

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к лабораторным работам
для студентов всех специальностей и направлений подготовки
дневной и заочной форм обучения*



Могилев 2025

УДК 54
ББК 24
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «24» января 2025 г.,
протокол № 10

Составители: канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая;
ст. преподаватель Т. С. Гранковская;
ст. преподаватель И. Р. Довгушева

Рецензент канд. техн. наук, доц. Е. В. Ильюшина

В методических рекомендациях содержатся описания лабораторных работ и методика их выполнения. В описании каждой лабораторной работы представлен раздел «Вопросы для самопроверки», позволяющий студентам самостоятельно подготовиться к тестированию по данной теме.

Учебное издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	А. А. Подошевко
Компьютерная верстка	Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 41 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.
Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2025

Содержание

Введение.....	4
Лабораторная работа № 1. Оксиды, основания, кислоты, соли: получение и химические свойства. (Получение и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей).....	5
Лабораторная работа № 2. Определение молярной массы эквивалента вещества (карбоната кальция).....	7
Лабораторная работа № 3. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации. (Энергетика химических процессов).....	9
Лабораторная работа № 4. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Химическое равновесие.....	12
Лабораторная работа № 5. Реакции ионного обмена.....	14
Лабораторная работа № 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	16
Лабораторная работа № 7. Гальванические элементы.....	18
Лабораторная работа № 8. Коррозия. Защита металлов от коррозии. (Коррозия металлов).....	20
Лабораторная работа № 9. Комплексные соединения.....	22
Список литературы.....	23

Введение

Лабораторные занятия при изучении химии в вузе преследуют две основные цели: подтверждение экспериментом теоретических положений и законов и обучение навыкам проведения лабораторных работ, при выполнении которых студенты осваивают технику обращения с химическими реактивами и приспособлениями, приемы проведения химических операций, методы обработки опытных данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты опытов и делать выводы.

Методические рекомендации составлены в соответствии с требованиями к обязательному минимуму содержания дисциплины «Химия», входящую в основную образовательную программу подготовки специалистов по техническим специальностям государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования.

Методические рекомендации включают лабораторные работы, охватывающие все темы, входящие в рабочую программу дисциплины. Лабораторные работы содержат подробные методические указания по их выполнению и контрольные вопросы.

В ходе выполнения лабораторных работ студенты учатся структурировать знания, приобретают навыки быстрого поиска и присвоения нового знания, совершенствуют навыки логического мышления и понимания. Происходит мобилизация и актуализация предшествующего опыта и знаний.

Методические рекомендации составлены в соответствии с логикой изучения химии и являются необходимым дополнением к изучению теоретического курса.

Лабораторная работа № 1. Оксиды, основания, кислоты, соли: получение и химические свойства. (Получение и химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей)

Цель работы: приобрести навыки работы в химической лаборатории; ознакомиться с некоторыми способами получения и химическими свойствами оксидов, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей.

Оборудование и реактивы: фарфоровая чашка, колба коническая, металлическая ложечка, спиртовая горелка, штатив с пробирками, микрошпатель; сухие красный фосфор, оксиды кальция и меди (II), гранулы цинка, медная проволока, растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), сульфата никеля (II), хромата калия, хлорида алюминия, хлорида бария, нитрата серебра, серной и соляной кислот, лакмуса и фенолфталеина, дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. *Получение оксидов непосредственным окислением простых веществ. Отношение кислотных оксидов к воде.*

В металлическую ложечку поместить небольшое количество фосфора и нагреть в пламени горелки (под тягой). Что при этом наблюдается? Ложечку с горящим фосфором внести в коническую колбу или батарейный стакан. Когда фосфор сгорит, ложечку удалить, налить в колбу дистиллированной воды и добавить несколько капель лакмуса. Как изменяется окраска раствора?

Опыт 2. *Отношение оксидов металлов к воде.*

2.1 Поместить в сухую фарфоровую чашку немного оксида кальция, прибавить несколько капель дистиллированной воды и перемешать. Что наблюдается? Прилить в чашку еще 1...2 мл воды, добавить 2...3 капли фенолфталеина. Что происходит?

2.2 Внести в пробирку небольшое количество оксида меди (II) CuO , прилить 1...2 мл дистиллированной воды и перемешать. Добавить к раствору 2...3 капли фенолфталеина. Что наблюдается? Происходит ли реакция между оксидом меди (II) и водой?

Опыт 3. *Получение и свойства нерастворимых оснований.*

Налить в пробирку 1...2 мл раствора сульфат меди (II) CuSO_4 и прибавить 1...2 мл раствора щелочи. Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

Разделить полученный осадок на две пробирки: в одну добавить раствор соляной кислоты HCl , содержимое второй пробирки нагреть. Что происходит?

Опыт 4. *Взаимодействие кислот с металлами.*

4.1 В пробирку поместить кусочек цинка и прилить 1...2 мл разбавленной

серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдается?

4.2 Опыт повторить, взяв вместо цинка кусочек меди. Что наблюдается? Протекает ли реакция между медью и разбавленной серной кислотой? Сделайте соответствующий вывод о взаимодействии металлов с кислотами.

Опыт 5. Получение и свойства амфотерных гидроксидов.

Налить в пробирку 1...2 мл раствора хлорида алюминия AlCl_3 и прибавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Разделить полученный осадок на две пробирки и добавить: в одну – раствор гидроксида натрия NaOH , в другую – раствор соляной кислоты HCl . Что происходит?

Опыт 6. Получение и свойства солей.

6.1 Взаимодействие соли с кислотой.

В пробирку налить 1...2 мл разбавленной соляной кислоты HCl и по каплям добавить немного раствора нитрата серебра AgNO_3 . Что происходит? Отметить цвет образующегося осадка.

6.2 Взаимодействие соли с основанием.

Налить в пробирку 1...2 мл раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 и добавить раствор щелочи. Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

6.3 Взаимодействие растворов солей.

В пробирку налить 1...2 мл раствора хлорида бария BaCl_2 и добавить такой же объем раствора хромата калия K_2CrO_4 . Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

6.4 Взаимодействие соли с металлами.

В пробирку налить 2...3 мл раствора сульфата меди (II). Сюда же опустить кусочек металлического цинка. Подождать 5...10 мин. Как изменилась поверхность цинка и цвет раствора?

Содержание отчета

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

Вопросы для самопроверки

- 1 Охарактеризуйте основные классы неорганических соединений.
- 2 Охарактеризуйте химические свойства основных, кислотных, амфотерных оксидов.
- 3 Какими способами можно получить оксиды?
- 4 Какие из указанных соединений являются оксидами:
 - а) CaO ; б) Na_2SO_4 ; в) Ba(OH)_2 ; г) CO ; д) CO_2 ?

5 Со всеми веществами каких рядов реагирует Na_2O :

- | | |
|--|---|
| а) SO_3 , H_2S , $\text{Al}(\text{OH})_3$; | г) N_2 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$; |
| б) H_2O , CO_2 , P_2O_5 ; | д) ZnO , KOH , HCl ? |
| в) MgO , KOH , Al ; | |

6 Какими способами можно получить кислоты, основания и соли?

7 Охарактеризуйте химические свойства кислот, оснований и солей.

8 Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: Na_2S , NaHSO_4 , Na_2HPO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgOHCl , MgCl_2 , CuSO_4 . Назовите приведенные соли.

9 Запишите формулы следующих соединений: гидрокарбонат кальция, сульфат дигидроксожелеза (III), гидрофосфат натрия, нитрат дигидроксоалюминия, оксид фосфора (V), оксид хрома (III), перманганат калия, сульфид меди (I), оксид железа (III).

10 Со всеми веществами каких рядов реагирует NaOH :

- | | |
|---|--|
| а) H_2O , K_2O , HCl ; | г) NaHCO_3 , HNO_3 , SO_3 ; |
| б) CO_2 , H_2SO_4 , CuCl_2 ; | д) AlCl_3 , NaCl , BaSO_4 ? |
| в) $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , P_2O_5 ; | |

Лабораторная работа № 2. Определение молярной массы эквивалента вещества (карбоната кальция)

Цель работы: приобрести навыки работы с теххимическими весами, мерной посудой (мерный цилиндр); научиться определять молярную массу эквивалента вещества и рассчитывать процент относительной ошибки.

Оборудование и реактивы: фарфоровая чашка, бюретка, электрическая плитка, весы электронные ВСП-1, измельченный мрамор, 1н раствор соляной кислоты, дистиллированная вода.

Ход работы

Поместить в фарфоровую чашку несколько кусочков чистого мрамора и взвесить ее с мрамором. Навеска мрамора должна быть около 2,5...3 г. Затем в чашку добавить небольшими порциями из бюретки 10 мл (0,01 л) 1 н раствора соляной кислоты. Наблюдать за протеканием реакции с выделением газа CO_2 .

Когда выделение пузырьков газа значительно замедлится, нагреть чашку до 60 °С...70 °С на электрической плитке. Выделение пузырьков газа сначала сильно увеличится. Когда оно прекратится, реакцию можно считать законченной.

Слить образовавшийся раствор с оставшихся кусочков мрамора и промыть их 2 раза дистиллированной водой методом декантации. Чашку с оставшимся мрамором высушить, затем охладить и после охлаждения взвесить.

Содержание отчета

Отчет должен содержать краткое описание опыта и уравнение реакции, протекающей между карбонатом кальция и соляной кислотой.

Экспериментальные данные должны быть занесены в таблицу 1, а производимые расчеты записаны под ней.

Таблица 1

Масса чашки с мрамором до реакции, г	Масса чашки с мрамором после реакции, г	Масса CaCO_3 , вступившего в реакцию с HCl , г	Нормальная концентрация раствора HCl , моль/л	Объём раствора HCl , л

Молярную массу эквивалента карбоната кальция $M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)$ определяем по закону эквивалентов:

$$n_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = n_{\text{э}}(\text{HCl}). \quad (1)$$

Для расчета количества молей эквивалентов соляной кислоты, израсходованной на реакцию с мрамором, можно воспользоваться формулой расчета нормальной (эквивалентной) концентрации:

$$C_H = \frac{n_{\text{э}}(X)}{V}, \quad (2)$$

где C_H – нормальная концентрация раствора;

$n_{\text{э}}(X)$ – число молей эквивалентов растворенного вещества X ;

V – объём раствора, л.

Из (2)

$$n_{\text{э}}(\text{HCl}) = C_H(\text{HCl}) \cdot V; \quad (3)$$

$$n_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)}, \quad (4)$$

где $m(\text{CaCO}_3)$ – масса карбоната кальция, вступившего в реакцию, г;

$M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)$ – молярная масса эквивалентов карбоната кальция, г/моль.

Подставляем (4), (3) в (1) и получаем

$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)} = C_H(\text{HCl}) \cdot V.$$

Отсюда

$$M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{C_H(\text{HCl}) \cdot V}. \quad (5)$$

Подставив значения из таблицы 1 в (5), вычисляем $M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)$. Сравнить полученную величину с теоретически рассчитанной. Вычислить абсолютную Δ и относительную ε ошибки опыта:

$$\Delta = |M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)_{\text{практ}} - M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)_{\text{теор}}|;$$

$$\varepsilon = \frac{\Delta}{M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)_{\text{теор}}} \cdot 100 \% .$$

Объяснить причину возникновения погрешности.

Вопросы для самопроверки

- 1 Что такое эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента?
- 2 Как рассчитать фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента для различных классов соединений (в частности, для солей)?
- 3 При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щелочью образовалась соль – гидрофосфат натрия. Запишите уравнение реакции и рассчитайте молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты.
- 4 Дайте определение закона эквивалентов, запишите математическое выражение и поясните его.
- 5 При взаимодействии с кислотой 0,376 г трехвалентного металла вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить молярную массу эквивалента металла и его молярную массу.

Лабораторная работа № 3. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации. (Энергетика химических процессов)

Цель работы: приобрести навыки работы с электронными весами, мерной посудой (мерным цилиндром) и калориметром; научиться определять тепловой эффект реакции нейтрализации и рассчитывать процент относительной ошибки.

Оборудование и реактивы: калориметр, состоящий из двух стаканов, бюретка, весы электронные ВСП-1, мерный цилиндр, термометр с ценой деления 0,1 °С, стеклянная палочка, 1 н растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

Ход работы

Сухой внутренний стакан калориметра объемом 100 мл взвесить с точностью до 0,1 г на электронных весах. Налить в него с помощью бюретки 25 мл 1 н раствора соляной кислоты. Стакан поставить в калориметр для уменьшения теплопотери (калориметр состоит из двух стаканов, вставленных

один в другой).

Мерным цилиндром отмерить 25 мл 1 н раствора щелочи NaOH. Опустить в раствор HCl термометр и отметить начальную температуру кислоты t_1 .

Не вынимая из раствора термометр, быстро, но аккуратно, вылить раствор щелочи в кислоту. Осторожно помешивая раствор стеклянной палочкой или термометром, отметить максимальную температуру реакционной смеси t_2 .

Внутренний стакан калориметра по окончании опыта взвесить.

Содержание отчета

Отчет должен содержать краткое описание опыта и уравнение реакции, протекающей между гидроксидом натрия и соляной кислотой.

Экспериментальные данные должны быть занесены в таблицу 2, а производимые расчеты записаны под ней.

Таблица 2

Масса внутрен- него ста- кана m_1 , г	Масса внутреннего стакана с реакцион- ной смесью m , г	Масса реакционной смеси $m_2 =$ $= (m - m_1)$, г	HCl		NaOH		t_1	t_2	ΔH
			Объем, мл	Концент- рация, моль/л	Объем, мл	Концент- рация, моль/л			

По полученным данным следует произвести расчеты.

1 По начальной и конечной температурам и массе реакционной смеси вычислить количество теплоты, выделившейся при реакции.

$$Q = \Sigma C(t_2 - t_1),$$

где ΣC – суммарная теплоемкость системы, Дж/(кг·К).

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2,$$

где C_1 , C_2 – удельная теплоемкость реакционного сосуда и реакционной смеси соответственно, Дж/(кг·К);

m_1 , m_2 – масса реакционного сосуда и реакционной смеси соответственно, кг.

Удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен реакционный сосуд, $C_1 = 0,75 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К).

Удельную теплоемкость реакционной смеси принимаем равной удельной теплоемкости воды: $C_2 = 4,18 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К). Поскольку эксперимент проводили с использованием растворов сильной кислоты и сильного основания, то в сокращенном ионном виде вся реакция описывается уравнением



2 По полученным результатам рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации, т. к. кислота однонормальная (1 н раствор), то в 1000 мл раствора содержится 1 моль эквивалентов HCl, следовательно, в 25 мл ее раствора – 0,025 моль эквивалентов.

Тепловой эффект реакции относится к 1 молю воды:

$$\Delta H_{\text{практ}} = -\frac{Q}{0,025} \text{ Дж/моль}.$$

3 Определить процент ошибки опыта, если известно, что при нейтрализации 1 моль эквивалентов сильной кислоты таким же количеством сильной щелочи выделяется 57,4 кДж, или $\Delta H_{\text{теор}} = -57\,400 \text{ Дж/моль}$.

Вычислить абсолютную Δ и относительную ε ошибки опыта:

$$\Delta = |\Delta H_{\text{практ}} - \Delta H_{\text{теор}}|;$$

$$\varepsilon = \frac{\Delta}{|\Delta H_{\text{теор}}|} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Объяснить причину возникновения погрешности.

Вопросы для самопроверки

1 Что такое энергетика химических процессов, экзо- и эндотермические реакции, энтальпия?

2 Как определить тепловой эффект реакции нейтрализации и рассчитать процент относительной ошибки?

3 Какие термодинамические функции вам известны, что они характеризуют?

4 Сформулируйте закон Гесса и следствие из него для энтальпии, энтропии и энергии Гиббса.

5 На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите, возможна ли реакция восстановления оксида железа (III) водородом при температуре 500 К, если в результате реакции образуются кристаллическое железо и газообразная вода.

Лабораторная работа № 4. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Химическое равновесие

Цель работы: приобрести навыки работы с мерной посудой (мерный цилиндр); научиться приготавливать растворы с различной относительной концентрацией вещества, измерять скорость протекания химической реакции и проводить зависимость между концентрацией реагирующих веществ и скоростью реакции; проследить за смещением химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ; сделать вывод о том, в сторону какой реакции смещается равновесие при увеличении концентрации продуктов реакции и при увеличении концентрации исходных веществ.

Оборудование и реактивы: мерный цилиндр, штатив с пробирками, растворы серной кислоты и тиосульфата натрия, дистиллированная вода, разбавленные и концентрированные растворы хлорида железа (III) и роданида аммония, кристаллический хлорид аммония.

Ход работы

Опыт 1. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Влияние концентрации изучим на примере реакции тиосульфата натрия с серной кислотой. Выделяющаяся сера делает раствор мутным.

В три пробирки налить из бюретки по 5 мл раствора H_2SO_4 .

Взять еще три пробирки.

В первую налить 9 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; во вторую – 6 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3 мл воды; в третью – 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 6 мл воды.

Содержимое каждой пары пробирок перемешать.

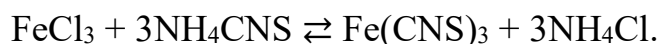
Взять одну пробирку с H_2SO_4 , другую с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, быстро слить растворы (вливать кислоту в раствор соли) и следить за образованием кристаллов серы. Отметить время, которое пройдет с момента сливания растворов до помутнения содержимого пробирки.

То же проделать и со второй, и с третьей парами пробирок.

Концентрацию тиосульфата натрия в растворе первой пары пробирок принять за 1, во второй – за $2/3$, а в третьей – за $1/3$.

Опыт 2. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.

Смешать в пробирке разбавленные (0,01 н) растворы FeCl_3 и NH_4CNS , взяв их в равных объемах. Образуется раствор красного цвета, в котором имеет место обратимая реакция



Красное окрашивание роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ позволяет следить за сдвигом химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Разделить красную жидкость на четыре порции (четыре пробирки).

В одну из пробирок добавить несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в другую – несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, в третью – несколько кристаллов хлорида аммония. Растворы во всех пробирках размешать энергичным встряхиванием и отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае. Сравнить ее с раствором в контрольной пробирке.

Содержание отчета

1 Отчет должен содержать краткое описание опыта 1 и уравнение реакции, протекающей между тиосульфатом натрия и серной кислотой:



Результаты опыта занести в таблицу 3.

Таблица 3

Номер пар пробирок	Объем, мл			Относительная концентрация	τ, с	ν = 1/τ
	Первая пробирка	Вторая пробирка				
	раствор H ₂ SO ₄	раствор Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O			
1	5	9	0			
2	5	6	3			
3	5	3	6			

По данным таблицы построить график зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Для этого на оси абсцисс отметить три точки (три значения концентрации), а на оси ординат отложить значения относительной скорости $\nu = 1/\tau$.

Из каждой точки оси абсцисс восстановить перпендикуляр, длина которого пропорциональна величине скорости реакции.

Линия, соединяющая верхние концы перпендикуляров, выражает графическую зависимость скорости реакции от концентрации.

Сделать вывод о том, какова зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

2 Отчет должен содержать краткое описание опыта 2 и уравнение реакции, протекающей между хлоридом железа (III) и роданидом аммония.

Сделать заключение о том, в каком направлении смещается равновесие, как изменяется концентрация каждого компонента по сравнению с их концентрацией при установлении первоначального равновесия в случае добавления:

- а) хлорида железа (III),
- б) роданида аммония;
- в) хлорида аммония.

Как во всех случаях изменяется концентрация роданида железа (III)?

Вопросы для самопроверки

- 1 Дайте определение понятия «скорость химической реакции».
- 2 Проанализируйте, как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, величины поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).
- 3 Какой физический смысл вкладывается в понятие константы скорости химической реакции? От каких факторов она зависит?
- 4 Дайте определение катализатора. Какой катализ называется гомогенным? Гетерогенным?
- 5 Напишите математическое выражение закона действия масс для следующих реакций:
 - а) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$;
 - б) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$;
 - в) $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
- 6 Какие реакции называются обратимыми?
- 7 Что такое химическое равновесие? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
- 8 Сформулируйте принцип Ле Шателье.
- 9 Как сместится равновесие в каждом из указанных случаев при увеличении давления:
 - а) $2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})}$;
 - б) $2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$;
 - в) $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$;
 - г) $\text{C}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$?
- 10 В каком направлении сместится равновесие при повышении температуры в следующих обратимых реакциях:
 - а) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -196,60 \text{ кДж}$;
 - б) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$, $\Delta H = -73,2 \text{ кДж}$;
 - в) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$, $\Delta H = 180,75 \text{ кДж}$?

Лабораторная работа № 5. Реакции ионного обмена

Цель работы: получить представление о сильных и слабых электролитах; изучить условия и критерии протекания реакций ионного обмена.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, микрошпатель, растворы гидроксида натрия и гидроксида аммония, растворы солей сульфата натрия, карбоната натрия, хлорида бария, хлорида железа (III), сульфата хрома (III), ацетата натрия, раствор соляной кислоты, кусочки мела.

Ход работы

Опыт 1. Образование нерастворимых веществ.

1.1 В пробирку налить 1...2 мл раствора хлорида бария BaCl_2 и добавить такой же объем раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

1.2 В пробирку налить 1...2 мл раствора сульфата хрома (III) и прибавить *по каплям* раствор щелочи до образования осадка. Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

1.3 В пробирку налить 1...2 мл раствора хлорида железа (III) и добавить такой же объем раствора гидроксида аммония. Что наблюдается? Отметить цвет образующегося осадка.

Опыт 2. Образование газообразных веществ.

Взять две пробирки: в одну из них налить 2...3 мл раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , во вторую поместить кусочек мела CaCO_3 . В обе пробирки добавить раствор соляной кислоты. Какой газ при этом выделяется?

Опыт 3. Образование малодиссоциирующих веществ.

К раствору соли ацетата натрия CH_3COONa прибавить несколько капель соляной кислоты, раствор слегка подогреть. По запаху определить, какое вещество образуется в результате данной реакции.

Опыт 4. Образование комплексных ионов.

К осадку $\text{Cr}(\text{OH})_3$, полученному в опыте 1.2, прибавить раствор щелочи. Что наблюдается?

Содержание отчета

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций в молекулярной форме и соответствующие им наблюдения. Для каждой реакции составить полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения (помните, что слабые электролиты как в правой, так и в левой части записываются в виде недиссоциированных молекул). В конце опыта должен быть сформулирован вывод.

Вопросы для самопроверки

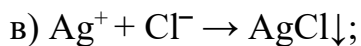
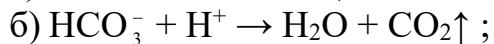
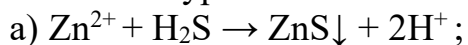
1 Какие электролиты относятся к слабым, какие – к сильным?

2 В каких случаях реакции между ионами протекают практически необратимо? Приведите примеры.

3 Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: HCl , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, FeCl_3 , NaHSO_4 , AlOHCl_2 . В каких случаях имеет место ступенчатая диссоциация?

4 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, происходящих между следующими веществами: CuCl_2 и NaOH ; H_3PO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; HNO_3 и K_3PO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 .

5 Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:



Лабораторная работа № 6. Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: изучить окислительно-восстановительные реакции, познакомиться с некоторыми наиболее сильными окислителями и восстановителями среди элементов и соединений, выявить зависимость между уровнем pH среды и окислительными свойствами соединений.

Оборудование и реактивы: спиртовая горелка, штатив с пробирками, тигельные щипцы, кусочек ленты магния, кусочек металлического цинка, растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), перманганата калия, раствор серной кислоты, кристаллический нитрит калия.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие магния с кислородом.

Кусочек ленты магния тигельными щипцами внести в пламя горелки. Что при этом наблюдается? Какое вещество получается при горении магния?

Опыт 2. Взаимодействие металлического цинка с ионами Cu^{2+} .

В пробирку налить 2...3 мл раствора сульфата меди (II). Сюда же опустить кусочек металлического цинка. Подождать 5...10 мин. Как изменилась поверхность цинка и цвет раствора?

Опыт 3. Взаимодействие перманганата калия с нитритом калия при различных pH растворов.

В три пробирки внести по 1...2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую (чтобы получить pH раствора меньше 7) добавить 1...2 мл раствора серной кислоты; во вторую ($\text{pH} > 7$) добавить 1...2 мл раствора щелочи, в третьей пробирке $\text{pH} = 7$ (не добавлять ничего).

Затем в каждую из пробирок внести по несколько кристаллов нитрита калия KNO_2 и тщательно размешать до полного растворения. Отметить изменение окраски растворов во всех трех пробирках.

Примечание – В первой пробирке при $\text{pH} < 7$ могут выделяться газообразные оксиды азота, которые получаются как побочные продукты при взаимодействии нитрита калия с кислотой. В основном уравнении эта реакция не учитывается.

Содержание отчета

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. Помимо молекулярных уравнений реакции, записать и электронные уравнения, отражающие переход электронов. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

1 Что в данной реакции является окислителем, восстановителем? В роли чего в реакциях горения выступают металлы и в роли чего – кислород?

2 В каких случаях один металл способен взаимодействовать с раствором соли другого металла?

3 Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для иона MnO_4^- , бесцветная – для иона Mn^{2+} , зеленая – для иона MnO_4^{2-} , а бурый осадок обусловлен присутствием оксида марганца (IV) – MnO_2 . Для каждой реакции составить схему перехода электронов и уравнивать их методом электронного баланса. Как изменяются окислительные свойства перманганата калия при увеличении pH среды? Почему?

Вопросы для самопроверки

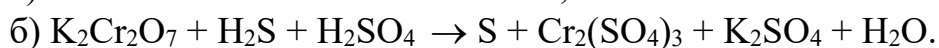
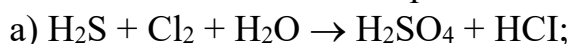
1 Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Чем они отличаются от ионно-обменных реакций?

2 Какое вещество называют окислителем и какое вещество называют восстановителем?

3 Какой процесс (окисления или восстановления) происходит при превращении: $\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$; $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+5}$?

4 Какие из веществ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , H_2SO_3 могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные; как окислительные, так и восстановительные?

5 Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



Лабораторная работа № 7. Гальванические элементы

Цель работы: получить представление о том, в каких случаях протекают, а в каких не протекают реакции взаимодействия металлов с разбавленными кислотами и растворами других солей; изучить устройство и принцип работы простейшего гальванического элемента.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, два батарейных стакана, электролитический мостик, цинковая и медная пластинки, провода, гальванометр (амперметр или вольтметр), раствор соляной кислоты, растворы солей цинка, меди (II) и свинца (II), кусочки металлического цинка, меди и свинца.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами.

В три пробирки налить по 1...2 мл 10-процентного раствора соляной кислоты. В первую пробирку поместить кусочек меди, во вторую – цинка, а в третью – магния. Что при этом наблюдается? Какой металл реагирует более активно? Не реагирует?

Опыт 2. Качественное определение различной электрохимической активности металлов.

Установить опытным путем относительную активность различных металлов: цинка, меди и свинца. Для этого в шесть пробирок налить по 1...2 мл растворов солей: в первые две – соль цинка, во вторые две – соль меди (II) и в последние две – соль свинца (II).

Опустить в пробирки с солью меди и солью свинца по одному кусочку цинка; в пробирки с солью цинка и солью свинца – по одному кусочку меди; в пробирки с солью цинка и солью меди – по одному кусочку свинца.

Отметить через 10...15 мин в каких пробирках происходит вытеснение металла из его соли. Какой цвет имеет вытесненный металл?

Опыт 3. Гальванический элемент с деполяризатором – катионом металла.

В один стакан (рисунок 1) налить 1М (одномолярный) раствор сульфата цинка и опустить в него цинковую пластину, в другой налить 1М раствор сульфата меди (II) и опустить медную пластинку. Соединить растворы электролитическим мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром. Соединить опущенные пластинки с гальванометром (провод от цинка – на первую слева клемму, от меди – на вторую слева). Что при этом наблюдается?

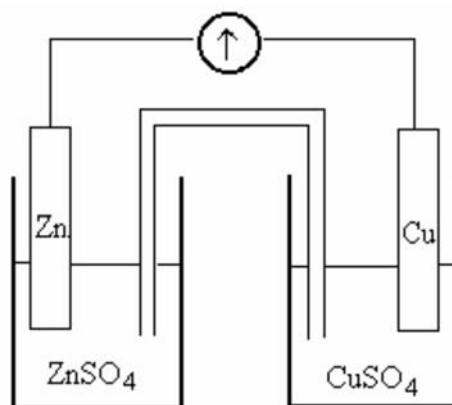


Рисунок 1 – Схема гальванического элемента

Содержание отчета

1 Для каждой реакции записать молекулярные уравнения, соответствующие им наблюдения, указать переход электронов. Какой из металлов не взаимодействует с раствором соляной кислоты? Почему? А какой реагирует более активно? Почему?

2 Написать уравнения реакций взаимодействия каждого из металлов с раствором соответствующей соли в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Какова восстановительная способность цинка по сравнению с вытесненными металлами? В каких случаях реакция не протекает?

Результаты опыта следует занести в таблицу 4, поставив знак (+) в столбцах под ионами металлов в тех случаях, когда эти металлы вытеснялись из солей, и знак (–), когда вытеснения не происходило.

Расположить исследованные металлы в ряд по убыванию их восстановительной способности. Какие из исследованных металлов могут вытеснить водород из разбавленных кислот?

Таблица 4

Опускаемый металл	Ионы металлов в растворе соли		
	Zn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}
Zn			
Pb			
Cu			

3 Записать уравнения процессов, протекающих на электродах, и суммарное уравнение реакции (в молекулярной и ионно-молекулярной форме), лежащей в основе работы этого гальванического элемента.

Составить схему работы, где указать направление перемещения электронов во внешней цепи и перемещение ионов – во внутренней.

Вычислить ЭДС, учитывая, что условия стандартные.

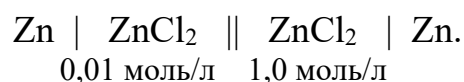
Чем обусловлено отклонение стрелки гальванометра? Что будет наблюдаться, если удалить электролитический мостик? Почему? Какие ионы выступают в данном гальваническом элементе в роли деполяризатора. Ответ обоснуйте.

Вопросы для самопроверки

1 Составьте схемы гальванических элементов, в которых протекают реакции $2\text{Ag}^+ + \text{Cu}^0 \rightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{Cu}^{2+}$; $\text{Cd} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{Cu}$.

2 Запишите процессы, протекающие на электродах, в следующих гальванических элементах: $\text{Zn} \mid \text{ZnSO}_4 \parallel \text{CdSO}_4 \mid \text{Cd}$; $\text{Pb} \mid \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \parallel \text{AgNO}_3 \mid \text{Ag}$.

3 Рассчитайте ЭДС следующего концентрационного гальванического элемента:



Какой из электродов является анодом, а какой – катодом?

4 Какой металл можно использовать в качестве катода в гальваническом элементе, если кадмиевый электрод будет анодом?

Лабораторная работа № 8. Коррозия. Защита металлов от коррозии. (Коррозия металлов)

Цель работы: изучить процессы коррозии металлов, влияние на скорость и интенсивность коррозии некоторых факторов среды; определить эффективность применения такого способа защиты от коррозии, как нанесение различных типов металлических покрытий.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, два батарейных стакана, кусочки гранулированного цинка и медная проволока, образцы оцинкованного и луженого железа, раствор серной кислоты, хлорида натрия и гексааминаферрата (III) калия.

Ход работы

Опыт 1. Коррозия при контакте различных металлов.

В пробирку налить 0,01М раствор серной кислоты. Опустить в нее кусочек гранулированного цинка. Какова интенсивность выделения водорода?

Затем опустить в эту же пробирку медную проволоку так, чтобы она не соприкасалась с кусочком цинка. Наблюдается ли выделение газа на меди?

Что будет происходить, если прикоснуться медной проволокой к кусочку цинка? Как изменяется при этом интенсивность выделения водорода? С поверхности какого металла будет выделяться этот газ?

Опыт 2. Анодное и катодное покрытия.

В два стакана налить 3-процентный раствор хлорида натрия, к которому добавлено несколько капель $K_3[Fe(CN)_6]$. Опустить в них образцы оцинкованного и луженого железа, предварительно сделав на их поверхности в отдельных местах глубокие царапины. Как изменяется окраска растворов в стаканах по истечении 10...15 мин?

Содержание отчета

1 Записать уравнение реакции взаимодействия цинка с раствором серной кислоты. Почему медь не взаимодействует с раствором этой кислоты? Почему при контакте двух металлов изменяется скорость выделения водорода? Почему пузырьки водорода появляются и на медной проволоке.

Дать этому объяснение, записав электронные уравнения анодного и катодного процессов. Как влияет контакт меди с цинком на интенсивность коррозии?

2 В каком из стаканов наблюдается изменение окраски раствора за счет образования турнбулевой сини? Почему? В каком из этих растворов присутствуют ионы Fe^{2+} ? С помощью какой реакции доказывается их наличие?

В каком из образцов железо быстрее подвергается коррозии? Какой из способов защиты металлов от коррозии в данном примере более надежный? Почему? Ответ обоснуйте, приведя для каждого случая уравнения анодного и катодного процессов, схемы образующихся гальванопар и продукты коррозии.

Для чего добавляются растворы $NaCl$ и $K_3[Fe(CN)_6]$?

Вопросы для самопроверки

1 Приведите уравнения основных катодных реакций, протекающих при электрохимической коррозии металлов.

2 Почему некоторые достаточно активные металлы, например алюминий не корродируют на воздухе? Назовите другие металлы с аналогичными свойствами. Приведите уравнения реакций.

3 Какое покрытие металла называется анодным, а какое – катодным? Какое из покрытий более надежно защищает металл от коррозии?

4 К какому типу покрытия относится олово на меди? Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии указанной пары в нейтральной среде? Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

5 Медное изделие с цинковым покрытием подвергается электрохимической коррозии. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе при нарушении целостности покрытия.

Лабораторная работа № 9. Комплексные соединения

Цель работы: получить представление о различных типах комплексных соединений и изучить некоторые способы их получения.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, раствор гидроксида натрия, разбавленный и концентрированный (25%) растворы аммиака, растворы солей сульфата меди (II), сульфата никеля (II), иодида калия, растворы солей Bi^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+} .

Ход работы

Опыт 1. Образование соединений с комплексным катионом.

1.1 Получение аммиачного комплекса меди.

Налейте в пробирку 1...2 мл раствора сульфата меди (II) CuSO_4 и прибавьте по каплям разбавленный раствор аммиака NH_4OH до образования осадка. Отметьте окраску образовавшегося осадка. Затем прилейте избыток концентрированного раствора NH_4OH . Что происходит с осадком? Как изменился цвет раствора? Какими ионами он обусловлен?

1.2 Получение аммиачного комплекса никеля.

К 1...2 мл раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 добавьте раствор гидроксида натрия NaOH до образования осадка. Прибавьте к осадку по каплям концентрированный раствор аммиака до растворения гидроксида никеля вследствие образования комплексного соединения. Сравните окраску ионов Ni^{2+} с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов влияет на окраску раствора?

Опыт 2. Образование соединений с комплексными анионами.

2.1 Получение комплексного соединения висмута.

В пробирку с 1...2 мл раствора соли висмута (III) добавьте по каплям раствор иодида калия до выделения темно-бурого осадка иодида висмута (III). Затем добавьте еще 2...3 капли раствора иодида калия до полного растворения выпавшего осадка.

2.2 Получение гидроксокомплексов.

В три пробирки внести по 1...2 мл растворов солей: в первую – Al^{3+} , во вторую – Zn^{2+} , в третью – Cr^{3+} , прибавить в каждую по каплям раствор щелочи до образования осадков. Отметить цвет образующихся осадков. Добавить в каждую пробирку избыток щелочи до растворения осадков, при этом образуются гидроксокомплексы $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Как изменяется при этом цвет раствора?

Содержание отчета

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

Опыт 1. Отметьте цвет образующихся осадков, сравните его с окраской соответствующих растворов. Какими ионами обусловлена окраска этих растворов? Составьте уравнения происходящих реакций, учитывая, что в комплексном ионе координационное число Cu^{2+} равно четырем, Ni^{2+} – шести.

Опыт 2. Отметьте цвет образующегося осадка. Каков цвет полученного раствора после растворения осадка? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов является комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе комплексный ион? Напишите координационную формулу полученного соединения, если координационное число комплексообразователя равно четырем. Запишите уравнения проведенных реакций.

Каким образом можно получить гидроксокомплексы? Какие элементы способны образовывать подобные соединения?

Вопросы для самопроверки

- 1 Какова структура комплексных соединений?
- 2 Что такое комплексный ион, ион-комплексообразователь, лиганды, координационное число?
- 3 Приведите примеры соединений с комплексными катионами.
- 4 Приведите примеры соединений с комплексными анионами.
- 5 Как протекает первичная диссоциация комплексных соединений? Как протекает диссоциация по второй и последующим ступеням?

Список литературы

- 1 **Росин, И. В.** Общая и неорганическая химия. Современный курс: учеб. пособие / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – М.: Юрайт, 2019. – 420 с.
- 2 **Хомченко, И. Г.** Общая химия: учебник / И. Г. Хомченко. – М.: Новая Волна, 2014. – 463 с.
- 3 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин – М.: Высш. шк., 2010. – 559 с.
- 4 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 2004. – 274 с.
- 5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н. Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2010. – 752 с.