

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические рекомендации к лабораторным работам для
студентов специальности 1-36 07 02 «Производство изделий
на основе трехмерных технологий»
дневной и заочной форм обучения*

Часть 1

ОБЩАЯ ХИМИЯ



Могилев 2021

УДК 54
ББК 24
О46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «16» декабря 2020 г.,
протокол № 6

Составитель канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская

Рецензент канд. техн. наук А. Е. Науменко

Методические рекомендации предназначены для студентов специальности
1-36 07 02 «Производство изделий на основе трёхмерных технологий» дневной и
заочной форм обучения.

Учебно- методическое издание

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Часть 1

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	Е. А. Галковская
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 36 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, 2021

Содержание

Введение.....	4
1 Лабораторная работа № 1. Оксиды: получение и химические свойства.....	5
2 Лабораторная работа № 2. Получение и химические свойства оснований, солей и кислот.....	7
3 Лабораторная работа № 3. Определение молярной массы эквивалента химического соединения.....	8
4 Лабораторная работа № 4. Комплексные соединения.....	10
5 Лабораторная работа № 5. Энергетика химических процессов	12
6 Лабораторная работа № 6. Определение теплоты растворения.....	16
7 Лабораторная работа № 7. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов.....	19
8 Лабораторная работа № 8. Химическое равновесие	22
9 Лабораторная работа № 9. Приготовление растворов заданной концентрации	24
10 Лабораторная работа № 10. Реакции ионного обмена. Электролитическая диссоциация.....	26
11 Лабораторная работа № 11. Гидролиз солей.....	28
12 Лабораторная работа № 12. Окислительно-восстановительные реакции.....	30
13 Лабораторная работа № 13. Гальванические элементы.....	31
14 Лабораторная работа № 14. Определение рН в различных средах.....	33
15 Лабораторная работа № 15. Электролиз.....	35
16 Лабораторная работа № 16. Коррозия металлов.....	37
17 Лабораторная работа № 17. Защита от коррозии.....	38
Список литературы.....	40

Введение

Лабораторные занятия при изучении «Общей 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, приёмы проведения химических опытов, методы обработки данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты экспериментов и делать выводы.

Методические рекомендации составлены в соответствии с требованиями к обязательному минимуму содержания дисциплин «Общая химия», входящую в основную образовательную программу подготовки специалистов по специальности «Производство изделий на основе трехмерных технологий» государственного образовательного стандарта 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.

1 Лабораторная работа № 1. Оксиды: получение и химические свойства

Цель работы: приобрести навыки работы в химической лаборатории; ознакомиться с некоторыми способами получения оксидов и их химическими свойствами.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n, весы НТ/КС-001; фарфоровая чашка; колба коническая; металлическая ложечка; спиртовая горелка; штатив с пробирками; микрошпатель; сухой красный фосфор; оксиды кальция и меди (II); растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II); кристаллический дихромат аммония, лакмус, фенолфталеин, дистиллированная вода.

Опыт 1. Получение оксидов непосредственным окислением элементов.

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. Получение оксидов разложением гидроксидов.

Налить в пробирку 1...2 мл раствора сульфата меди CuSO_4 и добавить такой же объем щелочи. Что наблюдается? Нагреть содержимое пробирки. Что происходит?

Опыт 3. Получение оксидов разложением солей.

В фарфоровую чашку насыпать небольшую горку кристаллического дихромата аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем ускоряется. Схема реакции:



Опыт 4. Изучение свойств оксида цинка.

В штативе разместить две пробирки. В каждую поместить по одному микрошпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15...20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30-процентного раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки в пробирконагревателе при температуре 50 °С.

Опыт 5. Отношение оксидов к воде.

5.1 Взаимодействие оксида кальция с водой.

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?

5.2 Взаимодействие оксида меди (II) с водой.

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?

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) $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - г) CO ;
 - д) CO_2 .
- 5 Со всеми веществами какого ряда реагирует Na_2O :
 - а) SO_3 , H_2S , $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 - б) H_2O , O_2 , P_2O_5 , H_2O , CO_2 , P_2O_5 ;
 - в) MgO , KOH , Al ;
 - г) N_2 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - д) ZnO , KOH , HCl .

2 Лабораторная работа № 2. Получение и химические свойства оснований, солей и кислот

Цель работы: приобрести навыки работы в химической лаборатории; ознакомиться с некоторыми способами получения нерастворимых оснований; получить представление о взаимодействии кислот с металлами; изучить свойства амфотерных гидроксидов, а также способы получения и свойства солей.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; штатив с пробирками; раствор гидроксида натрия; растворы солей сульфата меди (II), сульфата магния, сульфата никеля (II), сульфата натрия, хлорида железа (III), хлорида алюминия, хлорида бария, нитрата серебра, нитрата бария; растворы серной и соляной кислот.

Опыт 1. Получение нерастворимых оснований.

В три пробирки налить по 1...2 мл растворов солей: в первую – сульфат меди (II) CuSO_4 , во вторую – хлорид железа (III) FeCl_3 , в третью – сульфат магния MgSO_4 . Добавить в каждую пробирку 1...2 мл раствора щелочи. Что наблюдается? Отметить цвет образующихся осадков.

Опыт 2. Взаимодействие кислот с металлами.

2.1 Взаимодействие цинка с кислотой.

В пробирку поместить кусочек цинка и прилить 1...2 мл разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдается?

2.2 Взаимодействие меди с кислотой.

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 3. 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 4. Получение и свойства солей.

4.1 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.

4.2 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.

4.3 Взаимодействие растворов солей.

В пробирку налить 1...2 мл раствора хлорида бария BaCl_2 и добавить такой же объем раствора сульфата натрия Na_2SO_4 .

Повторить опыт, используя растворы нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и сульфата магния MgSO_4 . Что наблюдается в обоих случаях?

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 Какими способами можно получить кислоты, основания и соли?

2 Охарактеризуйте химические свойства кислот, оснований и солей.

3 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.

4 Запишите формулы следующих соединений: гидрокарбонат кальция, хлорид дигидроксижелеза (III), дигидрофосфат натрия, нитрат дигидроксиалюминия, оксид фосфора (V), оксид хрома (III), перманганат калия, сульфид меди (I), оксид железа (III).

5 Со всеми веществами каких из ниже приведенных рядов реагирует NaOH : H_2O , K_2O , HCl ; CO_2 , H_2SO_4 , CuCl_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , P_2O_5 ?

3 Лабораторная работа № 3. Определение молярной массы эквивалента химического соединения

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

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; фарфоровая чашка; бюретка; электрическая плитка; весы электронные ВСП-1; измельченный мрамор; 1 н раствор соляной кислоты; дистиллированная вода.

Опыт 1. Определение молярной массы эквивалента карбоната кальция.

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 1 н раствора соляной кислоты. Наблюдать за протеканием реакции с выделением газа CO_2 .

Когда выделение пузырьков газа значительно замедлится, нагреть чашку до 60...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 два 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 3.1, а производимые расчеты записаны под ней.

Затем необходимо привести расчёт абсолютной и относительной ошибок эксперимента и объяснить появление погрешности.

Таблица 3.1 – Экспериментальные и расчётные данные

Масса чашки с мрамором до реакции, г	Масса чашки с мрамором после реакции, г	Масса CaCO ₃ , вступившего в реакцию с HCl, г	Количество моль.эquiv. HCl, израсходованное в реакции с CaCO ₃	Масса HCl, г	Молярная масса эквивалента CaCO ₃ , г/моль

Масса соляной кислоты, израсходованная в реакции с мрамором, рассчитывается, исходя из формулы, выражающей нормальную (эквивалентную) концентрацию раствора кислоты:

$$C_H = \frac{m_{HCl} \cdot 1000}{M_{\text{Э. HCl}} \cdot V_{\text{р-ра}}}, \quad (1)$$

где m_{HCl} – масса соляной кислоты в растворе, г;

$M_{\text{Э. HCl}}$ – молярная масса эквивалента соляной кислоты, г/моль;

$V_{\text{р-ра}}$ – объём раствора, см³.

Молярная масса эквивалента карбоната кальция определяется по закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{M_{\text{Э}}(\text{CaCO}_3)} = \frac{m(\text{HCl})}{M_{\text{Э}}(\text{HCl})}, \quad (2)$$

где $m(\text{CaCO}_3)$ и $m(\text{HCl})$ – массы карбоната кальция и соляной кислоты, израсходованные в реакции, г;

$M_{\text{Э}}(\text{CaCO}_3)$ и $M_{\text{Э}}(\text{HCl})$ – молярные массы эквивалентов карбоната кальция и

соляной кислоты, г/моль.

Подставив значения из таблицы в уравнение (2), вычисляем молярную массу эквивалента CaCO_3 .

Вопросы для самоконтроля

1 Рассчитайте фактор эквивалентности для следующих соединений: Na_2SO_4 , HNO_3 , NaOH , FeCl_3 .

2 Напишите уравнения реакций гидроксида железа (III) с соляной кислотой, в результате которых образуются:

а) хлорид дигидроксожелеза (III);

б) хлорид гидроксожелеза (III);

в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и молярную массу эквивалентов гидроксида железа (III) в каждой из этих реакций.

3 При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щелочью образовался гидрофосфат натрия. Запишите уравнение реакции и рассчитайте молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты.

4 На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты (H_3PO_3) израсходовано 1,291 г гидроксида калия. Вычислите эквивалент, молярную массу эквивалента и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

5 Трехвалентный металл массой 0,376 г при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить молярную массу эквивалента металла и его молярную массу.

4 Лабораторная работа № 4. Комплексные соединения

Цель работы: Экспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; пробирки; нитрат ртути (II); гексацианоферрат (II) калия; хлорид железа (III); серная кислота; тиосульфат натрия; йодид калия, 25-процентный раствор аммиака; сульфат никеля (II); перманганат калия; нитрат серебра; хлорид калия.

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом.

В штативе модуля закрепить пробирку. В пробирку внести 3...5 капель раствора нитрата ртути (II) и добавлять по каплям раствор йодида калия до полного растворения образовавшегося вначале осадка йодида ртути (II).

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом.

В штативе комплекса закрепить пробирку. В пробирку внести 5...6 капель раствора сульфата меди (II). К ним добавлять 25-процентный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка гидроксида меди (II).

Опыт 3. Ионообменные реакции с участием комплексных соединений.

В штативе модуля закрепить две пробирки. В одну пробирку внести 4...5 капель раствора сульфата меди (II), в другую – столько же капель хлорида железа (III). В каждую пробирку внести по 2...3 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате ионообменных реакций в обеих пробирках образуются новые комплексные соединения: в первой образуется $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – малорастворимый $KFe[Fe(CN)_6]$. Второе соединение называют берлинской лазурью.

Опыт 4. Исследование прочности комплексных ионов.

В штативе модуля закрепить две пробирки. В пробирках получить осадки хлорида серебра путем взаимодействия растворов нитрата серебра и хлорида калия. В первую пробирку добавить 25-процентный раствор аммиака, а во вторую – раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ до растворения осадков. Растворение осадков свидетельствует об образовании комплексных соединений.

В обе пробирки добавить по две капли раствора KI и слегка встряхнуть их. Выпадение осадка AgI в одной из пробирок указывает на непрочность комплексного иона в полученном комплексном соединении.

Содержание отчета

Отчёт должен содержать описание наблюдений, уравнения реакций образования осадков и уравнения реакций образования комплексных соединений, запись схем электролитической диссоциации комплексных соединений и выражения для констант нестойкости комплексов.

При этом следует учитывать, что в первом и втором опытах координационное число комплексных соединений равно четырём, в третьем опыте – двум.

Вопросы для самоконтроля

1 Для каждого из нижеприведённых соединений укажите внутреннюю и внешнюю сферы, ион-комплексообразователь и лиганды: $K_2[PtCl(OH)_5]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$, $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$, $(NH_4)_2[Hg(NCS)_4]$.

2 Определите степень окисления комплексного иона и комплексообразователя в соединениях: $[Ag(NH_3)_2]NO_3$; $K_2[HgBr_4]$; $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$.

3 Определите значение координационного числа в следующих соединениях: $(NH_4)_3[RhCl_6]$, $K[(Au(CN)_2)]$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_2[PtI_4]$.

4 Составьте уравнения электролитической диссоциации для следующих соединений: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$; $\text{K}_2[\text{PtCl}(\text{OH})_5]$.

5 Лабораторная работа № 5. Энергетика химических процессов

Цель работы: Определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой и взаимодействия алюминия с соляной кислотой.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; химический стакан; секундомер; хлорид калия (сухой); оксид кальция (сухой); соляная кислота; карбонат кальция (сухой).

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью хлорида калия.

Теплота растворения хлорида калия равна 17,56 кДж/моль. При растворении КСl происходит понижение температуры. По величине понижения температуры можно определить теплоемкость калориметра.

На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить в стакан дистиллированной воды столько, чтобы весы показывали значение ≈ 100 г. Точную массу воды записать. На весах взвесить ≈ 2 г хлорида калия. Точную массу соли записать.

Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить взвешенную воду в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру воды T и записать её в таблицу 5.1 (время = 0 с).

Таблица 5.1 – Изменение температуры со временем

Время, с	Температура, °С	Время, с	Температура, °С	Время, с	Температура, °С
0		70		140	
1		80		150	
20		90		160	
30		100		170	
40		110		180	
50		120			
60		130			

Начать измерения температуры. Измерение температуры проводить в течение 3 мин. Через каждые 10 с замерять температуру раствора и записывать

ее в таблицу. Всыпать хлорид аммония в калориметр через 50 с от начала измерений.

В ходе опыта наблюдается три периода:

1) уменьшение температуры в калориметре, т. к. идет растворение с поглощением тепла;

2) стабилизация температуры (растворение закончилось);

3) медленное повышение температуры за счет поступления тепла извне.

Для расчетов берётся температура второго периода Θ .

По измеренным значениям температуры построить график в зависимости от времени. По графику определить температуру Θ .

Количество теплоты Q_p , выделившейся или поглощённой в ходе реакции, определяется по формуле:

$$Q_p = (m_{\text{соли}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot C_{\text{раств}} \cdot \Delta T + K \Delta T,$$

где $m_{\text{соли}}$ – масса навески хлорида калия, г;

$m_{\text{H}_2\text{O}}$ – масса воды, г;

$C_{\text{раств}}$ – теплоемкость раствора, т. к. концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды, т. е. 4,18 Дж/(г·К);

ΔT – изменение температуры в ходе реакции; $\Delta T = T - \Theta$;

K – теплоемкость калориметра, Дж/г·К:

$$K = Q_p / \Delta T - (m_{\text{соли}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot C_{\text{раств}}.$$

где Q_p – количество теплоты в пересчете на массу навески.

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести.

Реакцией гашения извести называется взаимодействие оксида кальция с водой, которое сопровождается выделением тепла и описывается уравнением



На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить дистиллированной воды в стакан так, чтобы весы показывали значение ≈ 100 г. Точную массу воды записать. Затем взвесить ≈ 5 г оксида кальция. Точную массу оксида записать. Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить взвешенную воду в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру воды (T) и записать её в таблицу, как в первом опыте (время = 0 с).

Начать измерения температуры. Измерение температуры проводить в течение 3 мин. Через каждые 10 с замерять температуру раствора и записывать ее в таблицу. Всыпать оксид кальция в калориметр через 50 с от начала измерений.

В ходе опыта наблюдается три периода:

- 1) температура повышается, т. к. идет экзотермическая реакция;
- 2) температура на некоторое время стабилизируется;
- 3) температура понижается из-за рассеивания тепла.

Для вычисления брать температуру второго периода – Θ .

Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (T - \Theta),$$

где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1;

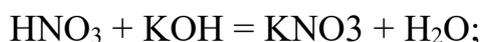
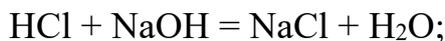
Θ – температура второго периода.

Исходя из молярной массы и навески оксида кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции.

Вычислить теоретическое значение теплового эффекта реакции. Вычислить абсолютную и относительную погрешность опыта.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации.

Реакцией нейтрализации называется взаимодействие сильных кислот со щелочами, которое описывается одним и тем же ионным уравнением образования воды:



По этой причине теплота нейтрализации не зависит от состава кислот и щелочей и всегда равна одной и той же величине – 57,2 кДж/моль.

На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить одномолярный раствор соляной кислоты в стакан в таком количестве, чтобы весы показывали значение ≈ 50 г. Точную массу кислоты записать. Затем взвесить ≈ 2 г карбоната кальция. Точную массу соли записать. Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить раствор соляной кислоты в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру кислоты (T) и записать её в таблицу, как в опыте 1. Начать измерения температуры. Измерение температуры проводить в течение 3 мин. Через каждые 10 с замерять температуру раствора и записывать ее в таблицу. Всыпать карбонат кальция в калориметр через 50 с от начала измерений. Наблюдать изменение температуры и записывать её значения в таблицу.

В ходе опыта наблюдается три периода:

- 1) повышение температуры, т. к. идет экзотермическая реакция нейтрализации;
- 2) стабилизация температуры;

3) понижение температуры из-за рассеивания тепла.

Для вычисления брать температуру второго периода – Θ .

Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (T - \Theta),$$

где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1;

Θ – температура второго периода.

Исходя из молярной массы и навески карбоната кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции,

Исходя из энтальпии образования карбоната кальция ($-1206,9$ кДж/моль), соляной кислоты ($-91,8$ кДж/моль), воды ($-285,3$ кДж/моль), диоксида углерода ($-393,5$ кДж/моль) и хлорида кальция (-795 кДж/моль), вычислить теоретическое значение энтальпии реакции нейтрализации. Вычислить погрешность опыта. Вычислить количество (моль) кислоты и карбоната, взятых для опыта, и количество образующейся воды.

Содержание отчета

В отчёте привести таблицу изменения температуры со временем, график изменения температуры во времени. Произвести расчёты количества тепла, выделившегося в калориметре, расчёты теплового эффекта реакции, полученного практически и теоретически. Рассчитать абсолютную и относительные ошибки эксперимента.

Вопросы для самопроверки

1 Какие термодинамические функции вам известны, что они характеризуют?

2 Как определить тепловой эффект реакции?

3 Что понимается под энтропией системы? Для какого фазового состояния характерно наибольшее значение энтропии?

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.

6 Лабораторная работа № 6. Определение теплоты растворения

Цель работы: определение теплоемкости калориметра; теплоты растворения соли и щелочи.

Приборы и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; химический стакан; секундомер; хлорид калия (сухой); гидроксид натрия; кристаллогидрат сульфата меди (II); нитрат калия (сухой); сульфат меди (II) безводный.

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью хлорида калия.

Теплота растворения хлорида калия равна 17.56 кДж/моль. При растворении KCl происходит понижение температуры. По величине понижения температуры можно определить теплоемкость калориметра.

На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить дистиллированной воды в стакан так, чтобы весы показывали значение ≈ 100 г.

Точную массу воды записать. На весах взвесить ≈ 2 г хлорида калия. Точную массу соли записать.

Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить взвешенную воду в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру воды T и записать её в таблицу 6.1 (время = 0 с).

Таблица 6.1 – Изменение температуры воды со временем

Время, с	Температура, °C	Время, с	Температура, °C	Время, с	Температура, °C
0		70		150	
10		80		160	
20		90		170	
30		100		180	
40		120			
50		130			
60		140			

Начать измерения температуры. Измерение температуры проводить в течение 3 мин. Через каждые 10 с замерять температуру раствора и записывать ее в таблицу. Всыпать хлорид аммония в калориметр через 50 с от начала измерений.

В ходе опыта наблюдается три периода:

- 1) уменьшение температуры в калориметре, т. к. идет растворение с поглощением тепла;
- 2) стабилизация температуры (растворение закончилось);
- 3) медленное повышение температуры за счет поступления тепла извне.

Для расчетов берется температура второго периода (θ).

По измеренным значениям температуры построить график в зависимости от времени. По графику определить температуру θ .

Количество теплоты Q_p , выделившейся или поглощённой в ходе реакции, определяется по формуле

$$Q_p = (m_{\text{соли}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot c_{\text{раст}} \cdot \Delta T + K \Delta T,$$

где $m_{\text{соли}}$ – масса навески хлорида калия, г;

$m_{\text{H}_2\text{O}}$ – масса воды, г;

$c_{\text{раст}}$ – теплоемкость раствора, т. к. концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды, т. е. 4.18 Дж/(г·К);

ΔT – изменение температуры в ходе реакции, $\Delta T = T - \theta$;

K – теплоемкость калориметра, Дж/г·К.

Выразим и вычислим величину K :

$$K = \frac{Q_p}{\Delta T} - (m_{\text{соли}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot c_{\text{раст}}.$$

Опыт 2. Определение теплоты растворения нитрата калия.

При растворении вещества в воде протекают одновременно разрушение кристаллической решетки вещества, сопровождающееся поглощением тепла и гидратация ионов, сопровождаемая выделением тепла. Теплота растворения соли равна алгебраической сумме тепловых эффектов этих процессов.

На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить дистиллированной воды в стакан так, чтобы весы показывали значение ≈ 100 г. Точную массу воды записать.

Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить взвешенную воду в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру T и записать её в таблицу, как опыте 1 (время = 0 с).

На весах взвесить 10,0 г нитрата калия.

Начать измерения температуры. Измерение температуры проводить в течение 3 мин. Через каждые 10 с замерять температуру раствора и записывать ее в таблицу. Всыпать нитрат калия в калориметр через 50 с от начала измерений.

В ходе опыта также наблюдается три периода (см. опыт 1). Для расчетов берется температура второго периода (θ).

Количество поглощенного тепла вычисляется по формуле

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (T - \theta),$$

где K – теплоемкость калориметра, Дж/град.

Необходимо произвести пересчет теплоты растворения на 1 моль нитрата калия ($\Delta H_{\text{оп}}^{\circ}$).

Опыт 3. Определение теплоты гидратации сульфата меди.

Теплота гидратации $\Delta H_{\text{гидр}}^{\circ}$ определяется по теплоте растворения безводной соли и кристаллогидрата.

На весы поставить химический стакан и обнулить весы. Налить дистиллированной воды в стакан так, чтобы весы показывали значение ≈ 100 г. Точную массу воды записать.

Калориметр разместить на модуле и опустить в него магнитную мешалку. Подключить к модулю термодатчик и опустить его в калориметр. Перелить взвешенную воду в калориметр и запустить мешалку. Измерить температуру (Т) и записать её в таблицу, как в опыте 1 (время = 0 с).

На весах взвесить 10,0 г безводного сульфата меди (II) и кристаллогидрата – медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Провести опыт по растворению безводной соли, а затем повторить его для кристаллогидрата. Последовательность действий такая же, как в опыте 2. По результатам опытов вычислить теплоту растворения безводной соли ($\Delta H_{\text{гидр}}^{\circ}$) и кристаллогидрата (ΔH°_2).

Рассчитать опытное значение теплоты гидратации безводной соли, основываясь на следующих предположениях. Теплота растворения безводной соли – это сумма теплоты гидратации сульфата меди и теплоты растворения полученного кристаллогидрата. То есть, растворение безводного сульфата меди (II) можно представить в виде двух стадий:



По закону Гесса:

$$\Delta H^{\circ} = \Delta H_{\text{гидр}}^{\circ} + \Delta H^{\circ}_2, \text{ следовательно}$$

$$\Delta H^{\circ} = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2.$$

Содержание отчета

В опыте 1 привести таблицу измерения температуры воды со временем, построить график зависимости температуры воды от времени, произвести расчёт теплоёмкости калориметра.

Во опыте 2 привести таблицу измерения температуры раствора нитрата калия со временем. Рассчитать тепловой эффект реакции растворения одного моля нитрата калия и сравнить полученное значение с теоретическим значением

теплоты растворения нитрата калия (36,3 кДж/моль). Определить абсолютную и относительную погрешность опыта.

В опыте 3 привести таблицы с данными по изменению температуры при растворении безводной соли и кристаллогидрата сульфата меди. Рассчитать теплоты растворения каждой из солей. Рассчитать теплоту гидратации сульфата меди и сравнить полученную в опыте величину со справочным значением (78,2 кДж/моль), вычислить погрешность опыта и сделать вывод

Вопросы для самопроверки

- 1 Что такое теплота растворения вещества?
- 2 Что понимается под интегральной теплотой растворения?
- 3 Что понимается под дифференциальной теплотой растворения?
- 4 Какие процессы протекают при растворении вещества в воде?
- 5 От каких параметров зависит теплота растворения вещества?

7 Лабораторная работа № 7. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов

Цель работы: приобрести навыки работы с мерной посудой (бюретками); научиться приготавливать растворы с различной относительной концентрацией вещества, измерять скорость протекания химической реакции и проводить зависимость между концентрацией реагирующих веществ и скоростью реакции.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; бюретка; штатив с пробирками; растворы серной кислоты и тиосульфата натрия; дистиллированная вода.

В данной работе исследуется реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой, которая описывается уравнением:



Один из продуктов реакции (сера) по ходу реакции образуется в виде очень мелких, невидимых вначале, коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, её частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет.

Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого окрашивания раствора, напоминающего слабое свечение. Это явление называется опалесценцией. При проведении эксперимента необходимо измерять промежуток времени между двумя моментами: моментом начала реакции и моментом, когда становится видимой опалесценция.

Этот промежуток принимается за время протекания реакции (τ). Величина, обратная τ , пропорциональна скорости реакции (ν); единица её измерения – с^{-1} . Далее для краткости эту величину будем называть скоростью реакции.

Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.

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 $1/3$. Результаты опыта занести в таблицу 7.1.

Таблица 7.1 – Результаты опыта

Номер пар пробирок	Объем, мл			Относительная концентрация	$\tau, \text{с}$	$\nu = 1/\tau$
	первая пробирка	вторая пробирка				
	раствор H_2SO_4	раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	5	9	0			
2	5	6	3			
3	5	3	6			

Опыт 2 Определение энергии активации.

Энергию активации можно найти, если измерить константу скорости реакции при двух температурах T_1 и T_2 . При вычислении энергии активации потребуются не абсолютные значения константы скорости, а их отношение. Это то же самое, что отношение скоростей реакции при двух температурах или отношение времени протекания реакции при T_1 к её времени при T_2 , т. к. все эти отношения равны между собой.

В штативе модуля закрепить три пробирки, в которых приготовить одинаковые объемы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одной и той же концентрации. В каждой пробирке к двум каплям раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить десять капель дистиллированной воды. Данные опыта занести в таблицу 7.2.

В первой пробирке реакция проводится при комнатной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции поместить на $3 \div 5$ мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так, чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля серной кислоты и измеряется время реакции.

Повысить значение температуры термостата на 10 °С и выждать 30 с установления температуры. Вторую пробирку с Na₂S₂O₃ термостатируют в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно также проводится реакция с одной каплей серной кислоты.

Таблицу 7.2 – Данные опыта

Номер пробирки	1	2	3
Температура, °С			
Температура, К			
Время реакции τ , с			
Скорость реакции $v = 1/\tau$			

Повысить значение температуры термостата еще на 10 °С и выждать 30 с установления температуры. Третью пробирку с Na₂S₂O₃ термостатируют в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно также проводится реакция с одной каплей серной кислоты.

Для каждой пары из двух температур вычислить величину энергии активации. После этого, исходя из трёх полученных значений энергии активации, вычислить её среднее значение.

Содержание отчета

В первом опыте привести уравнение реакции, протекающей между тиосульфатом натрия и серной кислотой, таблицу с данными опыта и расчётом скорости реакции. По данным таблицы построить график зависимости скорости реакции от концентрации Na₂S₂O₃. Сделайте вывод о том, какова зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Во втором опыте привести таблицу с данными опыта и расчёт энергии активации изучаемой реакции.

Вопросы для самопроверки

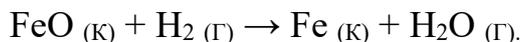
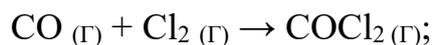
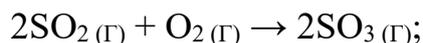
1 Дайте определение понятия «скорость химической реакции».

2 Проанализируйте, как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, величины поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций). Что называется энергией активации?

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:



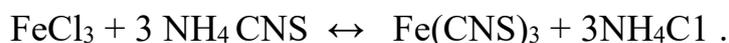
8 Лабораторная работа № 8. Химическое равновесие

Цель работы: 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: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; штатив с пробирками; шпатель; разбавленные и концентрированные раствора хлорида железа (III) и роданида аммония; кристаллический хлорид аммония; фенолфталеин; хромат калия; серная кислота; дихромат калия; 0,1 М уксусная кислота; метилоранж.

Опыт 1. Влияние концентрации взаимодействующих веществ на смещение равновесия.

Смешать в пробирке разбавленные (0,01н) растворы FeCl_3 и NH_4CNS :



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.

Опыт 2. Смещение равновесия в растворе аммиака.

В штативе модуля закрепить две пробирки, в которые налить по одной трети дистиллированной воды, по пять капель фенолфталеина и по 2...3 капли раствора аммиака. Отметить цвет растворов. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить 3...4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор. Как и почему изменилась интенсивность окраски?

Опыт 3. Влияние среды раствора на смещение равновесия перехода хромата в дихромат.

Хром в шестивалентном состоянии образует два аниона: хромат-ион CrO_4^{2-} и дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Их существование определяется наличием щелочной ($\text{pH} > 7$) или кислой ($\text{pH} < 7$) среды.

Две пробирки закрепить в штативе модуля. Внести в пробирки по 3 капли раствора хромата калия (K_2CrO_4) и добавить несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски раствора. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Повторить опыт, взяв в двух пробирках исходным веществом дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Содержание отчета

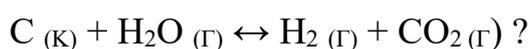
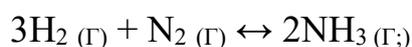
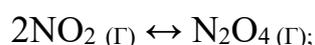
В опыте 1 привести уравнение реакции, протекающей между хлоридом железа (III) и роданидом аммония, написать выражение для константы химического равновесия. Сделайте заключение о том, в каком направлении смещается равновесие, как изменяется концентрация каждого компонента по сравнению с их концентрацией при установлении первоначального равновесия в случае добавления: хлорида железа (III), роданида аммония; хлорида аммония? Как во всех случаях изменяется концентрация роданида железа (III)?

В опыте 2 описать наблюдения, привести реакции диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония. Объяснить, в каком направлении смещается равновесие в реакции диссоциации гидроксида аммония при добавлении кристаллического хлорида аммония.

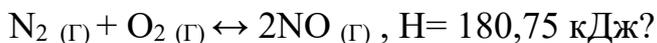
В опыте 3 описать наблюдения, написать молекулярные уравнения перехода хромата в дихромат и обратного процесса, сделать вывод о влиянии среды на образование хроматов и дихроматов.

Вопросы для самопроверки

- 1 Какие реакции называются обратимыми?
- 2 Что такое химическое равновесие? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
- 3 Сформулируйте принцип Ле Шателье.
- 4 Как сместиться равновесие в каждом из указанных случаев при увеличении давления:



5 В каком направлении сместится равновесие при повышении температуры в следующих обратимых реакциях:



9 Лабораторная работа № 9. Приготовление растворов заданной концентрации

Цель работы: Приготовление раствора сульфата меди (II) заданной концентрации и определение неизвестной концентрации приготовленного раствора фотометрическим методом.

Приборы и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; колбы мерные на 100 мл; колба мерная на 500 мл; автоматический дозатор; сульфат меди (II).

Опыт 1. Построение градуировочной характеристики.

1.1 Приготовление основного раствора сульфата меди (II).

На весы поставить мерную колбу объемом 500 мл и обнулить показания весов. В колбу насыпать 80 г сульфата меди (II) (точную массу записать), растворить в дистиллированной воде (доводят до метки дистиллированной водой). Приготовленный раствор имеет концентрацию 1 моль/л.

1.2 Приготовление градуировочных растворов.

В пять мерных колб вместимостью 100 мл автоматическим дозатором внести 0, 10, 20, 40 и 80 мл приготовленного раствора. Довести до метки дистиллированной водой. Таким образом, получили растворы, соответствующие концентрациям сульфата меди (II) 0,0; 0,1; 0,2; 0,4, и 0,8 моль/л.

К модулю подсоединить фотоколориметр с длиной волны 575 нм. Оптическую плотность градуировочных растворов измеряют непосредственно в колбе. Опустить фотоколориметр в первую колбу с концентрацией сульфата меди (II) 0 моль/л, подождать 10 с пока значение оптической плотности установится, записать измеренное значение в таблицу. Измерив значение в первой колбе, перейти к измерению оптической плотности в следующих колбах по порядку (если измерять оптическую плотность растворов, двигаясь от раствора с меньшей концентрацией к раствору с большей концентрацией, то фотоколориметр можно не полоскать дистиллированной водой). Все измеренные значения занести в таблицу 9.1.

Таблица 9.1 – Оптическая плотность градуировочных растворов сульфата меди (II)

Номер колбы	Концентрация, моль/л	Оптическая плотность
1	0	
2	0,1	
3	0,2	
4	0,4	
5	0,8	

По результатам измерений оптической плотности строят градуировочный график в координатах «оптическая плотность – концентрация».

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации.

В две мерные колбы объемом 100 мл автоматическим дозатором внести: в первую колбу 60 мл основного раствора сульфата меди (II); во вторую колбу – внести любое количество раствора сульфата меди (II) в диапазоне 25...55 мл. Долить дистиллированной воды в колбы и довести до метки. Таким образом, в первой колбе приготовили раствор с концентрацией 0,6 моль/л, а во второй – раствор с неизвестной концентрацией.

Опыт 3. Определение концентрации раствора.

Измерить оптическую плотность приготовленных в предыдущем опыте растворов. Опустить фотоколориметр в первую колбу с концентрацией сульфата меди (II) 0,6 моль/л, подождать 10 с, пока значение оптической плотности установится, записать измеренное значение. Промыть фотоколориметр в дистиллированной воде. Затем измерить значение оптической плотности раствора с неизвестной концентрацией.

Измеренные два значения нанести на градуировочный график. Определить неизвестную концентрацию сульфата меди (II) и оценить правильность приготовления раствора с заданной концентрацией.

Содержание отчёта

В отчёте привести таблицу оптической плотности градуировочных растворов сульфата меди (II), градуировочный график.

Сопоставить концентрацию приготовленного раствора, найденную по графику, с заданным значением, рассчитать значение неизвестной концентрации раствора сульфата меди (II) и сопоставить со значением, найденным по графику.

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.

10 Лабораторная работа № 10. Реакции ионного обмена. Электролитическая диссоциация

Цель работы: получить представление о сильных и слабых электролитах, изучить некоторые способы смещения равновесия диссоциации слабых электролитов, а также условия и критерии протекания реакций ионного обмена.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; штатив с пробирками; микрошпатель; растворы гидроксида натрия и гидроксида аммония; растворы солей сульфата натрия, карбоната натрия, хромата калия, хлорида бария, ацетата натрия; растворы уксусной и соляной кислот; индикаторы метиловый оранжевый и фенолфталеин; кристаллические ацетат натрия и хлорид аммония, кусочки мела.

Опыт 1. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита.

1.1 *Влияние добавления соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты.*

В две пробирки, закреплённые в штативе модуля, налить по 2...3 мл 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавить по 1...2 капли метилового оранжевого. Отметить изменение окраски индикатора под влиянием ионов водорода, присутствующих в растворе. Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую добавить некоторое количество твёрдого ацетата натрия. Перемешать раствор и сравнить цвет полученного раствора с цветом раствора в контрольной пробирке.

1.2 *Влияние добавления соли слабого основания на степень диссоциации этого основания.*

Налить в две пробирки по 2...3 мл 0,1 н раствора аммиака. В каждую пробирку добавить по 1...2 капли фенолфталеина. Как окрашивается фенолфталеин под влиянием гидроксид-ионов OH^- , присутствующих в растворе?

Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, в другую добавить сухой хлорид аммония NH_4Cl . Перемешать, сравнить цвет полученного раствора с окраской в контрольной пробирке.

Опыт 2. Протекание обменных ионных процессов в растворах электролитов.

2.1 Образование нерастворимых веществ.

В три пробирки налить по 3...4 мл раствора хлорида бария BaCl_2 . Добавить в них такое же количество растворов: в первую – сульфат натрия Na_2SO_4 , во вторую – карбоната натрия Na_2CO_3 , в третью – хромата калия K_2CrO_4 . Отметить цвет образующихся осадков.

2.2 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?

2.3 Образование малодиссоциирующих веществ.

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

Содержание отчета

В опыте 1 написать уравнения диссоциации ацетата натрия и уксусной кислоты и выражение константы диссоциации уксусной кислоты. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении в раствор ацетата натрия. Как изменяется при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов водорода?

Написать уравнение диссоциации хлорида аммония и гидроксида аммония, и выражение константы диссоциации гидроксида аммония. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации гидроксида аммония при добавлении к нему соли. Как меняются при этом степень диссоциации гидроксида аммония и концентрация ионов OH^- ?

Во опыте 2 для всех реакций записать молекулярные и ионные уравнения.

Вопросы для самопроверки

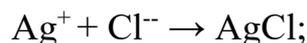
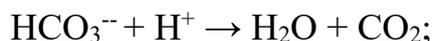
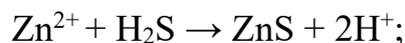
1 Какие электролиты относятся к слабым, какие – к сильным?

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 , $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$. 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:



11 Лабораторная работа № 11. Гидролиз солей

Цель работы: получить представление об индикаторах и их окраске в различных средах; на опыте с помощью применения индикатора доказать наличие гидролиза в солях, образованных слабым основанием или слабой кислотой.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; штатив с пробирками; дистиллированная вода; раствор соляной кислоты; раствор гидроксида натрия; растворы солей хлорида алюминия и карбоната натрия; индикаторы: метиловый оранжевый, лакмус и фенолфталеин.

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах.

Налить в шесть пробирок, закреплённых в штативе модуля, по 2...3 мл дистиллированной воды и добавить в две из них раствор нейтрального лакмуса, в две другие – метилового оранжевого, в оставшиеся две – фенолфталеина.

Отметить окраску индикаторов в нейтральной среде. Добавить в первую, третью и пятую пробирки по несколько капель раствора щелочи и отметить окраску индикаторов в щелочной среде; во вторую, четвертую и шестую добавить несколько капель кислоты, отметить окраску индикаторов в кислой среде.

Опыт 2. Образование кислых и основных солей при ступенчатом гидролизе.

2.1 Гидролиз хлорида алюминия.

В две пробирки налить по 2...3 мл раствора хлорида алюминия AlCl_3 . В одну пробирку добавить 1...2 капли раствора лакмуса, во вторую – метилоранжа. Отметить окраску растворов.

2.2 Гидролиз карбоната натрия.

К раствору соды Na_2CO_3 добавить 1...2 капли раствора фенолфталеина. В какой цвет окрасится раствор?

Опыт 3. Взаимное усиление гидролиза двух солей.

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первой пробирке к 5...6 каплям раствора сульфата алюминия прибавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа. Повторить опыт в другой пробирке с использованием сульфата алюминия и сульфида натрия. Определить по запаху, какой газ при этом выделяется.

Содержание отчета

Результаты первого опыта следует занести в таблицу 11.1.

Таблица 11.1 Окраска индикаторов в разных средах

Индикатор	Окраска раствора в зависимости от среды		
	кислая pH < 7	нейтральная pH = 7	щелочная pH > 7
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

Во опыте 2 написать молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлорида алюминия и карбоната натрия по стадиям.

В опыте 3 написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и объяснить, почему в реакциях образуются не карбонат алюминия и не сульфид алюминия, а гидроксид алюминия (в обеих пробирках).

Вопросы для самопроверки

1 Напишите уравнение электролитической диссоциации воды. Что называется ионным произведением воды?

2 Напишите выражение для водородного и гидроксильного показателей.

3 Определите pH 0,002 н раствора серной кислоты, считая ее диссоциацию полной.

4 Определите pH раствора с концентрацией ионов OH^- 10^{-4} моль/л.

5 Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза и укажите реакцию среды следующих солей: Na_2CO_3 , FeCl_3 , NH_4Cl , NH_4NO_2 . Прибавлением каких веществ можно усилить процесс гидролиза или подавить его?

12 Лабораторная работа № 12. 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 рН среды и окислительными свойствами соединений.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; спиртовая горелка; штатив с пробирками; тигельные щипцы; кусочек ленты магния; кусочек металлического цинка; растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), перманганата калия, серной кислоты; кристаллический нитрит калия.

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, закреплённую в штативе модуля, 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 рН растворов.*

В три пробирки внести по 1...2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую (чтобы получить рН раствора < 7) добавить 1...2 мл раствора серной кислоты; во вторую (рН > 7) добавить 1...2 мл раствора щелочи, в третьей пробирке рН = 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 рН < 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.

Во всех опытах отметить, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем.

При составлении реакций в третьем опыте учесть, что фиолетовая окраска характерна для иона MnO_4^- , бесцветная – для иона Mn^{2+} , зеленая – для иона MnO_4^{2-} , а бурая – для оксида марганца (IV) – MnO_2 .

Для каждой реакции составить схему перехода электронов и уравнять их методом электронного баланса. Отметить, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при изменении среды.

Вопросы для самопроверки

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

2 Какое вещество называют окислителем и какое вещество называют восстановителем?

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

4 Какие из веществ: $K_2Cr_2O_7$, 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:



13 Лабораторная работа № 13. Гальванические элементы

Цель работы: изучение электрохимической активности наиболее известных металлов, сборка гальванического элемента и определение его ЭДС.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; пробирки; солевой мостик; химические стаканы; цинковый электрод; медный электрод; провод крокодил; сульфат магния; сульфат железа (II); сульфат меди (II); сульфат цинка; нитрат свинца (II); гранулы магния, цинка, железа, свинца, меди; нитрат калия.

Опыт 1. Исследование электрохимической активности металлов.

Пять пробирок закрепить в штативе модуля. В первую пробирку налить 10 капель раствора сульфата магния, во вторую – 10 капель сульфата цинка, в третью – 10 капель сульфата железа (II), в четвертую – 10 капель нитрата свинца (II), в пятую – 10 капель сульфата меди (II). Опустить в пробирки по грануле магния, исключая первую пробирку. Отметить изменения, наблюдаемые в пробирках, написать уравнения реакций. Повторить опыт ещё 4 раза, опуская

цинк, железо, свинец и медь во все пробирки, кроме тех, в которых содержится раствор соли того же самого металла. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

Опытные данные занести в таблицу 13.1, поставив знак «+» под ионами металлов в тех случаях, когда эти металлы вытеснялись из их солей, и знак «0», когда вытеснения не происходило.

Таблица 13.1 – Опытные данные о взаимодействии металлов с солями

Металл	Катионы металлов				
	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺
Mg					
Zn					
Fe					
Pb					
Cu					

Опыт 2. Сборка гальванического элемента и измерение его ЭДС.

Собрать гальванический элемент, электродами которого служат железо и медь. В один химический стакан на 50 мл налить 40 мл раствора сульфата железа (II) с концентрацией 0.1 моль/л. Во второй химический стакан на 50 мл налить 40 мл раствора сульфата меди с концентрацией 0,1 моль/л. С помощью фиксаторов в стаканчик с раствором железа опускают железный электрод, а в раствор меди – медный.

Стаканчики с электродами устанавливают на рабочей поверхности модуля в центре разметки магнитных мешалок. Растворы соединяют с помощью солевого мостика, заполненного раствором нитрата калия. В один из стаканчиков устанавливают термодатчик, фиксируя его с помощью штатива.

В каждый стаканчик помещают магнитную мешалку. К электродам подключают вольтметр с помощью соединительного провода крокодил. Вольтметр подключают к модулю.

Включают магнитную мешалку на минимальную скорость перемешивания и фиксируют показания термодатчика и вольтметра после установления равновесного электродного потенциала, что занимает обычно две–три минуты.

Содержание отчёта

В опыте 1 охарактеризовать восстановительную способность изученных металлов и расположить их в ряд по уменьшению этого свойства.

В опыте 2 записать собранный гальванический элемент в виде электрохимической схемы, написать схемы анодного и катодного процессов и суммарное уравнение реакции, вычислить теоретическое значение ЭДС, сравнить его с измеренным и рассчитать погрешность опыта.

Вопросы для самопроверки

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

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

3 Рассчитайте ЭДС следующего концентрационного гальванического элемента: $\text{Zn} / \text{ZnCl}_2 // \text{ZnCl}_2 / \text{Zn}$ 0,01 моль/л 1,0 моль/л. Какой из электродов является анодом, а какой - катодом?

4 Каким будет значение ЭДС гальванического элемента, составленного из цинковых электродов, опущенных в растворы солей с концентрациями 0,01 и 0,001 М? Как называется такой гальванический элемент?

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

14 Лабораторная работа № 14. Определение рН в различных средах

Цель работы: определение значения водородного показателя ряда водных растворов методом потенциометрии с использованием стеклянного электрода и изучение поведения основных индикаторов в различных средах.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; пробирки; химический стакан объемом 50 мл; индикаторная бумага; стеклянная палочка; автоматический дозатор; метилоранж; фенолфталеин; аммиак 0,1 н, гидроксид натрия 2н; соляная кислота 0,1 н; уксусная кислота 0,1 н; буферные растворы со значениями рН = 1,65; 4,01; 6,86; 9,18 и 12,43.

Опыт 1. *Определить значение водородного показателя методом потенциометрии.*

1.1 Построение градуировочного графика.

Для построения градуировочного графика зависимости измеренного потенциала стеклянного электрода относительно хлорид-серебряного электрода сравнения используют буферные растворы с известным значением рН. Обычно используют буферные растворы со значениями рН = 1,65; рН = 4,01; рН = 6,86; рН = 9,18 и рН = 12,43.

В тщательно промытый стаканчик на 50 мл приливают первый буферный раствор в количестве примерно 30...40 мл, погружают в раствор магнитную мешалку и комбинированный стеклянный электрод. Электрод располагают по центру стакана так, чтобы он не касался его дна. Соединяют разъем стеклянного электрода с вольтметром, который с помощью соединительного провода соединяют с модулем.

Затем включить перемешивание раствора на такую интенсивность, чтобы не образовывалась воронка при перемешивании и в электрод не попадали пузыри воздуха. Записать показание вольтметра для первого буферного раствора.

После измерения стаканчик, мешалку и измерительный электрод тщательно ополаскивают дистиллированной водой, а затем – несколько раз буферным раствором, рН которого планируют измерить. После чего повторяют измерение для всех буферных растворов. Данные эксперимента заносят в таблицу 14.1.

Таблица 14.1 – Данные для построения градуировочного графика

рН буферного раствора	$E_{ст}$, мВ
1,65	
4,01	
6,86	
9,18	
12,45	

По измеренным значениям строят градуировочный график зависимости потенциала стеклянного электрода от рН буферных растворов.

1.2 Измерение рН водных растворов.

Проводят измерение потенциала стеклянного электрода в водопроводной и минеральной водах. После измерения потенциала стеклянного электрода в различных объектах проводят пересчет в единицы рН по градуировочному графику, полученному в предыдущем опыте.

Вопросы для самопроверки

- 1 На чем основаны потенциометрические методы анализа?
- 2 Какая зависимость выражается уравнением Нернста? Поясните смысл входящих в него величин.
- 3 Какие функции выполняют индикаторные электроды и какие – электроды сравнения? Укажите требования, которые к ним предъявляются.
- 4 В чем сущность потенциометрического определения рН раствора? Какие индикаторные электроды могут быть использованы для определения рН?
- 5 Как устроен стеклянный электрод? Как можно определить стандартный потенциал этого электрода? Укажите достоинства и недостатки стеклянного электрода.

15 Лабораторная работа № 15. Электролиз

Цель работы: получить представление об электролизе; изучить окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах в случае растворимого и нерастворимого анодов, в случае наличия в растворе безкислородного и кислородсодержащего кислотных остатков, при наличии в растворе ионов металла, стоящего в ряду СЭП до алюминия и после алюминия.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; медный и графитовые электроды; батарейный стакан; U-образная трубка; растворы солей сульфата натрия, хлорида натрия, иодида калия; раствор серной и азотной кислот; индикаторы лакмус и фенолфталеин.

Опыт 1. Электролиз раствора серной кислоты с медным анодом.

Налить в батарейный стакан на 1/4 его объема 1 М раствор серной кислоты. Закрепить угольный и медный электроды в крышке стакана и погрузить их в раствор. Угольный электрод соединить с катодом, а медный с анодом источника тока (выпрямителя). Включить ток.

Наблюдать за процессом, протекающим на катоде. Что в это время происходит на аноде? Как изменяется с течением времени цвет раствора?

Через 3...5 мин выключить ток. После окончания опыта погрузить угольный электрод на в 10-процентный раствор азотной кислоты (под тягой!) и затем промыть его водой.

Опыт 2. Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом

2.1 Электролиз раствора сульфата натрия.

В U-образную трубку налить раствор сульфата натрия. В околокатодное пространство добавить 1...2 капли фенолфталеина, в околоанодное – несколько капель нейтрального лакмуса. Опустить в раствор графитовые электроды, укрепленные в пробках. Подсоединить электроды к выпрямителю.

Включить ток. Что наблюдается через некоторое время в околокатодном и в околоанодном пространстве? Как изменяется при этом окраска индикаторов?

2.2 Электролиз раствора хлорида натрия.

Подключить к источнику тока два инертных электрода. В химический стакан залить раствор хлорида натрия, задать силу тока в 100...200 мА и вести электролиз 5...6 мин. Наблюдать выделение газов на обоих электродах. После проведения электролиза установить с помощью индикатора среду раствора.

Опыт 3. Никелирование.

В химический стакан залить электролит никелирования. Один из зажимов типа «крокодил» присоединить к монетке 50 к., а второй – к инертному электроду. Задать силу тока 30...50 мА. Электролиз вести 5...6 мин. Наблюдать выделение металла на монетке и газа – на другом электроде.

Содержание отчета

Для каждого опыта записать схему электролиза (электронные уравнения катодного и анодного процессов), общее уравнение электролиза. Описать явления, сопровождающие электродные процессы, и дать им объяснения.

Вопросы для самопроверки

1 Как происходит процесс электролиза водных растворов солей, образованных бескислородными кислотами и щелочными либо щелочно-земельными металлами?

2 Какой процесс протекает на катоде при электролизе водных растворов солей металлов, стоящих в ряду напряжений от Cu^{2+} до Au^{2+} ?

3 Какой процесс протекает на аноде при электролизе водных растворов солей кислородосодержащих кислот?

4 Сколько граммов гидроксида калия образуется у катода при пропускании тока через водный раствор K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода, измеренного при нормальных условиях?

5 Через раствор MgCl_2 пропускали ток в 3 А в течение 4 ч. Какие вещества и в каком количестве выделились у электродов? Составьте электронные уравнения процессов.

16 Лабораторная работа № 16. Коррозия металлов

Цель работы: изучить процессы коррозии металлов; ознакомиться с коррозией металлов при высоких температурах, при контакте двух различных металлов; ознакомиться с образованием микро коррозионных пар.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; наждачная бумага; стальная, цинковая, медная пластинки; цинковая полоска; медная проволока; газовая горелка; тигельные щипцы; согнутая под углом стеклянная трубка; гранулированный цинк; разбавленный раствор серной кислоты; раствор сульфата меди.

Опыт 1. Коррозия металлов при высоких температурах.

С помощью наждачной бумаги хорошо очистить поверхность стальной пластинки. Взять тигельными щипцами стальную пластинку за один конец и нагреть её с другого конца в бесцветном пламени горелки. При нагревании пластинку держать неподвижно относительно пламени горелки. Аналогичный опыт проделать с медной пластинкой.

Опыт 2. Коррозия при контакте различных металлов.

В трубку, согнутую под углом, налит разбавленный раствор серной кислоты. В одно колено трубки вставляется полоса цинка. В другое колено вставляем медную проволоку таким образом, чтобы она не соприкасалась с цинком. Какова интенсивность выделения водорода?

Приводим металлы в соприкосновение. 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 3. Образование микрогальванопар.

Поместить пробирку в штатив модуля, поместить в неё кусочек гранулированного цинка и прилить несколько миллилитров разбавленной серной кислоты. Обратите внимание на скорость выделения водорода.

Добавить в пробирку несколько капель раствора сульфата меди CuSO_4 . Что наблюдается? Как изменяется скорость выделения водорода?

Содержание отчета

В опыте 1 отметьте изменение цвета пластинок при нагревании и влияние повышения температуры на процесс коррозии?

Во опыте 2 опишите, что происходит при контакте цинка и меди с серной кислотой. Приведите соответствующие уравнения реакций. Опишите, что происходит при контакте двух металлов, как изменяется скорость выделения водорода? Дайте этому объяснение, записав электронные уравнения анодного и катодного процессов.

В опыте 3 приведите уравнения реакций взаимодействия цинка с раствором серной кислоты и раствором сульфата меди, укажите переход электронов. В результате какой из этих реакций происходит образование микрогальванопары? Как это влияет на скорость и интенсивность коррозии? Какой из металлов подвергается разрушению? Почему? Ответ докажете с помощью электродных процессов и схемы образовавшейся гальванопары.

Вопросы для самопроверки

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

2 Объясните, почему в атмосферных условиях цинк корродирует, а золото нет? Напишите уравнения анодной и катодной реакций. Ответ подтвердите расчетами.

3 Определите, будет ли корродировать медь в деаэрированном (без содержания кислорода) растворе при $\text{pH} = 2$. Напишите уравнения анодной и катодной реакций.

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

5 Почему железо слабо корродирует в растворах, для которых значение $pH > 10$?

17 Лабораторная № 17. Защита металлов от коррозии

Цель работы: ознакомление с основными способами защиты металлов от коррозии.

Оборудование и реактивы: УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; два батарейных стакана; образцы оцинкованного и луженого железа; источник тока; угольный и железный электроды; цинковая и свинцовая пластинки; раствор хлорида натрия и гексацианоферрата (III) калия; разбавленный раствор уксусной кислоты; раствор йодита калия.

Опыт 1. 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?

Опыт 2. Влияние на коррозию природы защитного покрытия.

В штативе модуля закрепить две пробирки, которые наполнить на 1/2 их объема дистиллированной водой. Добавить в каждую из них по 2...3 капли серной кислоты и по 2...3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Он является качественным реактивом на ионы Fe^{2+} , с которыми образует синее окрашивание (турнбулева синь). В одну пробирку опустить железную полоску, в которой зажата гранула цинка, а в другую – железную полоску, в которой зажата гранула олова. Первая пробирка имитирует коррозию оцинкованного железа, а вторая – лужёного, т. е. покрытого оловом.

Отметить, в какой пробирке появляется синее окрашивание.

Опыт 3. Защита металла от коррозии химическим пассивированием.

В штативе модуля закрепить две пробирки. Первую пробирку наполнить на 3/4 объема концентрированной азотной кислотой, вторую – разбавленной серной кислотой.

Очистить наждачной бумагой две стальные проволочки (разогнутые канцелярские скрепки). Одну из них опустить в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты. Записать наблюдения. Ополоснуть проволоку водой

и вновь опустить в пробирку с азотной кислотой. Промыть пассивированную проволоку и опустить в пробирку с разбавленной серной кислотой. Для сравнения опустить вторую необработанную проволоку в тот же раствор серной кислоты.

Опыт 4. *Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке.*

В штативе модуля закрепить две пробирки, заполненные раствором сульфата меди (II).

Очистить наждачной бумагой две стальные проволоочки. Одну из них, держа в щипцах, нагреть в пробирконагревателе до появления цветов побежалости, т. е. до появления оксидной пленки цвета «воронова крыла». Эта операция в технике получила название «воронение». Опустить обе проволоки в пробирки с раствором сульфата меди (II).

Содержание отчета

В опыте 1 отметьте, в каком из стаканов наблюдается изменение окраски раствора, Объясните, за счет чего происходит изменение окраски раствора. Приведите соответствующее уравнение реакции.

В опыте 2 составьте схемы коррозионных гальванических микроэлементов и напишите уравнения анодных и катодных процессов. Объясните, какое из покрытий является катодным, а какое – анодным. Какое из них и почему защищает железо от коррозии, а какое – не защищает?

В опыте 3 опишите наблюдения, отметьте роль оксидной пленки, образовавшейся на поверхности железа при его обработке азотной кислотой. Сравните скорость выделения водорода на проволочках.

В опыте 4 опишите наблюдения и составьте уравнения реакции железа с раствором сульфата меди. По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки, полученной при воронении.

Вопросы для самопроверки

1 В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии?

2 В чем заключается сущность катодной электрохимической защиты металлов от коррозии?

3 Какое покрытие металла называется анодным, 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.

Список литературы

1 **Росин, И. В.** Общая и неорганическая химия. Современный курс: учебное пособие / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – Москва: Юрайт, 2016. – 316 с.

2 **Росин, И. В.** Химия: учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва: Юрайт, 2019. – 420 с.

3 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Юрайт, 2019. – 431 с.

4 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2010. – 559 с.

5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва: Юрайт, 2010. – 886 с.