В пробирку налить 1–2 мл раствора перманганата калия, добавить столько же раствора серной кислоты (для создания кислой среды), и всыпать шпательем несколько кристалликов сульфата железа (II). Полученный раствор нагреть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Свойства водных растворов солей железа

В две пробирки налить по 1–2 мл растворов сульфата железа (II) и

сульфата железа (III), добавить такие же объемы раствора сульфида натрия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 6. Получение гидроксида железа (III).

В пробирку налить 1–2 мл раствора сульфата железа (III) или хлорида железа (III), добавить столько же щелочи. Что происходит? Написать уравнение реакции. Разделить выпавший осадок на две пробирки. В одну пробирку прилить раствор соляной кислоты, во вторую – щелочи. Что наблюдается? Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида железа(III).

Опыт 7. Окислительные свойства иона Fe^{3+} .

В пробирку налить 1–2 мл раствора хлорида железа (III), добавить 1–2 мл раствора иодида калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 8. Характерные реакции на ион Fe^{3+} .

а) В пробирку налить 1–2 мл раствора хлорида железа (III), добавить несколько капель роданида калия (или аммония). Что наблюдается?

Повторить опыт, используя вместо хлорида железа (III) раствор сульфата железа (II). Что происходит? Написать уравнение реакции.

б) В пробирку налить 1–2 мл хлорида железа (III), добавить раствор желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Открытие ионов Fe^{2+} .

В 1–2 мл дистиллированной воды растворить несколько кристалликов сульфата железа (II), добавить раствор красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Что происходит? Написать уравнение реакции. Проверить, протекает ли подобная реакция с раствором соли трехвалентного железа.

Лабораторная работа № 15 ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами.

В две пробирки налить по 1–2 мл растворов соляной и серной кислот, всыпать шпателем немного порошкообразного хрома и нагреть смесь. Что наблюдается? Составить уравнения реакций.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

В пробирку налить 1–2 мл раствора сульфата хрома (III), добавлять по каплям, перемешивая, 2 н. раствор гидроксида натрия до образования осадка. Осадок разделить на две пробирки. В одну пробирку прибавить раствор серной кислоты, в другую – щелочи. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и его взаимодействия с кислотой и щелочью.

Опыт 3. Переход хромата калия в бихромат в зависимости от реакции среды.

В пробирку налить 1–2 мл раствора хромата калия K_2CrO_4 и прибавить 1–2 мл раствора серной кислоты. Как меняется цвет раствора? К полученному раствору добавить 2–3 мл раствора щелочи. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов.

В одну пробирку налить 1–2 мл раствора хромата калия, в другую – такое же количество бихромата калия. В каждую пробирку добавить 2–3 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Окислительные свойства бихроматов.

В пробирку налить 1–2 мл раствора бихромата калия, добавить 1–2 мл раствора серной кислоты (для создания кислой среды) и прилить 1–2 мл раствора сульфита натрия. Как изменяется цвет раствора? Написать уравнение реакции, указав окислитель и восстановитель.

Лабораторная работа № 16
АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Свойства металлического алюминия.

Действие воды на алюминий. В пробирку с 2–3 мл дистиллированной воды поместить кусочек алюминия. Что наблюдается? Нагреть воду до кипения. Происходит ли реакция?

Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами. В три пробирки налить по 1–2 мл разбавленных соляной, серной и азотной кислот, внести по кусочку алюминия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами. В две пробирки поместить по кусочку алюминия. В первую пробирку добавить 1–2 мл концентрированной серной кислоты, во вторую – такое же количество концентрированной азотной кислоты. Протекают ли реакции при комнатной температуре? Нагреть растворы. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Взаимодействие алюминия со щелочью. В пробирку внести кусочек алюминия и прилить 1–2 мл раствора щелочи. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида алюминия.

В две пробирки налить по 1–2 мл раствора соли алюминия и добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. В первой пробирке на осадок подействовать разбавленной соляной кислотой, во второй – раствором

гидроксида натрия. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида алюминия. Как смещается равновесие диссоциации гидроксида алюминия при добавлении кислоты? Щелочи? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия гидроксида алюминия с кислотой и щелочью.

Опыт 3. Гидролиз соединений алюминия.

В две пробирки налить по 1–2 мл нейтрального раствора лакмуса. В первую пробирку внести несколько кристалликов сульфата алюминия, а во вторую – хлорида алюминия. Как изменяется окраска лакмуса? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции.

Лабораторная работа № 17

СВОЙСТВА МАГНИЯ И ЩЕЛОЧНО – ЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ

Опыт 1. Восстановительные свойства магния и кальция

В одну пробирку налить 2–3 мл воды, в другую – столько же 2 н. раствора соляной кислоты. В каждую пробирку поместить по кусочку магния. Взаимодействует ли магний с холодной водой? Нагреть эту пробирку. Что наблюдается?

Такой же опыт проделать, взяв вместо магния металлический кальций. Одинаково ли ведут себя эти металлы? Объяснить явления и написать уравнения реакций.

Опыт 2. Свойства гидроксидов и солей магния, кальция, стронция и бария.

а) На растворы нитратов или хлоридов магния, кальция, стронция и бария подействовать раствором гидроксида натрия, наливая в пробирки по 2–3 мл каждого раствора. Что происходит? Написать уравнения реакций.

б) В шесть пробирок налить по 2–3 мл растворов солей кальция, стронция, бария так, чтобы каждый раствор был в двух пробирках. В первый ряд пробирок прилить по 5 мл раствора Na_2SO_4 , во второй – по 5 мл раствора Na_2CO_3 . Что наблюдается?

Прокипятить растворы, в которых присутствуют карбонаты. Что происходит? Дав отстояться осадкам в первом и втором рядах пробирок, подействовать на них соляной кислотой. Записать, что при этом происходит.

Опыт 3. Окрашивание пламени газовой горелки.

Платиновую проволоку (предварительно прокаленную в пламени) смочить раствором летучей соли кальция и внести в бесцветное пламя горелки. В какой цвет оно окрашивается?

Проделать аналогичные опыты с солями стронция и бария. Платиновую проволоку перед каждым опытом промывать соляной кислотой и прокалять в пламени горелки.

Опыт 4. Жесткость воды и ее устранение.

а) В пробирку насыпать немного $MgCO_3$ и $CaCO_3$. До $\frac{1}{2}$ пробирки налить воды и взболтать в ней смесь этих двух солей. Из аппарата Киппа пропустить углекислый газ до полного растворения солей. Написать уравнения реакций.

Полученную жесткую воду оставить для следующего опыта.

б) Взять четыре пробирки, в одну налить дистиллированной воды, в остальные три – полученную в предыдущем опыте жесткую воду.

В пробирку № 1 с дистиллированной водой приливать по каплям при помощи пипетки мыльный раствор, встряхивая пробирку после каждой капли, до получения постоянной пены. Записать, сколько капель мыльного раствора потребовалось для этого.

То же самое проделать с пробиркой № 2, в которой находится жесткая вода. Обратить внимание на осадок, появляющийся на стенках пробирки. Объяснить, почему для жесткой воды нужно больше капель мыльного раствора.

В пробирку № 3 с жесткой водой добавлять, все время взбалтывая, по каплям известковую воду до появления исчезающей мути. Прилить, как и в первые две пробирки, мыльный раствор и заметить количество капель.

Пробирку № 4 с жесткой водой прокипятить, после чего определить, сколько капель мыльного раствора требуется для образования постоянной пены (как в предыдущем опыте).

Полученные результаты записать в виде таблицы, сопоставить их и сделать выводы.

Форма записи

Количество капель мыльного раствора	Пробирка			
	№ 1	№ 2	№ 3	№ 4

в) В пробирку налить 2–3 мл раствора сульфата магния и добавить 1–2 мл раствора соды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

г) В пробирку налить гипсовой воды (насыщенный раствор $CaSO_4$) и умягчить ее добавлением небольшого количества ортофосфата натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 18 ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Действие воды на щелочные металлы.

а) Получить у лаборанта кусочек натрия. Обратить внимание на быстрое потускнение свежего среза. С помощью фильтровальной бумаги удалить с поверхности натрия керосин. Поместить натрий в стакан с водой и тотчас же

прикрыть его стеклом, так как при реакции натрия с водой возможно разбрызгивание.

б) То же проделать с металлическим калием. Калий реагирует с водой значительно энергичнее, поэтому при работе с ним необходимо быть особенно осторожным: брать маленький кусочек металла, а реакционный стакан сейчас же закрывать стеклом.

По окончании реакций исследовать индикатором реакцию полученных растворов. Написать уравнения реакций взаимодействия натрия и калия с водой.

Опыт 2. Получение малорастворимых солей калия и натрия.

а) К раствору хлорида или нитрата калия прилить раствор кислого виннокислого натрия. Если осадок сразу не выпадает, то потереть внутренние стенки пробирки стеклянной палочкой. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

б) К раствору хлорида или нитрата натрия добавить насыщенный раствор кислого пиросульфатнокислого калия. Трение стеклянной палочкой о стенки пробирки ускорит появление осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. Взаимодействие пероксида натрия с водой.

В пробирку с 3–4 мл воды всыпать немного Na_2O_2 и опустить туда тлеющую лучинку (не касаться поверхности жидкости). Какой газ выделяется? Составить уравнение реакции.

Опыт 4. Окрашивание пламени солями натрия и калия.

Платиновую или нихромовую проволоку промыть соляной кислотой, налитой в пробирку, и прокалить до полного исчезновения окрашивания пламени. Эту операцию проделать несколько раз.

В одну пробирку налить раствор летучей соли калия, в другую – натрия. Очищенную проволоку погрузить в раствор соли калия, затем вынуть и внести в нижнюю часть пламени газовой горелки. Наблюдать фиолетовую окраску пламени. Очистить проволоку повторными промываниями и прокаливанием и проделать аналогичный опыт с солью натрия. В какой цвет окрашивается пламя в этом случае?

ЛИТЕРАТУРА

1. Новікаў Г.І., Жарскі І.М. Асновы агульнай хіміі. – Мн.: Вышэйшая школа, 1995.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1987-1988.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1988.
4. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1981.
5. Цитович И.К. Курс аналитической химии. – М.: Высшая школа, 1977.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987 - 1988.
7. Жарский И.М., Комшилова О.Н. Практикум по химии. – Мн.: Вышэйшая школа, 1986.
8. Волков А.И., Жарский И.М., Комшилова О.Н. Программированный контроль текущих знаний по общей химии. – Мн.: Университетское, 1988.
9. Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ. – М.: Химия, 1966.
10. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Раддела, А.М.Пономаревой. – Л.: Химия, 1983.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Программа

I.	Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях.....	3
II.	Основные классы неорганических соединений.....	3
III.	Основные типы химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции.....	4
IV.	Термохимия и химическая термодинамика.....	5
V.	Химическое равновесие.....	5
VI.	Растворы.....	6
VII.	Водные растворы электролитов.....	6
VIII.	Произведение растворимости.....	7
IX.	Гидролиз солей.....	7
X.	Электрохимические процессы.....	8
XI.	Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева.....	8
XII.	Химическая связь и строение молекул.....	9
XIII.	Элементы VIIA группы. Галогены.....	10
XIV.	Элементы VIA группы.....	10

XV. Элементы VA группы.....	11
XVI. Элементы IVA группы.....	11
XVII. Элементы IIIA группы.....	12
XVIII. Элементы IIA группы. Бериллий, магний. Щелочно-земельные металлы.....	12
XIX. Элементы IA группы. Щелочные металлы.....	13

О. дая химия

Лабораторная работа №1. Определение молярной массы и молярной массы эквивалента веществ.....	14
А. Определение молярной массы углекислого газа.....	14
Б. Определение молярной массы эквивалента металла методом вытеснения водорода из кислоты.....	15
Лабораторная работа №2. Основные классы неорганических соединений.....	17
Лабораторная работа №3. Приготовление раствора заданной концентрации.....	19
Лабораторная работа №4. Окислительно-восстановительные процессы.....	20
Лабораторная работа №5. Химическое равновесие и его смещение.....	21
Лабораторная работа №6. Гидролиз солей.....	22
Лабораторная работа №7. Электрохимические процессы.....	23

Химия элементов

Лабораторная работа №8. Галогены и их соединения.....	25
Лабораторная работа №9. Сера и ее соединения.....	27
Лабораторная работа №10. Азот и его соединения.....	28
Лабораторная работа №11. Фосфор и его соединения.....	29
Лабораторная работа №12. Углерод. Кремний.....	29
Лабораторная работа №13. Водород. Кислород. Вода. Пероксид водорода.....	31
Лабораторная работа №14. Железо и его соединения.....	33
Лабораторная работа №15. Хром и его соединения.....	34
Лабораторная работа №16. Алюминий и его соединения.....	35
Лабораторная работа №17. Свойства магния и щелочно-земельных металлов.....	36
Лабораторная работа №18. Щелочные металлы и их соединения.....	37

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Составители: Волков Анатолий Иванович,
Жарский Иван Михайлович,
Комшилова Ольга Николаевна

Редактор М.Ф.Мурашко. Корректор Т.Е.Бекиш.

Подписано в печать 23.10.2001. Формат 60 х 84 1/16.

Бумага офсетная. Усл. печ. л. 2,8. Усл. кр.-отт. 2,8. Уч.-изд. л. 2,4.

Тираж 500 экз. Заказ 428.

Белорусский государственный технологический университет.

220050, Минск, Свердлова 13а.

Лицензия ЛВ №27 от 15.04.98.

— Отпечатано на ротапринте Белорусского государственного
технологического университета. 220050, Минск, Свердлова 13.