

ГОСУДАРСТВЕННОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к лабораторным работам
для студентов направлений подготовки
12.03.04 «Биотехнические системы и технологии»,
13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника»,
15.03.06 «Мехатроника и робототехника»,
23.03.02 «Наземные транспортно-технологические комплексы»
дневной формы обучения*



Могилев 2018

УДК 54
ББК 24
Х 46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «8» июня 2018 г., протокол № 9

Составители: канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская;
канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент И. Д. Камчицкая

В методических рекомендациях содержатся описания лабораторных работ и методика их выполнения. Порядок следования работ соответствует очередности изложения тем в лекционном курсе и эффективно его дополняет. В описании каждой лабораторной работы представлен раздел «Вопросы для самопроверки», позволяющий студентам самостоятельно подготовиться к тестированию по данной теме.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Технический редактор	С. Н. Красовская
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 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Государственное учреждение высшего профессионального образования
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/56 от 24.01.2014.

Пр. Мира, 43, 212000, Могилев.

© ГУ ВПО «Белорусско-Российский
университет», 2018



Содержание

Введение.....	4
Лабораторная работа № 1. Получение и химические свойства оксидов.....	5
Лабораторная работа № 2. Получение и химические свойства оснований, солей и кислот.....	6
Лабораторная работа № 3. Определение молярной массы эквивалента карбоната кальция.....	7
Лабораторная работа № 4. Энергетика химических процессов. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.....	9
Лабораторная работа № 5. Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации.....	11
Лабораторная работа № 6. Химическая кинетика. Скорость химической реакции.....	13
Лабораторная работа № 7. Химическое равновесие. Влияние изменение концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.....	15
Лабораторная работа № 8. Реакции ионного обмена.....	16
Лабораторная работа № 9. Гидролиз солей.....	18
Лабораторная работа № 10. Окислительно-восстановительные реакции.....	19
Лабораторная работа № 11. Гальванические элементы.....	21
Лабораторная работа № 12 Электролиз.....	22
Лабораторная работа № 13. Коррозия металлов.....	24
Лабораторная работа № 14. Защита металлов от коррозии.....	26
Лабораторная работа № 15. Фотометрическое определение железа в водном растворе с помощью фотоэлектроколориметра.....	27
Список литературы.....	29



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 дисциплин «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 является необходимым дополнением к изучению теоретического курса.



Лабораторная работа № 1. Получение и химические свойства оксидов

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

Оборудование и реактивы: фарфоровая чашка, колба коническая, металлическая ложечка, спиртовая горелка, штатив с пробирками, микрошпатель; сухие красный фосфор, оксиды кальция и меди (II), растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), лакмуса и фенолфталеина, дистиллированная вода.

Ход работы

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. Отношение оксидов к воде.

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 две-три капли фенолфталеина. Что происходит?

2 Внести в пробирку небольшое количество оксида меди (II) CuO , прилить 1...2 мл дистиллированной воды и перемешать. Добавить к раствору две-три 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 Какими способами можно получить оксиды?
- 2 Какие из указанных соединений являются оксидами:
 - а) CaO ; б) Na_2SO_4 ; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) CO ; д) CO_2 ?



3 Со всеми веществами какого ряда реагирует Na_2O :

а) SO_3 , H_2S , $\text{Al}(\text{OH})_3$; б) 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 ?

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: 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.

Ход работы

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.

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

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 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.

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.

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.



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 дигидроксожелеза (III), дигидрофосфат натрия, нитратдигидроксоалюминия, оксид фосфора (V), оксид хрома (III), перманганат калия, сульфид меди (I), оксид железа (III).

Лабораторная работа № 3. Определение молярной массы эквивалента карбоната кальция

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: 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 1н 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 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 – Результаты эксперимента

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-экв. HCl, израсходованное для реакции с CaCO ₃	Масса HCl, г	Молярная масса эквивалента CaCO ₃ , г/моль

Масса HCl рассчитывается следующим образом: поскольку концентрация приливаемой кислоты равна 1 моль экв/л (1н раствор), то в каждом ее миллилитре содержится 1/1000 моль эквивалентов (0,001 моль эквивалентов), что соответствует 0,0365 г кислоты. Масса кислоты, израсходованная на реакцию, равна $V \cdot 0,0365$.

Для расчета массы соляной кислоты, израсходованной на реакцию с мрамором, можно также воспользоваться формулой расчета нормальной (эквивалентной) концентрации:

$$C_n = m_{p.v.} \cdot 1000 / M_{Э p.v.} \cdot V_{p-pa} \quad (1)$$

где $m_{p.v.}$ – масса растворённого вещества, г;

$M_{Э p.v.}$ – молярная масса эквивалента растворённого вещества, г/моль;

V_{p-pa} – объём раствора, см³.

Молярную массу эквивалента карбоната кальция определяем по закону эквивалентов:

$$M(CaCO_3) / M_{Э}(CaCO_3) = m(HCl) / M_{Э}(HCl), \quad (2)$$

где $m(CaCO_3)$, $m(HCl)$ – массы карбоната кальция и соляной кислоты, г;

$M_{Э}(CaCO_3)$ и $M_{Э}(HCl)$ – молярные массы эквивалентов карбоната кальция и соляной кислоты, г/моль, соответственно.

Подставив значения из таблицы 1 в (2), вычисляем молярную массу эквивалента CaCO₃.

Сравните полученную величину с теоретически рассчитанной. Вычислите абсолютную и относительную ошибки опыта.

Объясните 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.

Лабораторная работа № 4. Энергетика химических процессов. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Цель работы: приобрести навыки работы с электронными весами, мерной посудой (бюреткой и 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; 1н 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 1н раствора соляной кислоты. Стакан поставить в калориметр для уменьшения теплопотери (калориметр состоит из двух стаканов, вставленных один в другой).

Мерным цилиндром отмерить 25 мл 1н 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 – Экспериментальные данные

Масса внутреннего стакана m_1 , г	Масса внутреннего стакана с реакционной смесью m , г	Масса реакционной смеси m_2 ($m - m_1$), г	HCl		NaOH		t_1	t_2	ΔH
			Объём, мл	Концент- рация, моль/л	Объём, 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 и C_2 – удельная теплоемкость реакционного сосуда и реакционной смеси соответственно, Дж/(кг·К);

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

Удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен реакционный сосуд, равна $C_1 = 0,75 \cdot 10^3$ 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 (1н раствор), то в 1000 мл раствора содержится один моль эквивалентов HCl, следовательно, в 25 мл ее раствора – 0,025 моль эквивалентов.

Тепловой эффект реакции относится к одному моллю воды:

$$\Delta H_{\text{практ}} = Q/0,025.$$

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



$$\Delta H_{\text{практ}} = -57\,400 \text{ Дж.}$$

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.

Лабораторная работа № 5. Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации

Цель работы: научиться готовить раствор с заданной концентрацией из навески соли и разбавлением концентрированных растворов. Овладеть методикой денсиметрии и кислотно-основного титрования.

Приборы и реактивы: бюретка на 25 мл, воронка, мерные колбы на 50 и 100 мл, пипетки на 10 и 2 мл, колбы конические для титрования, колба для слива, резиновая груша, ареометр. Навеска соли, раствор HCl 0,1н, раствор NaOH или KOH (концентрированный) с указанной концентрацией и плотностью, раствор метилоранжа $w = 0,1 \%$ и фенолфталеина $w = 0,1 \%$ в капельницах.

Ход работы

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески соли.

Получите у преподавателя задание на выполнение опыта (варианты заданий представлены в таблице 3), рассчитайте, сколько соли и воды потребуется для приготовления раствора заданной концентрации общим объемом 50 мл.

Необходимое количество соли перенесите в мерную колбу. Небольшими порциями вливайте воду в колбу при постоянном перемешивании. После растворения соли доведите раствор до метки. Полученный раствор перелейте в цилиндр (на 50 мл) и ареометром измерьте его плотность.

Используя величину плотности раствора ρ и массовую долю ω , вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации полученного раствора, а также его титр и мольную долю соли в растворе. Полученные результаты представьте в виде таблицы 4.



Таблица 3 – Варианты заданий

Номер варианта	Название соли	Массовая доля соли, %	Плотность раствора теоретическая, г/см ³
1	Сульфат натрия	8	1,070
2	Хлорид калия	10	1,063
3	Хлорид натрия	10	1,070
4	Сульфат натрия	10	1,090
5	Хлорид калия	12	1,076
6	Хлорид натрия	12	1,085
7	Сульфат натрия	12	1,110
8	Хлорид калия	14	1,090
9	Хлорид натрия	14	1,100
10	Хлорид калия	16	1,104
11	Хлорид натрия	16	1,116

Таблица 4 – Экспериментальные результаты

Раствор				Концентрации				
Масса соли, г	Масса воды, г	ρ , г/мл	ω , %	C_M , моль/л	C_N , моль/л	T , г/мл	C_m , моль/кг	N соли

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора из концентрированного.

Получить у преподавателя задание на выполнение опыта.

Рассчитать объем концентрированного раствора NaOH или KOH, необходимый для приготовления разбавленного раствора NaOH заданной концентрации, по следующему алгоритму:

1) рассчитать молярную концентрацию разбавленного раствора NaOH или KOH;

2) рассчитать количество вещества $n_{экв}$ щелочи, необходимое для приготовления заданного раствора;

3) рассчитать массу щелочи, соответствующую этому количеству;

4) используя массовую долю вещества в растворе (w , %), найти массу концентрированного раствора щелочи;

5) рассчитывают объем концентрированного раствора.

Необходимый объем концентрированного раствора отбирают пипеткой на 2 мл с помощью резиновой груши и переносят в мерную колбу на 100 мл через воронку. Воронку ополаскивают дистиллированной водой, затем раствор доводят до метки. Колбу закрывают резиновой пробкой и перемешивают полученный раствор.

С помощью пипетки на 10 мл отбирают пробы (аликвотные доли) в три конические колбы для титрования (по 10 мл приготовленного раствора в каждую колбу). В каждую колбу добавляют индикатор, несколько капель фенолфта-



леина. Аликвотные доли титруют раствором HCl из бюретки. Для этого бюретку заполняют 0,1н раствором HCl (титрантом) до нулевой отметки перед каждым титрованием. Объемы титранта, пошедшие на титрование, заносят в таблицу 5. Титруют сначала в присутствии метилоранжа, а затем фенолфталеина.

Таблица 5 – Результаты титрования растворов

Номер опыта	Объем аликвотной доли анализируемого раствора V, мл	Индикатор	Объем титранта V, мл	Средний объем титранта V, мл
1				
2				
3				

По результатам титрований находят средний объем титранта. Концентрацию приготовленного раствора щелочи находят, используя закон эквивалентов.

Рассчитывают абсолютную и относительную погрешности полученных результатов.

Лабораторная работа № 6. Химическая кинетика. Скорость химической реакции

Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

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: бюретка, штатив с пробирками, растворы серной кислоты и тиосульфата натрия, дистиллированная вода.

Ход работы

Влияние концентрации реагирующих веществ 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 $Na_2S_2O_3$; во вторую – 6 мл раствора $Na_2S_2O_3$ и 3 мл воды; в третью – налить 3 мл раствора $Na_2S_2O_3$ и 6 мл воды.



Содержимое каждой пары пробирок перемешать.

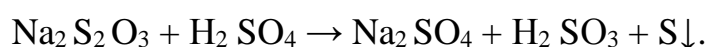
Взять одну пробирку с H_2SO_4 , другую с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, быстро слить растворы (вливать кислоту в раствор соли) и следить за образованием кристаллов серы. Отметить время, которое пройдет с момента сливания растворов до помутнения содержимого пробирки.

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 $1/3$.

Содержание отчета

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



Результаты опыта занести в таблицу 6.

Таблица 6 – Результаты опыта

Номер пар пробирок	Объем, мл			Относительная концентрация	Время t , с	Скорость v , 1/с
	Первая	Вторая пробирка				
		раствор H_2SO_4	раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			
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 по оси ординат отложить значения относительной скорости $v = 1/t$.

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.

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

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). Какая энергия 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?

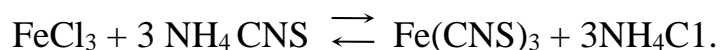
Лабораторная работа № 7. Химическое равновесие. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

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: штатив с пробирками; шпатель; разбавленные и концентрированные растворы хлорида железа (III) и роданида аммония, кристаллический хлорид аммония.

Ход работы

Смешать в пробирке разбавленные (0,01н) растворы FeCl_3 и NH_4CNS , взяв их в равных объёмах. 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

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

Необходимо 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)?

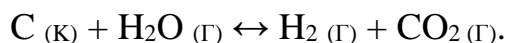
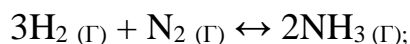
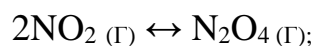
Вопросы для самопроверки

1 Какие реакции называются обратимыми?

2 Что такое химическое равновесие? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

3 Сформулируйте принцип Ле Шателье.

4 Как сместится равновесие в каждом из указанных случаев при увеличении давления:



Лабораторная работа № 8. Реакции ионного обмена

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: 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.

Ход работы

Опыт 1. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита.

1 Влияние добавления соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты.

В две пробирки налить по 2...3 мл 0,1н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавить по одной-две 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. На увеличение или уменьшение концентрации ионов H^+ указывает изменение окраски раствора? Увеличилась или уменьшилась при этом степень диссоциации уксусной кислоты?

Опыт 2. Протекание обменных ионных процессов в растворах электролитов.

1 Образование нерастворимых веществ.

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

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?

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

1 Написать уравнение диссоциации ацетата натрия и уксусной кислоты, а так же выражение константы ее диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении к ней ацетат-ионов CH_3COO^- из соли. Как изменяется при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+ ?

Увеличится или уменьшится степень диссоциации уксусной кислоты от добавления к ней сильной кислоты? Ответ обоснуйте.

2 В отчете необходимо для каждого подопыта 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 , $Ca(OH)_2$, $FeCl_3$, $NaHSO_4$, $Al(OH)Cl_2$. 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 .

Лабораторная работа № 9. 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: штатив с пробирками, дистиллированная вода, раствор соляной кислоты, раствор гидроксида натрия; растворы солей хлорида алюминия и карбоната натрия, индикаторы: метиловый оранжевый, лакмус и фенолфталеин.

Ход работы

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах.

Налить в шесть пробирок 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.

1 Гидролиз хлорида алюминия.

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

2 Гидролиз карбоната натрия.

К раствору соды Na_2CO_3 добавить одну-две капли раствора фенолфталеина. В какой цвет окрасится раствор?

Содержание отчета

Результаты первого опыта следует занести в таблицу 7.

Для определения какой среды, на ваш взгляд, наиболее подходит каждый из индикаторов?

Написать молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные



уравнения гидролиза хлорида алюминия по стадиям.

Написать молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза карбоната натрия по стадиям.

Таблица 7 – Результаты первого опыта

Индикатор	Область pH-перехода	Окраска раствора в зависимости от среды		
		Кислая pH < 7	Нейтральная pH = 7	Щелочная pH > 7
Лакмус				
Метилоранж				
Фенолфталеин				

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, концентрация ионов OH⁻ в котором равна 10⁻⁴ моль/л.

Лабораторная работа № 10. 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 Cu²⁺.

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 рН-растворов.*

В три пробирки добавить по 1...2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 : в первую (чтобы получить рН раствора < 7) – 1...2 мл раствора серной кислоты; во вторую (рН > 7) – 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.

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 составьте схему перехода электронов и уравняйте их методом электронного баланса. Как изменяются окислительные свойства перманганата калия при увеличении рН среды? Почему?

Вопросы для самопроверки

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

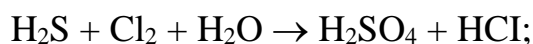
2 Какое вещество называют окислителем, а какое вещество называют восстановителем?

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

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 № 11. Гальванические элементы

Прямое потенциометрическое определение показателя активности и концентрации ионов при помощи ионселективных электродов

Цель работы: построить градуировочный график для определения показателя активности ионов с помощью ионселективного электрода и определить активность ионов в контрольном растворе.

Оборудование и реактивы: компьютер; ионселективный электрод (на фториды, кальций, медь и свинец); хлорсеребряный электрод сравнения, цифровой датчик-переходник для электродов; мерные колбы на 100 мл (5 шт.); мерные пипетки на 10 мл (2 шт.); химические стаканы на 50 и 100 мл; 0,1М раствор (в зависимости от электрода) NaF, CaCl₂, Cu(NO₃)₂, Pb(NO₃)₂ – 50 мл, 5М раствор NaNO₃, при работе со свинцовым электродом – 5М раствор NaClO₄.

Подготовка к работе

К одному из разъёмов на верхней поверхности датчика-переходника для электродов подключают ионселективный электрод к разъёму на боковой поверхности датчика-электрода сравнения. Датчик-переходник для электродов подключают к компьютеру.

Открывают программу «Химия – практикум» и выбирают режим «Ручной ввод абциссы», запускают процесс измерения нажатием экранной кнопки «Запустить измерение».

Ход работы

1 В мерных колбах на 100 мл готовят растворы, содержащие 10⁻⁶, 10⁻⁵, 10⁻⁴, 10⁻³, 10⁻²М соответствующего иона в зависимости от электрода и 0,1М раствор NaNO₃.

2 Ионселективный электрод и электрод сравнения погружают в 10⁻⁶М раствор и снимают показания с датчика. Нажимают на экранную кнопку «Ввод точки на графике» и в появившемся окне ввода абциссы вводят значение показателя активности иона.

3 Извлекают электроды, ополаскивают их дистиллированной водой, обтирают фильтровальной бумагой и погружают в следующий раствор, снова вводят в компьютер значение потенциала ионселективного электрода при этой концентрации и так проделывают со всеми приготовленными растворами.



4 Останавливают измерения нажатием экранной кнопки «Остановить измерения» и сохраняют результат нажатием экранной кнопки «Экспорт данных во внешний файл».

5 Измеряют потенциал ионселективного электрода в пробе. Затем добавляют в пробу 5 мл раствора фонового электролита, перемешивают и снова измеряют потенциал.

Обработка результатов

Данные из полученных файлов переносят в Excel и строят график зависимости потенциала от: показателя концентрации и показателя активности. На основании потенциала ионселективного электрода в пробе по графику для показателя активности рассчитывают показатель активности иона в пробе. На основании потенциала ионселективного электрода в пробе после добавления фонового электролита по градуировочному графику для показателя концентрации рассчитывают показатель концентрации иона в пробе и затем – концентрацию иона.

Требования к отчёту

В отчёте следует указать определяемый ион, привести градуировочные графики и значение потенциала в пробе с добавлением фонового электролита и без него, указать показатель активности иона и его концентрацию.

Вопросы для самопроверки

1 Какой раствор из перечисленных в пункте «реактивы» является фоновым электролитом?

2 Почему при приготовлении градуировочного графика концентрации стандартных растворов должны отличаться друг от друга в 10 раз?

3 В каких случаях добавление фонового электролита не поможет корректно определить концентрацию иона?

4 Почему нежелательно строить градуировочный график от более концентрированного раствора к менее концентрированному?

Лабораторная работа № 12. 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: выпрямитель, 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.

Ход работы

Опыт 1. Электролиз с растворимым анодом .

Электролиз раствора серной кислоты с медным анодом.

Налить в батарейный стакан на одну четвертую его объема 1М (одномолярный) 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 в 10-процентный раствор азотной кислоты (под тягой!) и затем промыть его водой.

Опыт 2. Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом.

1 Электролиз раствора сульфата натрия.

В U-образную трубку налить раствор сульфата натрия. В околокатодное пространство добавить одну-две 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 пространствах? Как изменяется при этом окраска индикаторов?

2 Электролиз раствора хлорида натрия.

Налить в U-образную трубку 0,5М раствор хлорида натрия, к которому добавлено три-четыре капли фенолфталеина. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и включить ток и пропускать его в течение 5...10 мин.

Что наблюдается в течение этого времени в околокатодном и в околоанодном пространствах? Почему окраска индикатора изменяется только около одного из электродов? Добавить после выключения тока в околоанодное пространство три-четыре капли иодида калия. Что происходит с раствором?

Содержание отчета

Для каждого опыта следует записать схему электролиза (электронные уравнения катодного и анодного процессов), описание явлений, сопровождающих электродные процессы, и их объяснение. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

1 Почему в начале опыта на катоде выделяются пузырьки водорода, а затем, скорость выделения водорода уменьшается и на катоде начинает протекать еще один процесс? Какие продукты образуются на электродах? Что



происходит с анодом, если он изготовлен из металла?

2 Какие вещества образуются в катодном и анодном пространствах раствора? Почему индикаторы изменяют окраску? Какое вещество подвергается разложению при электролизе?

3 Почему окраска индикатора изменяется только около одного из электродов? Для чего добавляется иодид калия? Что доказывает изменение окраски раствора после его добавления?

Почему во втором опыте не происходит разрушение электродов? Чем электролиз раствора сульфата натрия отличается от электролиза хлорида натрия?

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.

Лабораторная работа № 13. Коррозия металлов

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

Оборудование и реактивы: 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 .

Ход работы

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



нагрейте 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, не соприкасая её 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 выделяется этот газ?

Опыт 3. Образование микрогальванопар.

Поместить кусочек гранулированного цинка в пробирку и прилить 2...3 мл разбавленной серной кислоты. Обратит внимание на скорость выделения водорода.

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

Содержание отчета

1 Отметьте изменения цвета пластинок при нагревании. Как повышение температуры влияет на процесс коррозии?

2 Запишите 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.

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

3 Запишите уравнение реакции 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 больше 10.

Лабораторная работа № 14. Защита металлов от коррозии

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

Оборудование и реактивы: 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 иодида калия.

Опыт 1. Анодное и катодное покрытия.

В два стакана налить 3-процентный раствор хлорида натрия, к которому добавлено несколько капель $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. 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. Катодная защита.

В два стакана налить 3-процентный раствор NaCl . В оба стакана добавить несколько капель раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В один из стаканов опустить в качестве анода уголь, а в качестве катода – железный образец. Соединить электроды с плюсами источника постоянного тока. Для сравнения другой железный образец опустить во второй стакан.

Опыт 3. Протекторная защита.

В два стакана налить разбавленный раствор уксусной кислоты. В каждый стакан прибавить несколько капель раствора йодида калия. В один стакан поместить цинковый и свинцовый образцы в контакте друг с другом. Во второй стакан опустить один свинцовый образец.

Содержание отчета

1 В каком из стаканов наблюдается изменение окраски раствора за счет образования турнбулевой сини? Почему? В каком из этих растворов присутст-



вуют 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 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$?

2 Что наблюдается в отсутствие тока и при пропускании тока через раствор? Запишите процессы, протекающие в том и другом случаях.

3 Отметьте, что происходит в каждом из стаканов. В каком случае идет процесс коррозии? Объясните, почему в одном случае свинец корродирует, а в другом – нет.

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 покрытие меди олово? 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 № 15. Фотометрическое определение железа в водном растворе с помощью фотоэлектроколориметра

Цель работы: ознакомиться с комплексом исследований, определяющих возможность фотометрических измерений и освоить методику фотометрических определений на фотоэлектроколориметрах.

Оборудование и реактивы: фотоколориметр; колба мерная объемом 100 мл (3 шт.); колба мерная объемом 50 мл (5 шт.); цилиндр мерный объемом 20 мл (1 шт.); пипетка градуированная; капельная пипетка (1 шт.); химический стакан (1 шт.); кислота азотная; раствор смеси KCNS (или NH_4CNS) и H_2SO_4 , 10%; стандартный раствора соли железа с концентрацией $0,06 \text{ мг/см}^3$, раствор сульфосалициловой кислоты.



Ход работы

1 *Построение градуировочного графика.* Для приготовления стандартных растворов в мерные колбы вместимостью 100 см³ вносят 1, 2, 3, 4 и 5 см³ стандартного раствора соли железа с концентрацией 0,06 мг/см³, что соответствует 0,6; 1,2; 1,8; 2,4; 3,0 мкг железа, добавляют по 10 см³ раствора сульфосалициловой кислоты, по 10 см³ раствора аммиака, доводят дистиллированной водой до метки и перемешивают. Через 5 мин измеряют на фотоколориметре или спектрофотометре оптическую плотность приготовленных стандартных растворов при 416 нм (фиолетовый или синий светофильтр) относительно раствора холостой пробы, содержащей все добавляемые реактивы, кроме железа; кювета 2–3–5 см. Строят линейный градуировочный график в координатах оптическая плотность – масса железа, мкг.

2 *Анализ пробы.* В мерную колбу на 100 см³ наливают 50 см³ исследуемой воды, добавляют 10 см³ 10-процентного раствора сульфосалициловой кислоты, перемешивают и затем добавляют 10 см³ 10-процентного раствора аммиака.

Реакция среды должна быть слабощелочной, что необходимо проверить с помощью индикаторной бумаги. Доводят объем дистиллированной водой до метки, перемешивают и через 5 мин фотометрируют при 416 нм относительно раствора холостой пробы.

3 *Расчет.* Содержание общего железа X в пробе вычисляют по формуле

$$X = m/V_{\text{пробы}}$$

где m – масса железа, найденная по градуировочному графику, мкг;

V – объём пробы, мл.

Вопросы для самопроверки

1 В чем сущность колориметрического, фотометрического и спектрофотометрического методов анализа?

2 Привести уравнение, связывающие коэффициент пропускания T и оптическую плотность A .

3 Какова сущность закона Бугера-Ламберта-Бера?

4 Как проводится выбор оптимальных условий фотометрических определений:

- а) длина волны;
- б) толщина светопоглощающего слоя (кюветы);
- в) концентрации.

5 Объясните сущность методов определения концентрации анализируемого вещества:

- а) градуировочного графика;
- б) метода добавок.



Список литературы

- 1 **Росин, И. В.** Общая и неорганическая химия. Современный курс : учебное пособие / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – Москва : Юрайт, 2012.
- 2 **Хомченко, И. Г.** Общая химия : учебник / И. Г. Хомченко. – Москва : Новая Волна, 2014.
- 3 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва : Высшая школа, 2010.
- 4 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Ленинград : Химия, 2004.
- 5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва : Юрайт, 2010.

